

PŘÍRODOVĚDECKÁ FAKULTA UNIVERSITY PALACKÉHO

J. Kameníček, Z. Šindelář, M. Klečková

Příklady a úlohy z obecné a anorganické chemie

OLOMOUC 2005

O B S A H

I. Úvod	str. 5
II. Základy názvosloví anorganických sloučenin	6 - 21
III. Základní chemické pojmy a zákony	22 - 25
IV. Výpočty z chemických vzorců a rovnic	26 - 30
V. Stavba hmoty	
V.1. Atomové jádro	31 - 36
V.2. Elektronový obal	37 - 39
V.3. Chemická vazba	40 - 44
VI. Chemické reakce	
VI.1. Redoxní děje	45 - 50
VI.2. Acidobazické děje	51 - 59
VI.3. Termochemie	60 - 65
VII. Skupenské stavy hmoty	
VII.1. Plyny	66 - 71
VII.2. Roztoky	72 - 82
VIII. Chemická rovnováha	83 - 88
IX. Srážecí reakce	89 - 94
X. Elektrolýza	95 - 97
XI. Doplnky	
XI.1. Výsledky příkladů	98 - 107
XI.2. Mezinárodní soustava jednotek SI	108 - 112
XI.3. Důležité konstanty	113
XI.4. Tabulky	114 - 120
Seznam literatury	121

I. ÚVOD

Předkládané skriptum je určeno především posluchačům prvního ročníku jak učitelského studia v kombinaci s chemií, tak i odborného chemického studia jako podklad k semináři z obecné chemie, který navazuje na základní přednášku z obecné chemie.

Jednotlivé kapitoly se skládají z krátké teoretické části, kde jsou shrnuty základní pojmy a vztahy, dále z otázek a úkolů k ověření pochopení látky, z řešených vzorových příkladů na různé typy úloh a konečně z vlastních příkladů k řešení, jejichž výsledky jsou pro kontrolu uvedeny na konci skriptu. Text by měl pomoci k zefektivnění výuky v seminářích a usnadnit studentům samostatné studium; nemůže však nahradit účast v seminářích ani učebnice obecné a anorganické chemie

Při psaní skriptu bylo vycházeno z platného chemického názvosloví a soustavy jednotek SI. Protože stávající sbírky úloh z obecné a anorganické chemie nejsou vždy dostupné nebo nepokrývají dostatečně celou požadovanou oblast, lze předpokládat, že toto skriptum bude pro studenty užitečné.

Oproti poslední reedici byla řada kapitol přepracována a po několikaleté práci se skriptem bylo rozhodnuto jej doplnit o některé kapitoly nové a některé položky vypustit; rovněž byla opravena řada chyb. Autoři však uvítají návrhy na zlepšení a doplnění textu, jakož i upozornění na nedostatky a chyby.

Olomouc, 2005

Autoři

ZÁKLADY NÁZVOSLOVÍ ANORGANICKÝCH SLOUČENIN

Národní chemické názvosloví vychází z obecných pravidel daných **Mezinárodní unií pro čistou a užitou chemii** (International Union of Pure and Applied Chemistry, **IUPAC**). Pro české anorganické názvosloví jsou platná definitivní pravidla z roku 1972, která jsou průběžně doplňována o změny schválené IUPAC.

Názvy prvků

V současné době je známo 118 chemických prvků, jejich názvy, symboly a relativní atomové hmotnosti uvádí tab. 6.

Užívají se tyto **skupinové názvy**:

alkalické kovy	Li, Na, K, Rb, Cs, Fr
kovy alkalických zemin	Ca, Sr, Ba, Ra
chalkogeny	O, S, Se, Te, Po
halogeny	F, Cl, Br, I, At
vzácné plyny	He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn
prvky vzácných zemin	Sc, Y, La, Ce až Lu (včetně)
lanthanoidy	prvky s atomovým číslem 58 - 71 (Ce až Lu)
aktinoidy	prvky s atomovým číslem 90 - 103 (Th až Lr)
uranoidy	prvky s atomovým číslem 93 a 94 (Np a Pu)
curoidy	prvky s atomovým číslem 97 - 103 (Bk - Lr)
transurany	prvky následující v periodické soustavě za uranem
přechodné prvky	prvky, jejichž atomy nemají zcela zaplněné d-orbity
elektrony	

nebo jež mohou vytvářet ionty s neúplně obsazenými **d-orbity**

I.přechodná řada - prvky s atomovým číslem 21 až 29 (Sc až Cu)

II.přechodná řada - prvky s atomovým číslem 39 -až 47 (Y až Ag)

III.přechodná řada - prvky s atomovým číslem 57, 72 až 79 (La, Hf až Au)

triely	B, Al, Ga, In, Tl
tetrelly	C, Si, Ge, Sn, Pb
pentely	N, P, As, Sb, Bi

Racionální názvy prvků s protonovým číslem větším než 100 (uvedeny v tabulce 6)

jsou schváleny IUPAC.

Oxidační číslo prvku

Oxidační číslo je základním pojmem anorganického názvosloví.

Definice: **Oxidační číslo prvku** je elektrický náboj, který by byl přítomen na atomu prvku, kdybychom elektrony v každé vazbě vycházející z tohoto atomu prvku přidělili elektronegativnějšímu prvku.

Oxidační číslo je pojem (číslo) formální a v mnoha případech neodpovídá skutečné elektronové konfiguraci v molekule. Na rozdíl od náboje iontu (Ca^{2+}) se oxidační číslo označuje horním indexem římskými číslicemi: Ca^{II} . Ve většině (ale ne ve všech) anorganických sloučenin určíme oxidační číslo prvku na základě těchto jednoduchých pravidel:

ox.č. prvku v základním stavu je nulové

např. Zn^0 , B^0 , P_4^0 , Cl_2^0 , O_2^0 , O_3^0 , S_8^0

ox.č. vodíku ve sloučeninách s nekovy je **I** (H^{I})

např. $\text{H}_2^{\text{I}}\text{O}$, $\text{H}_2^{\text{I}}\text{S}$, NH_3^{I} , AsH_3^{I} , SiH_4^{I}

ox.č. vodíku ve sloučeninách s většinou kovů je **-I** ($\text{H}^{-\text{I}}$)

např. $\text{LiH}^{-\text{I}}$, $\text{CaH}_2^{-\text{I}}$

ox.č. kyslíku je ve většině sloučenin **-II** ($\text{O}^{-\text{II}}$)

např. $\text{Na}_2\text{O}^{-\text{II}}$, $\text{KO}^{-\text{II}}\text{H}$

výjimku tvoří :

- a) sloučeniny s elektronegativnějším F, např. $\text{O}^{\text{II}}\text{F}_2$ (difluorid kyslíku)
- b) peroxidy (anion O_2^{2-}), např. $\text{H}_2\text{O}_2^{-\text{I}}$, $\text{Na}_2\text{O}_2^{-\text{I}}$,
hyperoxidy (anion O_2^-), např. KO_2
ozonidy (anion O_3^-), např. KO_3

součet všech oxidačních čísel v molekule je roven nule

Poznámka:

Při výpočtu oxidačního čísla v peroxosloučeninách, thiosloučeninách, polysulfidech, organických sloučeninách, apod. musíme při výpočtu ox.č. vycházet ze struktury molekuly.

Při úpravě rovnic je někdy výhodné vypočítat „**průměrné oxidační číslo**“ (formálně může vyjít i desetinné číslo):

např. v tetrathionanu sodném $\text{Na}_2^I \text{S}_4^{(2,5)} \text{O}_6^{-II}$ je formálně „průměrné oxidační číslo“ síry 2,5.

V kyselině mravenčí HCOOH je „průměrné oxidační číslo“ uhlíku $\text{C}^{II}(\text{H}^I \text{C}^{II} \text{O}^{-II} \text{O}^{-II} \text{H}^I)$.

Číslovkové předpony

Číslovkové předpony používáme k vyjádření stechiometrických poměrů ve sloučenině.

Jednoduché číslovkové předpony

číslice	název
1/2	hemi
3/2	seskvi
1	mono
2	di
3	tri
4	tetra
5	penta
6	hexa
7	hepta
8	okta
9	nona (lat.)
9	ennea (řec.)
10	deka
11	undeka (lat.)
11	hendeka (řec.)
12	dodeka
13	trideka

Jednoduché číslovkové předpony se píší dohromady se základem názvu složky, ke které se vztahují:

např. Na_2S sulfid **di**sodný

S_2Cl_2 **di**chlordi**sulfan**

$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ kyselina **tetra**hydrogen**di**fosforečná

Násobné číslovkové předpony

číslice	název
1 jedenkrát	-
2 dvakrát	bis
3 třikrát	tris
4 čtyřikrát	tetrakis
5 pětkrát	pentakis
6 šestkrát	hexakis

Násobné číslovkové předpony používáme tehdy, je-li třeba označit počet složitějších atomových skupin v molekule. Název složky, ke které se vztahuje číslovková předpona dáváme do kulaté závorky:

např. $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ **bis**(hydrogenuhličitan) vápenatý nebo hydrogenuhličitan vápenatý
 $\text{Al}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$ **tris**(dihydrogenfosforečnan) hlinitý nebo dihydrogenfosforečnan hlinitý

NÁZVY SLOUČENIN

OXIDY

Název se skládá z podstatného jména **oxid** a **přídavného jména** s koncovkou odpovídající kladnému oxidačnímu číslu prvku.

oxidační číslo	obecný vzorec	koncovka	příklad oxidu
I	M_2O	- ný	Na_2O oxid sodný
II	MO	- natý	MgO oxid hořečnatý
III	M_2O_3	- itý	Al_2O_3 oxid hlinitý
IV	MO_2	- ičitý	SiO_2 oxid křemičitý
V	M_2O_5	- ečný	P_2O_5 oxid fosforečný
		- ičný	N_2O_5 oxid dusičný
VI	MO_3	- ový	SO_3 oxid sírový
VII	M_2O_7	- istý	Mn_2O_7 oxid manganistý
VIII	MO_4	- ičelý	XeO_4 oxid xenoničelý

Poznámka:

NO_2 oxid dusičitý monomerní (monomer oxidu dusičitého)
 N_2O_4 oxid dusičitý dimerní (dimer oxidu dusičitého)

SO_3	oxid sírový
$(\text{SO}_3)_3$	oxid sírový trimerní (trimer oxidu sírového)
$(\text{SO}_3)_n$	oxid sírový polymerní (polymer oxidu sírového)

<u>Peroxidy</u>	- anion O_2^{2-}	např. H_2O_2 peroxid vodíku Na_2O_2 peroxid sodný CaO_2 peroxid vápenatý
<u>Hyperoxidy</u>	- anion O_2^-	např. $\text{Rb}(\text{O}_2)$ hyperoxid rubidný
<u>Ozonidy</u>	- anion O_3^-	např. $\text{Cs}(\text{O}_3)$ ozonid cesný

BINÁRNÍ SLOUČENINY VODÍKU

Názvy binárních sloučenin vodíku a prvků **III.**, **IV.**, **V.**, **VI.** podskupiny periodické soustavy mají koncovku **-an**.

AlH_3	alan	
BH_3	boran	B_2H_6 diboran
SiH_4	silan	Si_2H_6 disilan
PH_3	fosfan (fosfin)	P_2H_4 difosfan
AsH_3	arsan (arsin)	As_2H_4 diarsan
SbH_3	stiban (stibin)	
BiH_3	bismutan (bismutin)	
GeH_4	german	Ge_2H_6 digerman
SnH_4	stannan	Sn_2H_6 distannan
H_2S	sulfan	H_2S_2 disulfan H_2S_n polysulfan
H_2Se	selan	H_2Se_2 diselan
H_2Te	tellan	H_2Te_2 ditellan

Výjimku tvoří:

NH_3	amoniak	HF	fluorovodík
N_2H_4	hydrazin	HCl	chlorovodík
H_2O	voda	HBr	bromovodík
H_2S	sirovodík (sulfan)	HI	jodovodík

Příklady racionálních názvů sloučenin odvozených od vodíkatých sloučenin:

např. S_2Cl_2 dichlordisulfan

SiHCl_3	trichlorsilan
$\text{As}(\text{CH}_3)_3$	trimethylarsan

Poznámka:

Pro potřeby názvosloví organických sloučenin byly schváleny (IUPAC 1993) pro některé hydridy s všeobecně běžně používaným názvem i systematické alternativní názvy, které jsou nezbytné pro pojmenování některých derivátů a vytváření názvů vícejaderných homologů.

	tradiční triviální		alternativní systematický
NH_3	amoniak	NH_3	azan
H_2O	voda	OH_2	oxidan
HF	fluorovodík	FH	floran
HCl	chlorovodík	ClH	chloran
HI	jodovodík	IH	jodan

KYSELINY

a) bezkyslíkaté

Název se tvoří přidáním koncovky **-ová** k názvu odpovídající sloučeniny vodíku s nekovem.

HF kyselina fluorovodíková

HCl kyselina chlorovodíková

H_2S kyselina sirovodíková

HN_3 kyselina azidovodíková

HCN kyselina kyanovodíková

b) kyslíkaté

Název kyseliny je odvozen od názvu centrálního atomu prvku s koncovkou vyjadřující jeho oxidační číslo.

Vzorce základních typů kyslíkatých kyselin (oxokyselin)

Ox. č.	odvození vzorce	koncovka	příklad
I	$M_2O + H_2O \dots H_2M_2O_2 \dots 2 \text{ HMO}$	- ná	HClO chlorná
II	$MO + H_2O \dots H_2MO_2$	- natá	
III	$M_2O_3 + H_2O \dots H_2M_2O_4 \dots 2 \text{ HMO}_2$	- itá	HNO ₂ dusitá
IV	$MO_2 + H_2O \dots H_2MO_4$	- ičitá	H ₂ SO ₃ siřičitá
V	$M_2O_5 + H_2O \dots H_2M_2O_6 \dots 2 \text{ HMO}_3$	- ičná, - ečná	HClO ₃ chlorečná
VI	$MO_3 + H_2O \dots H_2MO_4$	- ová	H ₂ SO ₄ sírová
VII	$M_2O_7 + H_2O \dots H_2M_2O_8 \dots 2 \text{ HMO}_4$	- istá	HClO ₄ chloristá
VIII	$MO_4 + H_2O \dots H_2MO_5$	- ičelá	

Poznámka:

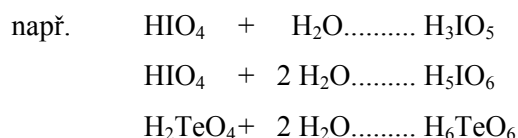
Vzorec kyseliny **formálně** odvodíme, sečteme-li (ryze matematicky) atomy prvků v oxidu a v molekule vody, a případně vykrátíme dvěma (viz tabulka).

Tvoří-li prvek v témž oxidačním čísle několik kyselin, uvede se počet atomů vodíku **číslovkovou předponou** a předponou **hydrogen** (předpona mono se neuvádí), **nebo** lze kyseliny rozlišit uvedením počtu atomů kyslíku (**použije se názvosloví koordinačních sloučenin**):

HIO ₄	kyselina jodistá (tetraoxojodistá)
H ₃ IO ₅	kyselina trihydrogenjodistá (pentaaxojodistá)
H ₅ IO ₆	kyselina pentahydrogenjodistá (hexaaxojodistá)
H ₄ SiO ₄	kyselina tetrahydrogenkřemičitá (tetraoxokřemičitá)
H ₃ PO ₄	kyselina trihydrogenfosforečná (tetraoxofosforečná)
H ₆ TeO ₆	kyselina hexahydrogentellurová (hexaaxotellurová)

Poznámka:

Vzorce těchto kyselin získáme přičtením příslušného počtu molekul vody k základnímu vzorci kyseliny:



Některé z těchto kyselin lze nazývat pomocí předpony **ortho-**, **meta-**. Např.:

H_3PO_4	kyselina orthofosforečná
$(\text{HPO}_3)_x$	kyselina metafosforečná
H_3BO_3	kyselina orthoboritá
$(\text{HBO}_2)_x$	kyselina metaboritá
H_4SiO_4	kyselina orthokřemičitá
$(\text{H}_2\text{SiO}_3)_x$	kyselina metakřemičitá

Triviální názvy kyslíkatých kyselin

U některých kyslíkatých kyselin se používají **triviální** názvy. Např.:

HOCN	kyselina kyanatá
HNCO	kyselina isokyanatá
HONC	kyselina fulminová
H_2NO_2	kyselina nitroxylová
H_2SO_2	kyselina sulfoxylová
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_4$	kyselina dithioničitá
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_6$	kyselina dithionová
$\text{H}_2\text{S}_n\text{O}_6$	kyselina polythionová ($n = 3, 4, \dots$)

Dikyseliny, isopolykyseliny

Kyseliny obsahující isopolyanionty je možné bez ohledu na strukturu označovat úplnými stechiometrickými názvy.

např. $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ kyselina disírová

$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ kyselina difosforečná

HI_3O_8 kyselina trijodičná

Poznámka:

Vzorec dikyseliny (nejjednodušší isopolykyseliny) sestavíme snadno takto:

Má-li centrální atom **liché** oxidační číslo přičteme k **jedné** molekule oxidu **2 H_2O** .



Má-li centrální atom **sudé** oxidační číslo přičteme ke **dvěma** molekulám oxidu **pouze H_2O** .



Peroxokyseliny

Předpona **peroxo-** vyznačuje záměnu **-O-** peroxoskupinou **-O-O-**. Počet peroxoskupin v molekule se uvádí číslovkovou předponou.

Vzorec peroxokyseliny můžeme jednoznačně uvádět i pomocí funkčního vzorce.

sumární vzorec	příklad	funkční vzorec
HNO ₄	kyselina peroxodusičná	NO ₂ (OOH)
H ₂ CO ₅	kyselina diperoxouhličitá	CO(OOH) ₂
H ₂ SO ₅	kyselina peroxosírová	HSO ₃ (OOH)

Poznámka:

Vzorec peroxokyseliny vytvoříme snadno, přičteme-li formálně k základnímu vzorci kyseliny jeden atom kyslíku,

např. H ₂ SO ₄ + O	H ₂ SO ₅	kyselina peroxosírová
H ₂ CO ₃ + 2 O	H ₂ CO ₅	kyselina diperoxouhličitá
H ₂ S ₂ O ₇ + O	H ₂ S ₂ O ₈	kyselina peroxodisírová

Thiokyseliny

Kyseliny odvozené od kyslíkatých kyselin záměnou kyslíku sírou nazýváme thiokyseliny.

např. H₂SO₄ H₂S₂O₃ kyselina **thiosírová**

H₃PO₄ H₃PSO₃ kyselina **thiofosforečná**

HOCN HSCN kyselina **thiokyanatá**

V případě isomerie rozlišujeme skupiny: - **S** - s předponou **thion-**

- **SH** - s předponou **thiol-**

např. CO(SH)(OH) kyselina **thioluhličitá**

CS(OH)₂ kyselina **thionuhličitá**

H₂CS₃ kyselina **trithiouhličitá** (dithiol-thiouhličitá)

H₄AsS₄ kyselina **tetrathioarseničná**

Obdobně se tvoří názvy **seleno-**, **telluro-** kyselin.

Halogenkyseliny a jiné substituční deriváty kyselin

Názvy těchto derivátů kyselin tvoříme podle pravidel pro názvosloví koordinačních sloučenin.

např. H[SClO₃] kyselina **chloro-trioxosírová** (chlorosírová)

H[PF₂O₂] kyselina **difluoro-dioxofosforečná** (difluorofosforečná)

Poznámka:

Vzorec odvodíme tak, že jednu -OH skupinu v kyselině nahradíme halogenidovým aniontem.

Analogickým způsobem lze vytvořit název kyselin, které obsahují vodík přímo vázaný na centrální atom; tento vodík odlišujeme v názvu předponou **hydrido-**
 např. $\text{H}[\text{PH}_2\text{O}_2]$ kyselina di**hydrido**-dioxofosforečná
 $\text{H}_2[\text{PHO}_3]$ kyselina **hydrido**-trioxofosforečná

Částečné amidy, imidy, nitridy kyselin

Názvy částečných amidů, imidů, nitridů kyselin tvoříme spojením příslušné předpony s názvem kyseliny.

Např.: $\text{NH}_2\text{SO}_3\text{H}$	kyselina amidosírová
$\text{NH}(\text{SO}_3\text{H})_2$	kyselina imido -bis(sírová)
$\text{N}(\text{SO}_3\text{H})_3$	kyselina nitrido -tris(sírová)
$\text{NH}_2\text{PO}(\text{OH})_2$	kyselina amido fosforečná

Poznámka:

Vzorec odvodíme tak, že formálně zaměníme jednu skupinu -OH v molekule kyseliny skupinou -NH₂, =NH, =N-

např.

$\text{H}_2\text{SO}_4 \dots (\text{OH})\text{SO}_3\text{H}$	kyselina sírová
$\text{H}_3\text{PO}_4 \dots (\text{OH})\text{PO}(\text{OH})_2$	kyselina fosforečná

Funkční deriváty kyselin

Funkční deriváty kyselin formálně odvodíme z kyselin, nahradíme-li všechny -OH skupiny a někdy též další atomy kyslíku jinými atomy nebo skupinami atomů.

V názvech těchto derivátů používáme názvy atomových skupin.

Atomové skupiny (koncovka -yl)

CO	karbonyl	UO ₂	uranyl
NO	nitrosyl	CrO ₂	chromyl
NO ₂	nitryl	ClO	chlorosyl

SO	thionyl	ClO ₂	chloryl
SO ₂	sulfuryl	ClO ₃	perchloryl
S ₂ O ₅	isufuryl	VO	vanadyl
PO	osforyl	PS	thiofosforyl

např.	NOCl	chlorid nitrosylu	
	NO₂Cl	chlorid nitrylu	
	POCl₃	chlorid fosforylu	(trichlorid fosforylu nebo i chlorid-oxid fosforečný)
	SO₂ClF	chlorid-fluorid sulfurylu	

Mají-li atomové skupiny stejné složení, ale různý náboj, lze označit náboj atomové skupiny nebo oxidační číslo centrálního atomu.

UO₂⁺ uranyl(1+) nebo uranyl(V) **UO₂Cl** chlorid uranylu(V)

UO₂²⁺ uranyl(2+) nebo uranyl(VI) **UO₂Cl₂** chlorid uranylu(VI) (dichlorid uranylu)

Poznámka:

Atomové skupiny formálně odvodíme odtržením všech -OH skupin ze vzorce kyselin:

H₂SO₄.....SO(OH)₂ SO₂ sulfunyl

H₂SO₃.....SO(OH)₂ SO thionyl

Těchto názvů používáme pouze u sloučenin, kde tyto atomové skupiny skutečně existují.

SOLI

a) jednoduché soli

- zachovávají koncovku podle oxidačního čísla centrálního atomu + koncovka - **an**

např.	NaClO	chlornan sodný
	NH ₄ NO ₂	dusitan amonný
	Al ₂ (SO ₄) ₃	síran hlinitý

- k vyznačení počtu složitějších atomových skupin (např. aniontů) a tam, kde by použití předpon di, tri, tetra, mohlo vést k nejednoznačnosti názvu (např. k záměně s jinými sloučeninami, používáme násobné číslovkové předpony (bis, tris, tetrakis....).

Např.	Al(PO ₃) ₃	tris (metafosforečnan) hlinitý
	Ca ₃ (PO ₄) ₂	bis (fosforečnan) trivápenatý
	(NH ₄) ₃ [P(Mo ₃ O ₁₀) ₄]	tetrakis (trimolybdato)fosforečnan triamonný

b) hydrogensoli

- atomy vodíku, které nejsou nahrazeny kationty kovů označujeme předponou **hydrogen-** (známe je pod starým názvem „kyselé soli“, protože obsahují „kyselý vodík“)

např.	NaHCO_3	hydrogenuhlíčan sodný
	KH_2PO_4	dihydrogenfosforečnan draselný
	$\text{Al}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$	dihydrogenfosforečnan hlinitý nebo tris(dihydrogenfosforečnan) hlinitý

c) podvojně, potrojně,.....soli a smíšené soli

- ve vzorcích podvojných a smíšených solí se **kationty** s výjimkou vodíku uvádějí v pořadí rostoucích oxidačních čísel kationtů, při stejném oxidačním čísle v abecedním pořadí symbolů prvků (víceatomové kationty např. NH_4^+ se uvádějí jako poslední v té které skupině kationtů stejného oxidačního čísla)

např.	KMgF_3	fluorid draselno-hořečnatý
	$\text{NaTl}(\text{NO}_3)_2$	dusičnan sodno-thalný
	$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$	síran draselno-hlinitý
	$\text{NaNH}_4\text{HPO}_4$	hydrogenfosforečnan sodno-amonný

- **anionty** se uvádějí v abecedním pořadí symbolů prvků, resp. centrálních atomů

např.	$\text{Cu}_3(\text{CO}_3)_2\text{F}_2$	bis(uhlíčan)-difluorid měďnatý
	$\text{Ca}_5\text{F}(\text{PO}_4)_3$	fluorid-tris(fosforečnan) pentavápenatý

d) hydroxid a oxid soli

- obsahují hydroxidové, resp. oxidové anionty (často se označují jako zásadité soli)

např.	$\text{MgCl}(\text{OH})$	chlorid-hydroxid hořečnatý
	$\text{BiCl}(\text{O})$	chlorid-oxid bismutitý
	$\text{Cu}_2\text{Cl}(\text{OH})_3$	nebo $\text{CuCl}_2 \cdot 3 \text{Cu}(\text{OH})_2$ chlorid-trihydroxid diměďnatý

e) hydráty (hydratované soli) a jiné krystalosolváty

- počet molekul rozpouštědla v krystalosolvátech se v názvu vyjadřuje číslovkovou předponou, název základní sloučeniny uvádíme v genitivu.

např.	$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$	dekahydrát síranu sodného
-------	--	---------------------------

$\text{CaSO}_4 \cdot 1/2 \text{H}_2\text{O}$	hemihydrát síranu vápenatého
$\text{AlCl}_3 \cdot x \text{NH}_3$	amoniakát chloridu hlinitého

f) nestechiometrické sloučeniny

např.	Fe_3C	karbid triželeza
	Mn_2As	arsenid dimanganu
	P_3S_4	tetrasulfid trifosforu
	Ni_2B	borid diniklu
	S_4N_4	tetranitrid tetrasíry

ZÁKLADNÍ PRAVIDLA NÁZVOSLOVÍ KOMPLEXNÍCH SLOUČENIN

Ve vzorci komplexní částice (může to být anion, kation, neelektrolyt), se uvádí na prvním místě centrální atom a za ním vzorce ligandů. Vzorec se dává do hranaté závorky [Wernerova závorka].

V názvu komplexu se název centrálního atomu uvádí až po názvech ligandů.

Kladný oxidační stupeň centrálního atomu se vyjadřuje **odpovídající koncovkou** (dle oxidačního čísla), podobně jako u jednoduchých sloučenin.

Nulový oxidační stupeň centrálního atomu nemá **žádné zakončení** (název v nominativu nebo genitivu).

Záporný oxidační stupeň centrálního atomu se v názvu komplexu vyjadřuje **koncovkou -id** a Ewensovým-Bassetovým číslem (arabská číslice vyjadřující celkový náboj komplexní částice).

Např.	$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	hexakynoželeznatán draselný (nebo tetradraselný)
	$[\text{Ni}(\text{CO})_4]$	tetrakarbonylnikl (tetrakarbonyl niklu)
	$\text{Na}[\text{Co}(\text{CO})_4]$	tetrakarbonylkobaltid(1-) sodný

Ligandy se ve funkčním vzorci uvádějí v abecedním pořadí podle počátečních písmen názvu ligandu (nebere se ohled na číslovkové předpony udávající počet ligandů).

např.	diammin	řadíme podle a dvakrát ligand ammin NH_3
	dimethylamin	řadíme podle d jedenkrát ligand dimethylamin $(\text{CH}_3)_2\text{NH}$
	bis(methyamin)	řadíme podle m dvakrát ligand methyamin CH_3NH_2

Ligandy začínající v názvu písmenem **ch** se řadí podle **c**.

Různé ligandy se v názvu komplexu oddělují pomlčkou (ale poslední ligand uváděný v názvu se od názvu centrálního atomu již pomlčkou neodděluje)

např. chlorid triammin-aqua-dichlorokobaltitý $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3(\text{H}_2\text{O})\text{Cl}_2]\text{Cl}$

Pomlčkou oddělujeme řecká písmena a strukturní předpony (μ , cis, trans...).

např. cis- $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ *cis*-diammin-dichloroplatnatý komplex

NÁZVY LIGANDŮ:

a) aniontové ligandy

F^-	fluoro	N^{3-}	nitrido
Cl^-	chloro	N_3^-	azido
Br^-	bromo	NH_2^-	amido
I^-	jodo	NO_2^-	nitro
H^-	hydrido	ONO^-	nitrito
O^{2-}	oxo	NO_3^-	nitrato
OH^-	hydroxo	SO_4^{2-}	sulfato
HO_2^-	hydrogenperoxo	SO_3^{2-}	sulfito
S^{2-}	thio	SSO_3^{2-}	thiosulfato
S_2^{2-}	disulfido	CO_3^{2-}	karbonato
CN^-	kyano	PO_4^{3-}	fosfato
SCN^-	thiokyanato	H_2PO_4^-	dihydrogenfosfato
HS^-	merkaptó	$(\text{COO})_2^{2-}$	oxalato
		$(\text{CH}_3\text{COO})^-$	acetato

b) elektroneutrální ligandy

H ₂ O	aqua
NH ₃	ammin
CO	karbonyl
NO	nitrosyl
O ₂	dioxygen
N ₂	dinitrogen
Py	pyridin
Bpy	2,2'-bipyridin nebo 2,2'-bipyridyl
En	ethylendiamin (H ₂ N-CH ₂ -CH ₂ -NH ₂)
Phen	1,10 – fenanthrolin

Komplexní sloučeniny lze z názvoslovného hlediska rozdělit na sloučeniny:

a) s komplexním kationtem

[Cr(H ₂ O) ₆]Cl ₃	chlorid hexaaquachromitý
[Co(NH ₃) ₅ (H ₂ O)]Cl ₃	chlorid pentaammin-aquakobaltitý
[Cr(en) ₃]Cl ₃	chlorid tris(ethylendiamin)chromitý

b) s komplexním aniontem - centrální prvky v aniontu zachovávají v názvu koncovku odpovídající oxidačnímu číslu

K[Au(OH) ₄]	tetrahydroxozlatitan draselný
K ₃ [CoI(CN) ₅]	jodo-pentakyanokobaltitan draselný

c) s komplexním kationtem i aniontem

[Pt(NH ₃) ₄] [CuCl ₄]	tetrachloroměďnatán tetraamminplatnatý
[Cr(en) ₃][Fe(CN) ₆]	hexakynoželezitan tris(ethylendiamin)chromitý

d) komplexní neelektrolyty - v názvu se užívá podstatné jméno **komplex**

[CoH(CO) ₄]	hydrido-tetrakarbonylkobaltitý komplex
[Co(NH ₃) ₃ Cl ₃]	triammin-trichlorokobaltitý komplex

e) vícejaderné komplexy

- můstkový atom (skupina) se označuje μ (odděluje se pomlčkou)
- pokud je molekula symetrická, můstkový atom (skupina) se uvádí na počátku názvu, např. [(NH₃)₅Cr - OH - Cr(NH₃)₅]Cl₅ chlorid μ -hydroxo-bis(pentaamminchromitý)
- více můstkových skupin téhož druhu se vyznačují číselkovými předponami před symbolem μ takto: di- μ , tri- μ , tetra- μ

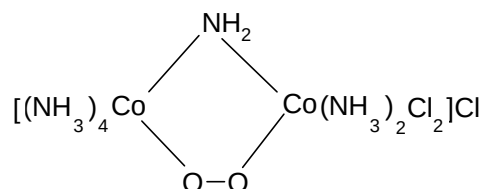
např. $[(\text{CO})_3\text{Fe}(\text{CO})_3\text{Fe}(\text{CO})_3]$ tri- μ -karbonyl-bis(trikarbonylželezo)

$[\text{Br}_2\text{Pt}(\text{OSMe}_2)_2\text{PtBr}_2]$ komplex di- μ -dimethylsulfoxid-bis(dibromoplatnatý)

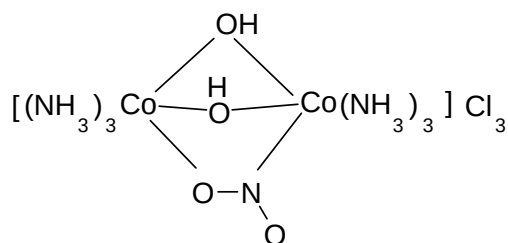
- pokud je molekula nesymetrická, můstkový atom (skupina) se uvádí spolu s ostatními ligandy v abecedním pořadí,

např. $[(\text{NH}_3)_4(\text{H}_2\text{O})\text{Co} - \text{NH}_2 - \text{CoCl}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_4$

chlorid tetraammin-aquakobaltito- μ -amido-tetraammin-chlorokobaltitý



chlorid tetraamminkobaltito- μ -amido- μ -peroxodiammin-dichlorokobaltitý



chlorid di- μ -hydroxo- μ -nitrito-O,N-bis(triamminkobaltitý)

chlorid di- μ -hydroxo- μ -nitrito-O,N-hexaammindikobaltitý

III. ZÁKLADNÍ CHEMICKÉ POJMY A ZÁKONY

Místo historicky dříve používaných pojmů jako gramatom, grammolekula, gramekvivalent apod. je jedinou přípustnou jednotkou pro látkové množství **1 mol**, resp. jeho 10^3 -násobky (díly). Mol není hmotnost ani objem, nýbrž základní jednotka soustavy SI pro látkové množství **n**, zcela nezávislá na volbě jakékoliv jiné jednotky.

Pro přehlednost a jednotnost označení budou uvedeny nejdůležitější pojmy používané dále v textu.

Relativní atomová (molekulová) hmotnost A_r (M_r)

zkráceně jen atomová či molekulová hmotnost, je číslo, udávající kolikrát je hmotnost daného atomu (molekuly) větší než hmotnost $1/12$ nuklidu ^{12}C , t.j. než hmotnost atomové hmotnostní jednotky m_u $\{m_u = 1,660540(1) \cdot 10^{-27} \text{ kg}\}$.

Molová (molární) hmotnost M

je definována jako podíl skutečné hmotnosti látky v kg a jejího látkového množství n^x (počtu molů) **n** :

$$M = m/n$$

Jednotkou je kg/mol.

Molový (molární) objem V_m

je určen obdobně podílem objemu látky V (m^3) a látkového množství **n** :

$$V_m = V/n$$

Jednotkou je m^3/mol .

Za normálních podmínek ($p_n = 1,01325 \cdot 10^5 \text{ Pa}$, $t_n = 0^\circ\text{C}$) platí pro ideální plyn

$$V_m = 22,4141(2) \cdot 10^{-3} \text{ m}^3/\text{mol} = 22,4141(2) \text{ dm}^3/\text{mol}$$

Lze tedy zjednodušeně říci, že molární hmotnost je číselně rovna hmotnosti látkového množství jednoho molu a molární objem je číselně roven objemu, který zaujímá jeden mol plynu.

$x/$ Dříve používaný "chemický ekvivalent" (val) je zakázán.

Hustota látky d (ρ)

je dána podílem hmotnosti látky m a objemu V , který tato látka zaujímá :

$$d = m/V$$

Jednotkou je kg/m^3 , v praxi často i g/cm^3 .

Ze základních chemických zákonů připomeňme kromě zákona zachování hmoty a zákona stálých poměrů hmotnostních zákon Avogadrova, říkájící, že stejné objemy všech plynů obsahují za stejných podmínek tentýž počet částic.

Z definice molu a molárního objemu je zřejmé, že v $22,4141 \text{ m}^3$ každého plynu bude za normálních podmínek vždy stejný počet částic. Měřením bylo zjištěno, že tento počet je asi $6,022 \cdot 10^{26}$ částic. Toto číslo se nazývá Avogadrova konstanta (N_A)

Platí:

$$N_A = 6,022137(4) \cdot 10^{26} \text{ kmol}^{-1} = 6,022137(4) \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

O t á z k y a ú k o l y

- zopakujte si definici molu i ostatních základních jednotek SI
- uveďte všechny způsoby stanovení hustoty, které znáte
- objasněte, jaký je fyzikální význam Avogadrovy konstanty

V z o r o v é p ř í k l a d y

a) Určete pro kyslík : Relativní molekulovou hmotnost, molovou hmotnost, hustotu za normálních podmínek .

ŘEŠENÍ: $M_r(\text{O}_2) = 2 \times 16 = 32$ (hmotnostních jednotek)

$$M(\text{O}_2) = 0,032 \text{ kg} = 32 \text{ g}$$

$$d(\text{O}_2) = m/V = 32/22,4 = 1,43 \text{ kg/m}^3 = 1,43 \cdot 10^{-3} \text{ g/cm}^3$$

b) Kolik molekul obsahuje a jaký objem za normálních podmínek zaujímá: 10 kg vodíku; 0,2 g hélia; 2,2 g CO₂ ?

ŘEŠENÍ: $M_r(\text{H}_2) = 2$; $(\text{He}) = 4$; $(\text{CO}_2) = 44$ (přibližně)

Takže: 2 g H₂, 4 g He, 44 g CO₂ obsahují $6 \cdot 10^{23}$ částic; a zaujímají objem 22,4 dm³

10 kg H₂, 0,2 g He, 2,2 g CO₂ obsahuje..... x „ „ y

$x = 3 \cdot 10^{27}$ molekul H₂; $3 \cdot 10^{22}$ atomů He, molekul CO₂

$y = 112 \text{ m}^3$ H₂; 1,12 dm³ He, CO₂

Příklady k řešení

1. Vypočítejte relativní molekulovou hmotnost a molovou hmotnost těchto sloučenin (zaokrouhlete na 1 desetinné místo): NaCl; H₂SO₄; AgNO₃; CuSO₄·5H₂O; Na₂CO₃·10H₂O; K₄[Fe(CN)₆]; (NH₄)₂Cr₂O₇; Zn[Hg(SCN)₄].
2. Kolik molekul vody obsahuje borax, je-li jeho $M_r = 381,4$?
3. Kolik molekul obsahuje 0,65 molu KBr ?
4. Vyjádřete množství 180 g NaOH v molech. Kolik molekul NaOH toto množství obsahuje?
5. Jaká je hmotnost 1 m³ vodíku za normálních podmínek a kolik molekul uvedený objem obsahuje ?
6. Určete relativní atomovou hmotnost dusíku, víte-li, že 25 litrů dusíku má hmotnost 31,25g za normálních podmínek.
7. Hmotnost atomu určitého prvku je $3,16 \cdot 10^{-22}$ g. Určete jeho relativní atomovou hmotnost a o který prvek jde.
8. Jakou hmotnost v kg má atom vodíku, molekula CO₂, H₂SO₄ ?

9. Určete hustotu za normálních podmínek a rozdělte plyny na lehčí a těžší než vzduch ($d_v = 1,29 \text{ g/dm}^3$): He, H₂, N₂, O₂, Cl₂, CO, CO₂, SO₂, H₂S, CH₄, C₂H₂.
10. Jaký objem bude zaujímat $2,1 \cdot 10^{24}$ molekul dusíku, kyslíku, amoniaku za normálních podmínek ?
11. Kolik atomů ryziho stříbra obsahuje 1 cm^3 čistého stříbra, je-li hustota $d_{\text{Ag}} = 10,5 \cdot 10^3 \text{ kg/m}^3$? Jak dlouhá by byla řada těchto atomů skládaných těsně vedle sebe, počítáme-li s poloměrem atomu stříbra 10^{-10} m ?
12. Přehrada obsahuje 1 km^3 vody. Kolik molekul metanolu bychom našli v každém cm^3 vody, kdybychom v ní rovnoměrně rozptýlili litr metanolu ?
13. Kolik molekul vodíku zůstane v 1 cm^3 prostoru, který byl za normálních podmínek naplněn tímto plynem, evakuujeme-li jej na $0,133 \text{ Pa}$ (tlak plynu je úměrný počtu molekul v objemu) ?
14. Jakou nosnost by měl meteorologický balon o objemu 10 m^3 , naplněný vodíkem; heliem ($d_v = 1,29 \text{ kg/m}^3$; hmotnost obalu a změnu tlaku neuvažujeme) ?
15. Hustota germania je $5,35 \cdot 10^3 \text{ kg/m}^3$. Kolik atomů boru jako aktivní příměsi v polovodiči typu "P" je obsaženo v 1 cm^3 Ge, smísíme-li 100 g germania s $0,3355 \text{ mg}$ boru ?

IV. VÝPOČTY Z CHEMICKÝCH VZORCŮ A ROVNIC

Při výpočtech využíváme zejména:

- zákona stálých poměrů hmotnostních (hmotnostní poměr prvků ve sloučenině je stálý a nezávislý na tom, jak sloučenina vznikla)
- zákona zachování hmoty (součet hmotností výchozích látek a produktů reakce je stejný)
- Avogadrův zákon (viz min. kap.) při výpočtu objemů plynů

Postup při řešení různých typů příkladů bude ukázán na vzorových příkladech. Podle našich zkušeností je nejlepší tento druh příkladů řešit prostou úvahou (úměrou) místo dosazování do vzorců.

O t á z k y a ú k o l y

- vysvětlíte, co je to vzorec empirický (stechiometrický), sumární, molekulový, funkční (racionální), strukturní, konfigurační (geometrický), elektronový

V z o r o v é p ř í k l a d y

a) Určení vzorce z analýzy

Spálením 21 mg organické látky vzniklo 30,75 mg CO₂ a 12,60 mg H₂O. Určete empirický a sumární vzorec látky, je-li její $M_r = 60$.

ŘEŠENÍ: Nejprve přepočteme CO₂ na C a H₂O na H

30,75 mg 44 [$M_r(\text{CO}_2)$] a 12,60 mg 18 [$M_r(\text{H}_2\text{O})$]

x 12 [$A_r(\text{C})$] y 2 [$A_r(\text{H}_2)$]

$x = 8,4 \text{ mg C}$

$y = 1,4 \text{ mg H}_2$

Kyslík dopočítáme: $21 - 8,4 - 1,4 = 11,2 \text{ mg O}_2$

Abychom dostali poměr prvků ve sloučenině, vydělíme jejich obsah relativní atomovou hmotností:

$$\text{C:H:O} = 8,4/12 : 1,4/1 : 11,2/16 = 0,7 : 1,4 : 0,7$$

a upravíme na poměr celých čísel

$$\text{C:H:O} = 1 : 2 : 1$$

Empirický vzorec látky je tedy CH_2O .

Protože $M_r = 60$, je sumární vzorec $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$.

b) Výpočet procentového složení, obsahu látky

Kolik % železa obsahuje ocelek FeCO_3 ? Kolik železa lze získat z 1 tuny této rudy, obsahuje-li 10% nečistot ?

ŘEŠENÍ: $M_r(\text{FeCO}_3) = 115,86$

Platí: Ve 115,86 dílech FeCO_3 55,85 dílů Fe

Ve 100 " x "

$$x = 48,2$$

Čistý FeCO_3 obsahuje přibližně 48,2 % Fe.

Ze 115,86 kg (100% FeCO_3) 55,85 kg Fe

Z 900 " (=90% z 1 t) x "

$$x = 433,8$$

Z jedné tuny ocelku, obsahujícího 10% nečistot, se dá získat asi 433,8 kg Fe.

c) Výpočty z rovnic

Kolik kg CaO a kolik $\text{m}^3 \text{CO}_2$ (měřeno za normálních podmínek) se dá vyrobit z 500 kg čistého vápence ?

ŘEŠENÍ: Rovnice reakce $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$

$M_r(\text{CaCO}_3) = 100,09$; $M_r(\text{CaO}) = 56,08$; $M_r(\text{CO}_2) = 44,01$

Takže

Ze 100,09 kg CaCO_3 56,08 kg CaO a 44,01 kg(=22,41m³) CO_2

Z 500 " x " y "

$x = 280,15$

$y = 111,95$

Z daného množství vápence lze získat asi 280 kg CaO a 112 m³ CO_2 .

Příklady k řešení (všechny objemy uvažujeme za normálních podmínek)

1. Která binární sloučenina obsahuje přibližně:

a) 75% C a 25% H; 80% Cu a 20% O; 70% Fe a 30% O;

b) uhlík a kyslík v hmotnostním poměru 3:8 ?

2. Zjistěte empirický vzorec látky, která obsahuje

1,5% H, 56,4% As, 42,1% O;

68,20% C, 13,68% H a 18,12% O;

42,46% K, 15,16% Fe, 19,56% C, 22,82% N;

43,8%Pt, 48,0%Cl, 1,8%H, 6,4%N

3. Beryl obsahuje 18,97% Al_2O_3 , 13,96% BeO a 67,07% SiO_2 . Určete jeho sumární vzorec.

4. Spálením 17,4 mg organické látky vzniklo 13,45 ml CO_2 a 0,3 mmol vody. Zjistěte empirický i sumární vzorec látky, je-li $M_r = 58$.

5. Analýzou 1,9 mg organické látky bylo zjištěno, že látka obsahuje 0,3 mg uhlíku, 0,8 mg síry, 0,7 mg dusíku a zbytek je vodík. Určete empirický a sumární vzorec, je-li $M_r = 76$.

6. Určete % obsah prvků ve sloučeninách: NaCl; KMnO_4 ; K_2SO_4 ; Na_3AlF_6

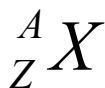
7. Srovnajte % obsah uhlíku v těchto látkách: NaNO_3 ; KNO_3 ; $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$; $(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)$; NH_4NO_3 .
8. Určete % obsah krystalové vody v zelené skalici $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$; bílé skalici $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$; modré skalici $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$; kamenci draselnohlinitém $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$.
9. Kolik gramů vody obsahuje 10 g $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$? Kolik % bude činit úbytek hmotnosti při dehydrataci na bezvodou sůl ?
10. Při termické reakci bylo smícháno po 20 g práškové síry a železa. Určete, která z látek byla v přebytku a v jakém hmotnostním poměru by bylo třeba látky smíchat, předpokládáme-li, že reakcí vzniká jen FeS .
11. Kolik železa se dá vyrobit z 1000 kg FeCO_3 , počítáme-li s výtěžností 80% ?
12. Z 25 tun bauxitu ($\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$) bylo vyrobeno 4,5 t hliníku. Kolik % činily ztráty ?
13. Z kolika tun CoAsS se získá 2,95 t kobaltu ? Obsah hlušiny je 17 %.
14. Měděná ruda obsahuje Cu_2S a Cu_2O v hmotnostním poměru 1:1. Kolik tun této rudy bude potřeba na výrobu 3,8 t mědi, neuvažujeme-li ztráty ?
15. Z 50 tun železné rudy, obsahující Fe_3O_4 a Fe_2O_3 se vyrobilo 35,7 t železa. Kolik tun v rudě bylo magnetitu a kolik krevele ?
16. Vyžháním PbS na PbO poklesla jeho hmotnost o 3,36%. Vypočtěte, z kolika % byla látka zoxidována.
17. Kolik % volného SO_3 je v oleu, je-li celkový obsah SO_3 roven 88,93% hmotnostních ?
18. Při postupném termickém rozkladu 165,5 mg $\text{Ca}(\text{COO})_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ byly zaznamenány tři úbytky hmotnosti a to 21,1 mg; 52,1 mg a 102,0 mg (počítáno z původní navážky). Určete meziprodukty reakce.
19. Kolik gramů železa je zapotřebí k vytěsnění 5 g mědi z roztoku síranu měďnatého ?
20. Kolik gramů hliníku je třeba smíchat s 15 g Fe_2O_3 k provedení aluminotermické reakce.
21. Kolik g CuSO_4 a kolik ml SO_2 získáme reakcí 20 g mědi s koncentrovanou kyselinou sírovou ?
22. Kolik gramů a kolik litrů SO_2 vznikne hořením 4 g síry ?

23. Kolik gramů vody vznikne neutralizací 14 g 100% kyseliny sírové hydroxidem sodným ?
Kolik g NaOH se spotřebuje ?
24. Kolik gramů a litrů kyslíku vznikne rozkladem 20 g KClO_3 ?
25. Kolik gramů NaOH vznikne reakcí 5 g sodíku s vodou ?
26. Kolik vodíku vznikne reakcí 50 g zinku s kyselinou chlorovodíkovou ? Vyjádři v gramech, molech, mililitrech.
27. Jaké je optimální složení třaskavého plynu vodík + kyslík; ethyn + kyslík v hmotnostních a jaké v objemových procentech ?
28. Jakou největší navážku zinku můžeme volit při reakci s kyselinou, chceme-li objem vzniklého vodíku měřit eudiometricky v byretě o obsahu 50 ml ?
29. Kolik litrů sirovodíku vznikne působením 36% HCl o hustotě $1,179 \text{ g/cm}^3$ na 150 g FeS ?
Kolik ml kyseliny se spotřebuje?
30. Kolik molů kyslíku vznikne reakcí 25 g Na_2O_2 a CO_2 a jaký by byl jeho objem za normálních podmínek.
31. Jaké množství MnO_2 a kolik ml 36% HCl o hustotě $1,179 \text{ g/cm}^3$ musí zreagovat, aby vzniklo 50 l chloru ?
32. Kolik dusitanu amonného poskytne rozložením 1 m^3 dusíku ?
33. Kolik gramů NiCl_2 lze získat rozkladem 0,25 molu $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$? Kolik litrů amoniaku přitom vznikne ?
34. Kolik mramoru (92% CaCO_3) je nutno dát do Kippova přístroje, aby reakcí s kyselinou vzniklo 10 litrů CO_2 ?
35. Kolik litrů PH_3 se uvolní hydrolýzou 25 g Ca_3P_2 a kolik gramů $\text{Ca}(\text{OH})_2$ přitom vznikne?

V. STAVBA HMOTY

V.1. ATOMOVÉ JÁDRO

Zápis nuklidu :



kde A ... nukleonové číslo

Z ... protonové číslo

X ... symbol nuklidu

Rozpadový zákon:

$-dN = N\lambda dt$, kde N ... počet nerozpadlých jader v čase t

dN .. úbytek jader za čas dt

$N = N_0 \cdot \exp(-\lambda t)$ N_0 .. počáteční počet jader v čase $t = 0$

λ ... rozpadová konstanta

Aktivita A

je určena počtem rozpadů za sekundu :

$$A = -dN/dt = \lambda N$$

Jednotkou je becquerel (Bq).

Poločas rozpadu T

je doba, za kterou se rozpadne právě jedna polovina z celkového počtu nuklidů.

Je tedy $N = N_0/2$ a z rozpadového zákona plyne

$$T = 0,693/\lambda$$

Při jaderných reakcích dochází ke vzniku nových nuklidů; platí přitom, že v rovnicích musí být součet A i Z na obou stranách stejný.

Hmotnostní schodek Δm

je rozdíl součtu hmotností všech nukleonů a hmotnosti nuklidu M , který se z nich skládá:

$$\Delta m = Zm_p + (A-Z)m_n - M(A, Z)$$

Vazebná energie jádra W_j

je mírou stability jádra. Podle Einsteinova vztahu platí

$$W_j = \Delta m \cdot c^2$$

kde c ... rychlost světla ve vakuu.

O t á z k y a ú k o l y

- definujte pojem izotopu, izobaru, izotonu; uveďte příklady
- zopakujte si vlastnosti jaderných sil; graficky znázorněte průběh potenciálu v okolí jádra
- vyjmenujte a popište všechny elementární částice, které znáte
- vysvětlete, jak je možná emise elektronů při radioaktivním rozpadu některých nuklidů, když je známo, že jádro obsahuje jen protony a neutrony
- odvoďte rozpadový zákon a znázorněte jej graficky
- co jsou to rozpadové řady a které znáte
- uveďte posuvná pravidla při radioaktivních rozpadech
- odvoďte přepočty mezi jednotkami J a MeV

V z o r o v é p ř í k l a d y

a) Zapište symboly: elektron, pozitron, proton, neutron, deutron, částici alfa, foton .

ŘEŠENÍ:

elektron ${}^0_{-1}e$ nebo ${}^0_{-1}\beta$

pozitron	0_1e	nebo	${}^0_1\beta$
proton	1_1p	nebo	1_1H
neutron	1_0n		
deuteron	2_1D	nebo	2_1H
helion	${}^4_2\alpha$	nebo	4_2He
foton	${}^0_0\gamma$		

b) Kolik protonů a kolik neutronů má v jádře ${}^{27}_{13}\text{Al}$?

ŘEŠENÍ: Pro Al je $Z = 13$

$$\text{Je tedy } A - Z = 27 - 13 = 14$$

Uvedený nuklid obsahuje 13 protonů a 14 neutronů.

c) Střední relativní atomová hmotnost dusíku je $A_r = 14,0067$. Vypočtěte % zastoupení ${}^{14}_7\text{N}$ ($A_r=14,0031$) a ${}^{15}_7\text{N}$ ($A_r=15,0001$) .

ŘEŠENÍ:

% obsah ${}^{14}_7\text{N}$ označme x , obsah ${}^{15}_7\text{N}$ pak y . Zřejmě platí

$$x + y = 100$$

$$14,0031x/100 + 15,0001y/100 = 14,0067$$

Řešením soustavy rovnic vychází

$$x = 99,64\%; y = 0,36\%$$

Procentové zastoupení izotopů je asi 99,64% ${}^{14}_7\text{N}$ a 0,36% ${}^{15}_7\text{N}$.

d) V kusu starého dřeva klesl obsah ${}^{14}_6\text{C}$ na 78,5% původní hodnoty. Určete stáří dřeva, je-li poločas $T = 5720$ let .

ŘEŠENÍ:

$$T = 5710 \text{ let} = 1,8 \cdot 10^{11} \text{ s}$$

Platí: $\ln N/N_0 = -\lambda t = -0,693 \cdot t/T$; $N/N_0 = 0,785$

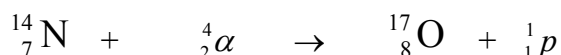
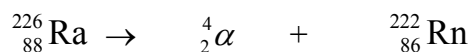
$$-0,242 = -0,693 \cdot t / 1,8 \cdot 10^{11}$$

$$t = 6,3 \cdot 10^{10} \text{ s} = 1993 \text{ let}$$

Stáří dřeva je asi 2000 let.

e) Zapište - radioaktivní rozpad $^{226}_{88}\text{Ra}$ za vyzáření helionu;

- Ruthefordovu reakci $^{14}_7\text{N}$ s alfa částicí

ŘEŠENÍ:

Druhou reakci lze psát i zkráceně: $^{14}_7\text{N} (\alpha, \text{p}) ^{17}_8\text{O}$

f) Vypočtete hmotnostní schodek v hmotnostních jednotkách i v kg a odpovídající vazebnou energii v J i v MeV u nuklidu ^4He , je-li $A_r(\text{He}) = 4,0026$.

ŘEŠENÍ: $A_r(\text{p}) = 1,00783$; $A_r(\text{n}) = 1,00866 m_u$ (tab.)

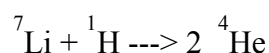
$$m = 2A_r(\text{p}) + 2A_r(\text{n}) - A_r(\text{He})$$

$$m = 0,03038 m_u = 0,03038 \cdot 1,66053 \cdot 10^{-27} = 5,045 \cdot 10^{-29} \text{ kg}$$

$$W_j = m \cdot c^2 = 5,045 \cdot 10^{-29} (3 \cdot 10^8)^2 = 4,54 \cdot 10^{-12} \text{ J}$$

$$W_j = 28,3 \text{ MeV}$$

g) Vypočtete energii jaderné reakce ^7Li s ^1H na heliony. Jak velká energie (J, kWh) by se uvolnila při úplném zreagování 1 mg Li? [$A_r(^7\text{Li}) = 7,014$; $A_r(\text{H}) = 1,008$; $A_r(\text{He}) = 4,0026$]

ŘEŠENÍ:

$$\Delta m = 7,014 + 1,008 - 2 \times 4,0026 = 0,0168 \text{ m}_u = 2,79 \cdot 10^{-29} \text{ kg}$$

$$\Delta W = \Delta m \cdot c^2 = 2,51 \cdot 10^{-12} \text{ J} = 15,7 \text{ MeV}$$

V 6,941 g Li je ... $6,022 \cdot 10^{23}$ atomů Li

v 1 mg Li je x "

$x = 8,68 \cdot 10^{19}$ atomů Li; ovšem z toho je jen 92,61% ^7Li (tab.6).

Takže $8,68 \cdot 10^{19} \times 0,9261 = 8,04 \cdot 10^{19}$ atomů ^7Li

Potom celková uvolněná energie je

$$W_c = 8,04 \cdot 10^{19} \times 2,51 \cdot 10^{-12} = 2,02 \cdot 10^8 \text{ J} = 56,1 \text{ kWh}$$

Energie uvedené jaderné reakce je asi 15,7 MeV.

Při úplném zreagování 1 mg Li by se uvolnilo cca 202 MJ t.j. 56,1 kWh energie.

Příklady k řešení

1. Kolik protonů a neutronů v jádře mají nuklidy ^{13}C , ^{16}O , ^{17}O , ^{235}U , ^{238}U ?

2. Zapište

nuklid fosforu s 15 neutrony;

nuklid olova se 127 neutrony;

nuklid bismutu se 126 neutrony

3. Vypočtete $A_r(^7\text{Li})$, víte-li, že $A_r(^6\text{Li}) = 6,015$; střední $A_r(\text{Li}) = 6,939$ a % obsah $^6\text{Li}/^7\text{Li}$ = 7,54/92,46 .

4. Kolik jader se rozpadne za 1 s v 1 g ^{238}U , je-li $T = 4,5 \cdot 10^9$ let ?

5. Poločas přeměny ^{226}Ra je asi 1600 let. Vypočtete rozpadovou konstantu a počet rozpadlých jader za 1 s v 1 kg vzorku .

6. Vzorek obsahuje 10000 jader s poločasem přeměny T . Kolik jader zůstane nepřeměněných po uplynutí doby $T/4$; $T/2$; T ; $2T$; $3T$; $4T$? Znázorněte graficky.

7. Kolik atomů obsahuje vzorek ^{222}Rn , v němž dojde za 1 s k $3,7 \cdot 10^{10}$ rozpadům ? Jaký je objem vzorku za normálních podmínek ? ($T_{\text{Rn}} = 3,825$ dní)
8. Jak dlouhý poločas by musel mít radionuklid, aby se dochoval na Zemi v množství 0,01 promile původního obsahu ? Stáří Země počítejte 10^9 let.
9. Doplňte rovnice jaderných reakcí:
- a) $^{210}\text{Po} \rightarrow ^4\text{He} +$ b) $^{30}\text{P} \rightarrow ^{30}_{14} +$
- c) $^{237}\text{Np} \rightarrow e +$ d) $^{10}_5 (n,) \rightarrow \text{Li}$
- e) $^9\text{Be} + ^4\text{He} \rightarrow ^{12}\text{C} +$
- f) $^{235}\text{U} + n \rightarrow ^{144}\text{Ba} + ^{36}\text{Kr} + 3 n$
10. Vyjádřete energii (J, MeV), ekvivalentní hmotnosti
- hmotnostní jednotky
 - protonu
 - neutronu
 - elektronu
11. Mírou stability nuklidu je vazební energie, připadající na jeden nukleon. Určete tuto energii pro ^4He ($A_r = 4,0026$); ^6Li ($A_r = 6,015$); ^2H ($A_r = 2,0141$); ^7Li ($A_r = 7,014$) .
12. Štěpením 1 g ^{235}U se uvolní energie asi $5,14 \cdot 10^{23}$ MeV. Vyjádřete energii, vzniklou výbuchem atomové pumy s 50 kg ^{235}U v J, kWh, kt TNT (1 kt TNT uvolní asi $4,25 \cdot 10^6$ J), podlehl-li štěpení 10% jader. Dále spočítejte, kolik vlakových souprav by bylo možné přepravit z Prahy do Košic pomocí vzniklé energie, je-li průměrný příkon lokomotivy 4 MW a jízdní doba 12 hodin.
13. Jaká energie se uvolní při termonukleární syntéze ^4He z 1 kg ^2H ?
14. Jaký je poměr uvolněných energií při štěpení 5 g ^{235}U a při slévání 5 g směsi ^2H a ^3H ?
15. Jaká energie se uvolní při anihilaci elektronu s pozitronem ?

V.2. ELEKTRONOVÝ OBAL

Pohyb elektronu v elektronovém obalu atomu popisuje kvantová mechanika pomocí *vlnové funkce*. Vlnové funkce popisující pohyb elektronu v atomu označujeme jako *atomové orbitály*, které pak představují rozložení elektronových hustot kolem jádra atomu. Každá z těchto funkcí je jednoznačně určena *kvantovými čísly* n, l, m_l, m_s .

n - hlavní kvantové číslo určující energetickou hladinu ke které elektron náleží; n nabývá hodnot 1, 2, 3, 4, 5... a někdy bývá označováno velkými písmeny K, L, M, N, O,... tedy

hodnota n	1	2	3	4	5
označzna	K	L	M	N	O

l - vedlejší kvantové číslo, označované někdy jako *orbitální kvantové číslo*, určuje hlavně tvar elektronového oblaku a jeho *orbitální úhlový moment*. Kvantové číslo l nabývá pro dané n všech celých hodnot od 0 do $n-1$. Elektrony jimž náleží kvantová čísla $l = 0, 1, 2, 3, \dots$ atd. označujeme v chemii častěji písmeny s, p, d, f,... tedy:

hodnota l	0	1	2	3	4
označzna	s	p	d	f	g

m_l - magnetické kvantové číslo (představuje počet možných průmětů l do směru určeného například vnějším magnetickým polem) a nabývá všech celých hodnot včetně nuly v intervalu od $+l$ do $-l$ tj. pro dané l celkem $(2l + 1)$ hodnot.

m_s - magnetické spinové kvantové číslo nabývá pro elektron hodnot $+\frac{1}{2}$ a $-\frac{1}{2}$. V chemii se častěji vzájemná orientace spinů vyjadřuje pomocí šipek $\uparrow$ resp. $\downarrow$. Poznamenejme, že m_s je ke spinu elektronu ($s = \frac{1}{2}$) ve stejném vztahu, jaký platí mezi kvantovými čísly m_l a l .

Ve víceelektronových atomech je situace složitější. Obsazování jednotlivých hladin v atomech se řídí následujícími pravidly:

Výstavbový princip:

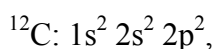
hladiny se obsazují podle rostoucího obsahu jejich energie

Pauliho pravidlo: (*vylučovací princip*)

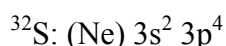
v jednom atomu nemohou existovat dva elektrony, které by měly všechna čtyři kvantová čísla stejná. To znamená, že v jednom orbitalu se mohou nacházet maximálně dva elektrony, které liší alespoň kvantovým číslem m_s .

Zápis elektronové struktury atomu se v chemii provádí dvěma způsoby:

Konfigurační zápis - (podle výše uvedených pravidel) např.:



popř. pro atomy s vyššími hodnotami Z zapisujeme nejčastěji pouze valenční sféru s uvedením symbolu *nejbližšího předcházejícího vzácného plynu* např.:



Zápis pomocí symbolu termu:

Konfigurační zápis je možno převést na zápis symbolem termu relativně jednoduchým způsobem. V rámci vektorového modelu atomu neboli v **Russell-Saundersově přiblížení**, jsou zavedena nově tzv. *celková kvantová čísla*: L, S, J

$$L = |M_L| = \left| \sum m_l \right| - \text{celkové orbitální kvantové číslo}$$

nabývající hodnot 0, 1, 2, 3, 4, ..., kterým odpovídají symboly S, P, D, F, G, ... obdobně jako v jednoelektronovém přiblížení tedy:

hodnota $L =$	0	1	2	3	4
označena	S	P	D	F	G,

$$S = |M_S| = \left| \sum m_s \right| - \text{celkové spinové kvantové číslo}$$

a hodnota $\kappa = 2S+1$ tzv. *spinová multiplicita*

$$J = |L \pm S| - \text{kvantové číslo celkového momentu hybnosti}$$

Pro nalezení symbolu termu *základního stavu* víceelektronového atomu je třeba řídit se dále tzv. Hundovými pravidly:

Základní stav (term) atomu má vždy **nejvyšší možnou multiplicitu**.

Existuje-li v atomu více stavů se stejnou multiplicitou, potom **základním stavem** je stav s **nejvyšší hodnotou L** .

Symbol termu pak vyjadřujeme ve tvaru: $^{\kappa}L_J$ resp. $^{2S+1}L_J$.

Pro atomy s uzavřenými (úplně obsazenými) elektronovými hladinami je symbol termu vždy 1S_0 . Dále platí, že je-li orbital zaplněn méně než z jedné poloviny elektrony nabývá kvantové číslo J hodnoty $|L - S|$ a naopak, je-li zaplněn více jak z jedné poloviny, nabývá J hodnoty

$|L + S|$. V ostatních případech je hodnota J nulová. Přes skutečnost, že symbol termu je dostatečně dobrým popisem maximálně pro prvky s atomovým číslem 70 (tj. lanthanoidy), je vhodným východiskem při popisu elektronových konfigurací atomu ve vnějších polích, například v rámci teorie krystalového pole.

Zjednodušený postup pro nalezení symbolu termu, pro nejčastější případ (základní stav volného iontu resp. atomu) s jednou neuzavřenou hladinou:

Příklad pro ^{26}Fe :

- 1) Nalezneme elektronovou konfiguraci valenční sféry: $3d^6 4s^2$ a vidíme, že jediný neuzavřený orbital je $3d$.
- 2) Pro 6 elektronů v hladině $3d$ nalezneme jejich m_l
pro d orbital je $l = 2$, a tedy m_l nabývá $2l+1 = 5$ hodnot: $-2, -1, 0, 1, 2$
a tedy:

počet elektronů	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$	$\uparrow$	$\uparrow$	$\uparrow$
m_l	-2	-1	0	1	2

součet jejich příspěvků $|M_L| = (-2 \cdot 2) + (-1 \cdot 1) + (0 \cdot 1) + (1 \cdot 1) + (2 \cdot 1) = -2$

$L = |M_L| = |-2| = 2$, této hodnotě odpovídá symbol D

- 3) Sečteme spinové příspěvky od *nepárových* elektronů. Z obsazení d -orbitalu šesti elektrony vidíme, že se tam nacházejí čtyři nepárové elektrony: $S = 4 \cdot (\frac{1}{2}) = 2$
Potom pro multiplicitu nalezneme $\kappa = 2S+1 = 2 \cdot 2+1 = 5$
- 4) Nalezneme hodnotu J (viz výše): $J = L + S = 4$ Výsledný symbol termu pro atom železa v základním stavu je: 5D_4

V případě, že je v atomu (iontu) zcela neobsazeno více hladin, sčítají se příslušné příspěvky (pro L i S) od jednotlivých elektronů v rámci jednotlivých hladin a výsledné hodnoty L a S nalezneme pak jako jejich součty.

Příklady k řešení

- 1) Napište elektronové konfigurace prvků: Li, Be, B, C, N, O, F, Ne, Sc, Ti, In, Cr, Pt, U.
- 2) Nalezněte symboly termů základních stavů atomů nebo iontů:
 $\text{Fe}, \text{Fe}^{2+}, \text{Fe}^{3+}, \text{Ni}^{2+}, \text{Cr}, \text{Cr}^{2+}, \text{Cr}^{3+}, \text{Pt}, \text{La}, \text{Mo}, \text{Ag}, \text{Cu}^{2+}$.

V.3 CHEMICKÁ VAZBA

Jedinou vhodnou fyzikální teorií, která je schopna řešit obecně otázku chemické vazby je kvantová mechanika. Závěry této teorie sice mají do značné míry obecný charakter, ale tato teorie umožňuje exaktně řešit pouze chemicky velmi jednoduché systémy jako např. H_2^+ , H_2 , apod., což je způsobeno značnými matematickými problémy při vlastním řešení.

Současná chemie se však neobejde bez teoretického zázemí. Proto vzniklo několik teorií chemické vazby, použitelných pro různé typy chemických sloučenin. Tyto teorie respektují základní kvantově-mechanické principy a představy, ale zavádějí jistá zjednodušení, což umožňuje získat relativně snadno cenné informace o vazebných poměrech v molekulách různých sloučenin. Mnohé z těchto přístupů poskytují kvantitativní předpovědi, které lze přímo srovnat s experimentálními výsledky. Jsou to zejména:

teorie **valenční vazby** (VB)

teorie **molekulových orbitalů** (MO)

teorie **ligandového a krystalového pole** (LFT a CFT)

teorie **vodíkových vazeb a van der Waalsových sil**

teorie **hybridizace**

Důležitým teoretickým nástrojem v teorii chemické vazby a stereochemii sloučenin je právě **teorie hybridizace**. Tato teorie vysvětluje vznik ekvivalentních vazeb z neekvivalentních atomových orbitalů a umožňuje předpovědět stereochemické vlastnosti molekul.

Z důvodů metodických, ale i čistě praktických, se chemické vazby dělí podle svého charakteru nejčastěji takto:

vazba iontová

vazba kovalentní

vazba koordinační

vazba kovová

Přítomnost určitého druhu vazby v molekule je cennou informací, neboť ji lze využít k úvahám o chemických a fyzikálních vlastnostech látky.

K zachycení vazebných poměrů v molekule z hlediska počtu vazeb a způsobu rozmístění valenčních elektronů slouží **elektronové strukturní vzorce**.

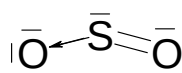
Pomocí strukturních elektronových vzorců vyjadřujeme graficky nejvhodnější způsob uspořádání valenčních elektronů (elektronovou konfiguraci) v atomu, iontu nebo molekule.

Jednotlivé elektrony ve valenční sféře atomu vyznačujeme tečkami a elektronové páry čárkami, kovalentní vazbu mezi sloučenými atomy symbolizuje čárka :

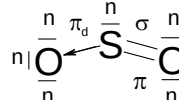
vazba jednoduchá	(σ vazba)	—
vazba dvojná	(σ vazba + π vazba)	=
vazba trojná	(1σ vazba + 2π vazby)	≡
vazba dativní		→
vazba delokalizovaná	π_d	→
volné elektronové páry	n (nevazebné elektrony)	vyznačujeme ve vzorci čárkou —

např. oxid siřičitý SO_2 :

elektronový vzorec



popis



Je však nutné uvést, že tyto vzorce jsou pouze hrubým přiblížením a nedokonalým schematickým vyjádřením skutečnosti.

Pro sestavování elektronových strukturních vzorců neexistují jednoznačná obecná pravidla. Při jejich zápisu se většinou řídíme těmito formálními zásadami:

- 1) **Zakreslíme skelet molekuly**, tj. rozmístění atomů ve dvourozměrném prostoru - v rovině (ve skutečnosti jsou atomy v trojrozměrném prostoru) a spojíme všechny atomy vzájemně vázané nejprve jednoduchými vazbami. Přitom využíváme již osvojené chemické znalosti a analogii. U víceatomových molekul obvykle rozlišujeme tzv. středový (centrální) atom, na který se váže více dalších atomů tvořících danou molekulu.

Např. u sloučenin H_2SO_4 , H_2SO_3 , SOCl_2 , $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ je středovým atomem síra

- 2) **Zakreslíme do blízkosti každého atomu všechny jeho valenční elektrony**, které se podílejí na kovalentní vazbě jednoduché (σ), dvojná (σ, π), trojná ($\sigma, 2\pi$), případně tvoří volný elektronový pár (n), dativní vazbu nebo delokalizované vazby π_d .

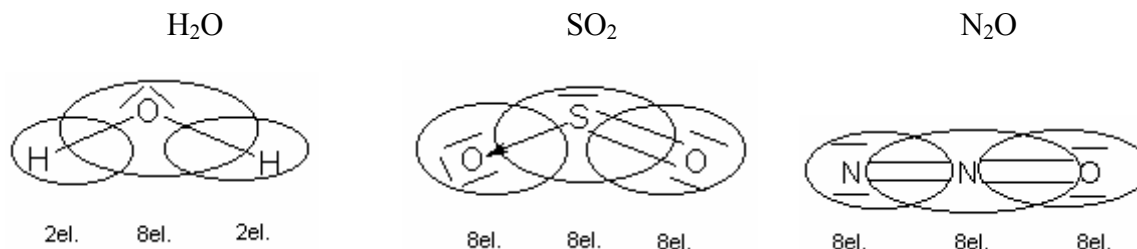
Poznámka:

Obecně lze říci, že násobné vazby π_p „ochotně“ tvoří **C, O, N, (S)**.

3) Snažíme se dodržet Lewisovo oktetové pravidlo:

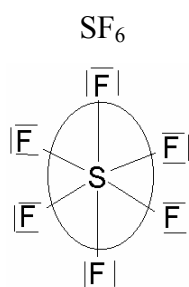
V okolí každého atomu (pokud je to možné) tvoří rozmístěné elektrony oktet, tj. součet elektronů podílejících se na vazbě plus volné elektronové páry je 8 (u vodíku 2).

Např.:

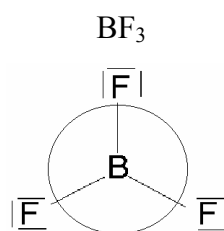


Poznámka:

Oktetové pravidlo je pouze **pomůcka** pro sestavení elektronového strukturního vzorce, **nemusí být vždy dodrženo** u všech atomů v molekule, ale **počet valenčních elektronů prvku musí odpovídat**.



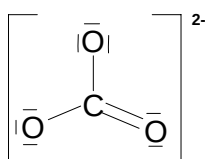
v okolí **S** není oktet (12 el.)
S má 6 valenčních el.



v okolí **B** není oktet (6 el.)
B má 3 valenční el.

Při sestavování elektronových vzorců iontů musíme umístit navíc (u aniontů) či odebrat (u kationtů) příslušný počet elektronů (podle náboje iontu).

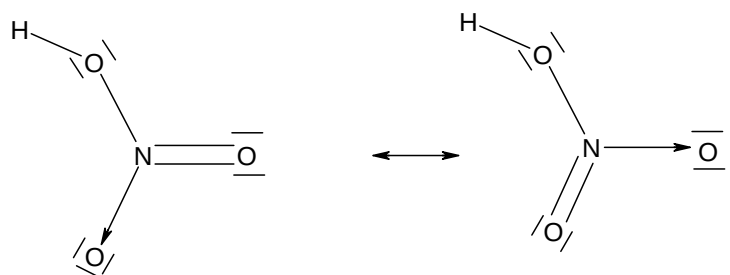
např.: CO_3^{2-}



Poznámka:

U mnoha molekul a iontů nestačí danou strukturu zachytit jediný vzorec, ale je k tomu třeba

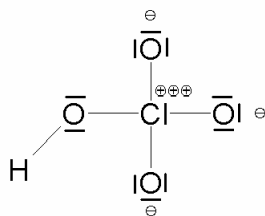
několik mezo­merních struktur ($\longleftrightarrow$ označuje mezo­merní stavy nikoli rovnovážný stav)



Oba dva mezo­merní vzorce jsou ekvivalentní, vyjadřují, že elektronová struktura molekuly je mezi těmito dvěma vzorci.

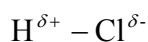
V elektronových vzorcích můžeme vyznačit i **formální náboj** $\oplus$ a $\ominus$, který je dán rozdílem mezi počtem valenčních elektronů daného atomu v nesloučeném stavu a počtem „valenčních“ elektronů, které mu **formálně** přísluší v dané sloučenině.

např.:



Chlor má v kyselině chloristé formální náboj $\oplus \oplus \oplus$, z čehož lze vyvodit, že se jedná o velmi silnou kyselinu.

Parciální náboj vyznačujeme na atomech vázaných polární kovalentní vazbou, např.



O t á z k y a ú k o l y :

- jaké znáte druhy chemických vazeb
- jaký je rozdíl v elektrické vodivosti taveniny iontové sloučeniny proti její vodivosti v krystalickém stavu
- co rozumíme pojmem překryv orbitalů a uveďte příklady pro překryv σ a π
- znázorněte graficky tvar těchto hybridních AO: sp , sp^2 , sp^3 , sp^3d , sp^3d^2 , dsp^2
- uveďte základní principy jednotlivých vazebných teorií
- objasněte pojmy intramolekulární a intermolekulární vodíkový most a uveďte příklady
- co jsou to van der Waalovy síly
- které vazebné teorie jsou vhodné pro popis vazebných poměrů v koordinačních sloučeninách a uveďte rozdíly ve výkladu těchto vazebných poměrů z hlediska jednotlivých teorií
- uveďte možná prostorová uspořádání ligandů kolem centrálního atomu pro

koordinací čísla 2 a 8

- znázorníte graficky chování d-orbitalů 3d přechodných kovů v elektrickém poli ligandů pro oktaedr, tetraedr, čtverec
- co je to síla ligandového (krystalového) pole a která fyzikální měřitelná veličina je mírou této síly
- jak souvisí síla ligandového pole s pojmem vysokospinový resp. nízkospinový komplex

Vzorové příklady

Strukturní elektronové vzorce:

oxid chlorný	Cl ₂ O		
oxid dusnatý	NO	$\bullet \bar{\text{N}} = \bar{\text{O}}$	výjimka, obsahuje nepárový elektron
oxid dusičitý	NO ₂		výjimka, obsahuje nepárový elektron
dimer oxidu dusičitého	N ₂ O ₄		
fluorovodík	HF	$\text{H}-\bar{\text{F}}$	
kyselina siřičitá	H ₂ SO ₃		

Příklady k řešení:

1) Napište strukturní elektronový vzorec těchto oxidů:

CO, CO₂, N₂O₃, SO₃, I₂O₅, Cl₂O₇

2) Napište strukturní elektronový vzorec těchto kyselin:

HCl, H₂S, HClO, HClO₂, HClO₃, HClO₄, HNO₂, HNO₃, H₄P₂O₇, CH₃COOH

3) Napište strukturní elektronový vzorec těchto sloučenin:

AsH₃, COCl₂, SF₄, PbCl₂, H₂O₂, H₂Te.

VI. CHEMICKÉ REAKCE

VI.1. REDOXNÍ DĚJE

Redoxní reakce jsou takové, při nichž se mění oxidační číslo (oxidační stupeň, dříve: "formální mocenství") reagujících látek.

Oxidační číslo je rovno elektrickému náboji, který by byl přítomen na atomu prvku, kdybychom elektrony z každé vazby, vycházející z tohoto atomu, přidělili elektronegativnějšímu partneru. Oxidační číslo označujeme římskými číslicemi vpravo nahoře u symbolu prvku.

Z uvedeného plyne, že např.

- oxidační číslo u volných prvků je rovno nule
- kyslík má ve všech svých sloučeninách (kromě peroxidů, hyperoxidů, ozonidů a binárních sloučenin s fluorem) oxidační číslo –II
- vodík má ve většině svých sloučenin (vyjma kovových hydridů) oxidační číslo I

Oxidační číslo je tedy formální pojem a mnohdy neodpovídá skutečnému rozložení náboje. Jsou-li vázány navzájem prvky se stejnou hodnotou elektronegativity, rozhoduje o přiřazení oxidačních čísel chemické chování sloučeniny ($\text{N}^{\text{III}}\text{Cl}_3^{-1}$). Vždy platí, že součet oxidačních čísel u elektroneutrální molekuly je roven nule.

Úpravy koeficientů rovnic redoxních reakcí jsou založeny na tom, že počet elektronů odevzdaných při oxidaci se musí rovnat počtu elektronů, přijatých při redukci. Postup úpravy koeficientů bude ukázán na vzorových příkladech.

O t á z k y a ú k o l y

- vysvětlíte pojmy oxidace, redukce; oxidační (redukční) činidlo; uveďte příklady
- proveďte srovnání acidobazických a redoxních dějů
- označte oxidační čísla prvků u těchto sloučenin:

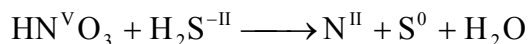
NaCl, CuSO₄, Cr(NO₃)₃, HClO₃, Ca(H₂PO₄)₂, (NH₄)₂Mo₂O₇, CaH₂, H₂O₂, OF₂, NH₃, BaS, O₂, K₃[Fe(CN)₆], [Co(NH₃)₅(H₂O)]Cl₃, Fe(CO)₅

V z o r o v é p ř í k l a d y

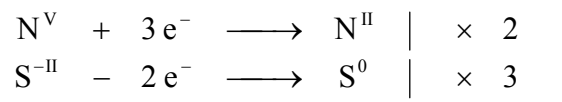
a) Jednoduché úpravy

Upravte rovnici: $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{S} \longrightarrow \text{NO} + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$

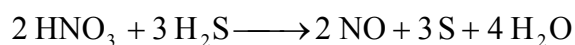
ŘEŠENÍ: Označíme atomy prvků, u nichž dochází ke změně oxidačního čísla



Zapišeme výměny elektronů; protože počet přijatých i odevzdaných elektronů musí být stejný, provedeme vynásobení do "kříže":



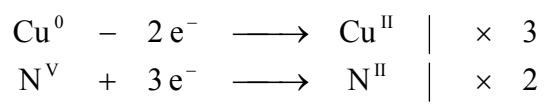
Zapišeme zjištěné koeficienty do rovnice; ostatní dopočítáme:



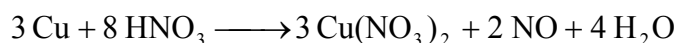
b) Někdy se stane, že se prvek oxiduje (redukuje) jen částečně a zčásti zůstává v původním oxidačním stupni:

Upravte rovnici: $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$

ŘEŠENÍ:



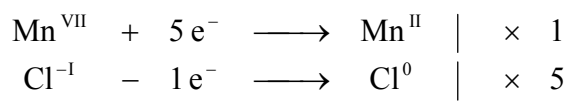
Jenže v tomto případě je nutno uvažovat dalších šest molekul HNO_3 , potřebných ke vzniku $3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ a tedy:



c) Vznikají-li při reakci molekuly prvků, nutno násobit všechny koeficienty příslušným číslem (u biatomických molekul dvěma a pod.)

Upravte rovnici: $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \longrightarrow \text{MnCl}_2 + \text{KCl} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

ŘEŠENÍ:



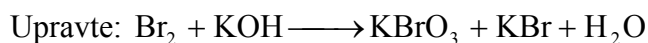
To vede k zápisu:



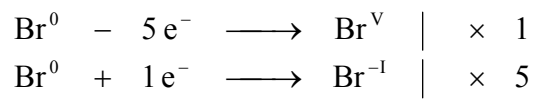
takový výsledek není chemická rovnice, je třeba přidat navíc další tři molekuly HCl na vznik MnCl_2 a KCl, kde chlor *oxidační číslo nemění*, dopočítat koeficient u vody (4 - protože na levé straně rovnice jsou 4 atomy kyslíku a na pravé straně jiná kyslíkatá sloučenina není) a celou rovnici násobit dvěma:



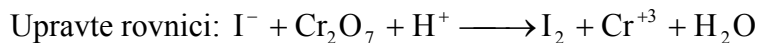
- d) Zvláštním případem jsou tzv. reakce disproportionační, při nichž jeden prvek vystupuje ve více než dvou oxidačních stupních:



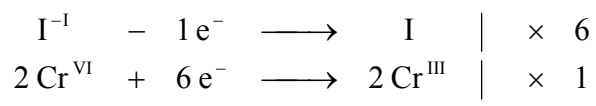
ŘEŠENÍ:



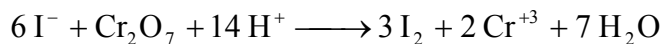
- e) Úpravy koeficientů redoxních rovnic v iontovém tvaru:



ŘEŠENÍ:



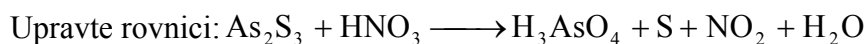
proto lze psát

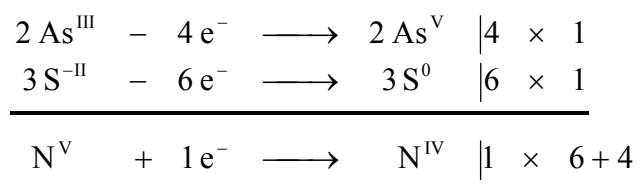


Kromě koeficientů zde musí souhlasit pochopitelně i součty velikostí nábojů na obou stranách rovnice.

- f) Složité úpravy

U složitých úprav dochází ke změnám oxidačních čísel u více než dvou prvků.



ŘEŠENÍ:

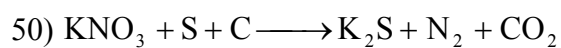
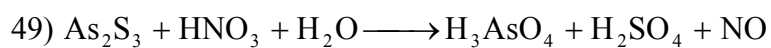
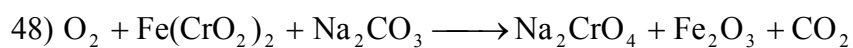
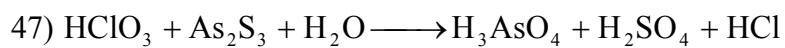
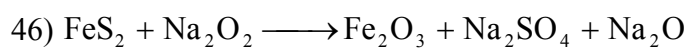
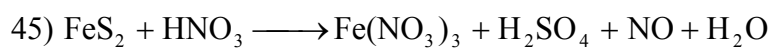
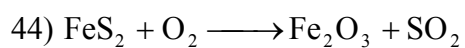
Proto celkově:

**Příklady k řešení:**

Doplňte koeficienty u následujících rovnic redoxních reakcí:

- 1) $\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- 2) $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{KBrO}_3 + \text{HCl} \longrightarrow \text{As}_2\text{O}_5 + \text{HBr} + \text{KCl}$
- 3) $\text{CoCl}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{HCl} \longrightarrow \text{CoCl}_3 + \text{MnCl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
- 4) $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{HMnO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 5) $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{MnO}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{KOH}$
- 6) $\text{AsH}_3 + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 7) $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \longrightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 8) $\text{I}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{HIO}_3 + \text{HCl}$
- 9) $\text{MnO}_2 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \longrightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
- 10) $\text{KMnO}_4 + \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{MnSO}_4 + \text{HNO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 11) $\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 12) $\text{KMnO}_4 + \text{KBr} + \text{HCl} \longrightarrow \text{Br}_2 + \text{MnCl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
- 13) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} + \text{KI} \longrightarrow \text{I}_2 + \text{CrCl}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
- 14) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KHSO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 15) $\text{NH}_3 + \text{Cl}_2 \longrightarrow \text{NH}_4\text{Cl} + \text{N}_2$
- 16) $\text{PbO}_2 + \text{HCl} \longrightarrow \text{PbCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

- 17) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 18) $\text{AlBr}_3 + \text{CaCr}_2\text{O}_7 + \text{H}_3\text{PO}_4 \longrightarrow \text{Br}_2 + \text{CrPO}_4 + \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{AlPO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 19) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{O}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 20) $\text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 21) $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8 + \text{NH}_3 \longrightarrow \text{N}_2 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
- 22) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{CH}_3\text{CHO} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 23) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{C} + \text{SiO}_2 \longrightarrow \text{CO} + \text{P}_4 + \text{CaSiO}_4$
- 24) $\text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow \text{O}_2 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 25) $\text{HNO}_3 + \text{K}_3\text{AsO}_4 \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO} + \text{K}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 26) $\text{Br}_2 + \text{Sb}_2\text{O}_3 + \text{KOH} \longrightarrow \text{K}_3\text{SbO}_4 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$
- 27) $\text{KMnO}_4 + \text{Ti}_3\text{AsO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{TiAsO}_4 + \text{Ti}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 28) $\text{NaOH} + \text{Cl}_2 \longrightarrow \text{NaCl} + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O}$
- 29) $\text{KClO}_3 \longrightarrow \text{KClO}_4 + \text{KCl}$
- 30) $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_3 \longrightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- 31) $\text{OsF}_6 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{OsO}_4 + \text{OsO}_2 + \text{HF}$
- 32) $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2 \longrightarrow \text{Ba}_5(\text{IO}_6)_2 + \text{I}_2 + \text{O}_2$
- 33) $\text{P}_4 + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{NaH}_2\text{PO}_2 + \text{PH}_3$
- 34) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{KMnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{KOH}$
- 35) $\text{Na}_2\text{S}_5 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{S}$
- 36) $\text{IO}_3^- + \text{I}^- + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{I}_2 + \text{OH}^-$
- 37) $\text{MnO}_4^- + \text{Cl}^- + \text{H}^+ \longrightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 38) $\text{Sn}^{2+} + \text{MnO}_4^- + \text{H}^+ \longrightarrow \text{Sn}^{4+} + \text{Mn}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$
- 39) $\text{SO}_3^{2-} + \text{MnO}_4^- + \text{H}^+ \longrightarrow \text{SO}_4^{2-} + \text{Mn}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$
- 40) $\text{Cl}_2 + \text{OH}^- \longrightarrow \text{ClO}_3^- + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$
- 41) $\text{Al} + \text{OH}^- + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow [\text{Al}(\text{OH})_4]^- + \text{H}_2$
- 42) $\text{MnO}_4^- + \text{H}^+ + \text{NO}_2^- \longrightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$
- 43) $\text{I}^- + \text{NO}_2^- + \text{H}^+ \longrightarrow \text{I}_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$

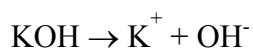
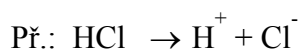


VII.2. ACIDOBAZICKÉ DĚJE

Teorie kyselin a zásad

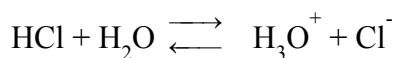
Arrhenius: Kyselina = látka, odštěpující kation H^+

Zásada = látka, odštěpující anion OH^-



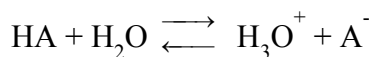
Brönsted: Kyseliny - donory H^+ , zásady - akceptory H^+ .

Kyselost jedné látky se může projevit teprve při styku s jinou látkou, mající vlastnosti zásady. Kyseliny a zásady tvoří tzv. konjugované páry:



Lewis: Kyseliny jsou látky, schopné vázat elektronový pár. Zásady jsou látky schopné poskytnout elektronový pár. (Platí obecně, i pro neprotolytická rozpouštědla).

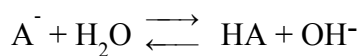
Pro disociační konstantu K_{HA} nějaké kyseliny HA platí (v hranatých závorkách se značí molární koncentrace, které je nutno v případě koncentrovanějších roztoků nahradit tzv. aktivitami):



$$K = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]/[\text{HA}][\text{H}_2\text{O}]$$

$$K[\text{H}_2\text{O}] = K_{\text{HA}} = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]/[\text{HA}]$$

Analogicky pro konjugovanou zásadu je



$$K_{\text{A}^-} = [\text{HA}][\text{OH}^-]/[\text{A}^-]$$

Konečně také platí pro vodné roztoky při 25°C:

$$K_{HA} K_{A^-} = K_V = [H_3O^+][OH^-] = 1,02 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2 \text{ dm}^{-6}$$

kde K_V ... iontový součin vody

Obecně: Součin disociačních konstant konjugované kyseliny a zásady je roven iontovému součinu rozpouštědla.

Pojem pH

Sørensen definuje: $pH = -\log[H^+]$

Dle Brønstedovy teorie platí: $pH = -\log[H_3O^+]$

(Analogicky se často používá i pojmu $pK = -\log K$ u disociačních konstant).

Disociační stupeň kyseliny (zásady) α

je definován jako podíl koncentrace disociovaných částic k celkové koncentraci kyseliny (zásady) c :

$$\alpha = [H_3O^+] / c = [A^-] / c$$

Často se uvádí v procentech.

Pro silné kyseliny (zásady), které jsou prakticky zcela disociovány ve zředěném roztoku se hodnota α blíží jedné (100%). Pro slabé kyseliny pak platí:

$$K_{HA} = [H_3O^+][A^-] / [HA] = c\alpha \cdot c\alpha / (c - c\alpha) = c\alpha^2 / (1 - \alpha)$$

V případě, že $\alpha \ll 1$, lze psát $K_{HA} = c\alpha^2$

a dosazením ze vztahu pro α dostaneme po úpravě výraz pro výpočet pH slabých kyselin

$$pH = 1/2 pK_K - 1/2 \log c$$

Analogicky lze odvodit vzorec pro pH slabých zásad :

$$pH = 14 - 1/2 pK_Z + 1/2 \log c$$

Hydrolýza solí

Pro vodné roztoky solí platí:

- sůl silné kyseliny a slabé zásady (roztok reaguje kyselé)

$$pH = 7 - 1/2 pK_Z - 1/2 \log c$$

- sůl silné zásady a slabé kyseliny (roztok reaguje zásaditě)

$$pH = 7 + 1/2 pK_K + 1/2 \log c$$

- sůl slabé kyseliny a slabé zásady

$$pH = 7 + 1/2 pK_K - 1/2 pK_Z$$

(reakce závisí jen na poměru disociačních konstant kyseliny a zásady; vůbec nezávisí na koncentraci soli)

- sůl silné kyseliny a silné zásady (reaguje prakticky neutrálně, kyselina i zásada jsou zcela štěpeny).

Pufry

Jde o tzv. tlumivé (ústojné) roztoky slabých kyselin a jejich solí, používané k udržování konstantního pH. Pro výpočet pH pufru platí Henderson-Haselbachova rovnice:

$$pH = pK_K + \log (c_{sol}/c_{kys.})$$

O t á z k y a ú k o l y

- srovnajte Arrheniovu a Brönstedovu teorii kyselin a zásad; na příkladech ukažte obecnější ráz teorie Brönstedovy
- definujte amfolyt; uveďte příklady
- který z kationtů Na^+ , Ca^{2+} , Al^{3+} je nejsilnější Lewisovou kyselinou a proč ?
- zdůvodněte, jak bude reagovat suchý chlorovodík na lakmusový papírek
- objasněte fyzikální význam disociačních konstant; proč nenajdeme v tabulkách např. $K(HNO_3)$, $K(H_2SO_4)$?
- na čem závisí síla kyseliny a jak (srovnej sílu HCl ve vodě, bezvodém amoniaku, kyselině octové a sírové .)
- co se děje se silou kyseliny v řadě HF, HCl, HBr, HI a proč ?
- jak se chová ve vodném roztoku: amoniak, kyselina octová, anilín, fenol, pyridin, kyselina chloristá, kyanovodík ?

V z o r o v é p ř í k l a d y

a) Určete $[OH^-]$, pH, je-li ve vodném roztoku $[H_3O^+] = 0,29 \cdot 10^{-3}$

ŘEŠENÍ:

$$[OH^-] = K_v/[H_3O^+] = 10^{-14}/0,29 \cdot 10^{-3} = 3,45 \cdot 10^{-11}$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log 2,9 \cdot 10^{-4} = 4 - \log 2,9 = 3,54$$

b) Roztok má $pH = 5,20$. Určete $[H_3O^+]$, $[OH^-]$.

ŘEŠENÍ:

$$5,20 = -\log[H_3O^+] = 6 - 0,8$$

$$[H_3O^+] = 6,31 \cdot 10^{-6}$$

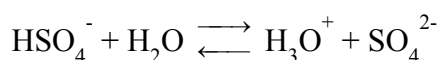
$$[OH^-] = 10^{-14} / 6,31 \cdot 10^{-6} = 1,58 \cdot 10^{-9}$$

c) Napište vztahy pro disociační konstanty

- kyseliny sírové ve vodě;

- chlorovodíku v bezvodé kyselině octové (HAc).

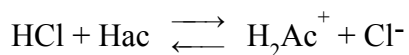
ŘEŠENÍ:



Je tedy

$$K_1 = [H_3O^+][HSO_4^-]/[H_2SO_4]$$

$$K_2 = [H_3O^+][SO_4^{2-}]/[HSO_4^-]$$



$$K = [H_2Ac^+][Cl^-]/[HCl]$$

d) Jaké pH má vodný roztok HCl o koncentraci 0,005 mol/l ?

ŘEŠENÍ:

Jde o silnou kyselinu, jež je ve zředěném roztoku prakticky stoprocentně disociována. Takže platí

$$[H_3O^+] = c_{HCl} = 5 \cdot 10^{-3}$$

$$pH = -\log 5 \cdot 10^{-3} = 3 - \log 5 = 2,30$$

Daný roztok bude mít pH asi 2,30.

e) Kolik gramů NaOH bylo rozpuštěno ve 100 ml roztoku, jehož $pH = 13,40$?

ŘEŠENÍ:

$$pH = 13,40; pOH = 0,60; \text{tedy } [OH^-] = 0,25 \text{ mol/l}$$

Jde o silnou zásadu, proto je $[OH^-] = c_{NaOH} = 0,25$

Platí tedy, že

V 1000 ml 0,25 M NaOH je obsaženo $40/4 = 10 \text{ g NaOH}$

Ve 100 ml 0,25 M NaOH je pak obsažen 1 g NaOH.

V uvedeném roztoku byl rozpuštěn asi 1 gram NaOH.

f) Jaké je pH vodného roztoku kyseliny mravenčí o koncentraci 0,2 mol/l

$$(K_{HCOOH} = 1,77 \cdot 10^{-4}) ?$$

ŘEŠENÍ:

$$pK = -\log K = -\log 1,77 \cdot 10^{-4} = 4 - \log 1,77 = 3,75$$

Jde o slabou kyselinu; proto

$$pH = 1/2 pK - 1/2 \log c = 3,75/2 - (\log 0,2)/2 = 2,22$$

Roztok 0,2 molární kyseliny mravenčí bude mít $pH = 2,22$.

g) 10 ml 27,3% amoniaku ($d = 0,90 \text{ g/cm}^3$) zředíme do 1 litru vodou. Určete pH vzniklého roztoku, je-li $K_{NH_3} = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

ŘEŠENÍ:

$$m = d \cdot V = 10 \cdot 0,9 = 9,0 \text{ g je hmotnost roztoku}$$

Obsah amoniaku je $9,0 \cdot 0,273 = 2,46 \text{ g NH}_3$, t.j. $2,46/17 = 0,145 \text{ molu (=c)}$

$$pK_{NH_3} = -\log 1,8 \cdot 10^{-5} = 4,74$$

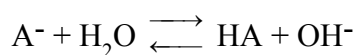
$$pH = 14 - 4,74 \cdot 1/2 + \log 0,145 \cdot 1/2 = 11,21$$

Vzniklý roztok bude mít pH asi 11,21.

h) Odvoďte vztah pro stupeň hydrolyzy a pro pH roztoku soli slabé kyseliny a silné zásady.

Vypočítejte stupeň hydrolyzy a pH roztoku octanu sodného o koncentraci 0,1 mol/l, je-li

$$K_{HAc} = 1,8 \cdot 10^{-5}.$$

ŘEŠENÍ:

$$K \cdot [\text{H}_2\text{O}] = [\text{HA}][\text{OH}^-]/[\text{A}^-] = K_h \dots \text{hydrolytická konstanta}$$

Úpravou dostaneme

$$K_h = [\text{HA}][\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+]/[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HA}] \cdot K_v/[\text{A}^-] = K_v/K_{\text{HA}}$$

Stupeň hydrolyzy γ je dán podílem zhydrolyzované soli a celkové koncentrace

$$\gamma = [\text{HA}]/c = [\text{OH}^-]/c$$

$$\text{Tedy } [\text{HA}] = [\text{OH}^-] = c \cdot \gamma$$

$$[\text{A}^-] = c - c \cdot \gamma = c(1 - \gamma) \text{ dosazeno do vztahu pro } K_h$$

$$K_h = [\text{HA}][\text{OH}^-]/[\text{A}^-] = c \cdot \gamma \cdot c \cdot \gamma / c(1 - \gamma) = c \cdot \gamma^2 / (1 - \gamma)$$

V případě $\gamma \ll 1$ je přibližně $K_h = c \cdot \gamma^2$

$$\text{Odtud: } c \cdot \gamma^2 = K_v/K_{\text{HA}}$$

$$\text{a stupeň hydrolyzy } \gamma = \sqrt{(K_v/K_{\text{HA}} \cdot c)}$$

Protože je $[\text{H}_3\text{O}^+] = K_v/[\text{OH}^-] = K_v/c \cdot \gamma$ obdržíme dosazením za γ

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{(K_v \cdot K_{\text{HA}}/c)}$$

$$\text{A konečně } pH = 7 + 1/2 pK_{\text{HA}} + 1/2 \log c$$

Pro naše zadání vychází

$$\gamma = \sqrt{(10^{-14}/1,8 \cdot 10^{-6})} = 7,45 \cdot 10^{-5}$$

$$pK_{\text{HAc}} = 5 - \log 1,8 = 4,75$$

$$pH = 7 + 4,75/2 + 1/2 \log 0,1 = 8,87$$

Stupeň hydrolyzy 0,1 molárního roztoku NaAc je $7,45 \cdot 10^{-5}$; pH jeho roztoku je asi 8,87.

i) Tlumivý roztok obsahuje v 500 ml 3,0 g HAc a 2,05 g NaAc. Určete jeho pH, je-li

$K_{\text{HAc}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$. Jak se pH změní, přidáme-li 10 ml HCl o koncentraci 1 mol/dm³?

ŘEŠENÍ:

$$pK_{\text{HAc}} = 4,75$$

$$M(\text{HAc}) = 60 \text{ g/mol}; M(\text{NaAc}) = 82 \text{ g/mol}$$

Roztok obsahuje v 1 litru

$$2 \cdot 3,0 = 6,0 \text{ g HAc (což odpovídá koncentraci 0,1 mol/l)}$$

$$2 \cdot 2,05 = 4,1 \text{ g NaAc (což odpovídá koncentraci 0,05 mol/l)}$$

Užitím Henderson-Haselbachovy rovnice

$$pH = pK_{\text{HAc}} + \log(0,05/0,1) = 4,75 - 0,30 = 4,45$$

$$pH = 4,45$$

Přidáme-li 10 ml 1M-HCl, t.j. 0,01 molu HCl, bude roztok v 1 litru obsahovat

$$2(2,05-0,82) = 2,46 \text{ g NaAc (odpovídá 0,03 molárnímu roztoku)}$$

$$2(3,0 + 0,6) = 7,2 \text{ g HAc (odpovídá 0,12 molárnímu roztoku)}$$

Takže

$$pH = 4,75 + \log(0,03/0,12) = 4,15$$

Uvažovaný roztok bude mít pH asi 4,45; přidáme-li k němu 10 ml jednomolární HCl, klesne pH pouze na 4,15.

Příklady k řešení

- Napište konjugované zásady ke kyselinám: H_2O , HI , PH_4^+ , H_2PO_4^- , NH_3 , CH_3OH
- Napište konjugované kyseliny k zásadám: H_2O , NH_3 , HF , SO_3^{2-} , PO_4^{3-} , HS^- .
- Napište rovnice autoprotolýzy u methanolu, amoniaku, kyseliny octové.
- Napište rovnice acidobazických rovnováh a zdůvodněte, která látka se chová jako kyselina a která jako zásada: $\text{HBr} + \text{H}_2\text{O}$; $\text{HCOOH} + \text{H}_2\text{O}$; $\text{HSO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$; $\text{PO}_4^{3-} + \text{H}_2\text{O}$; $\text{F}^- + \text{H}_2\text{O}$; $\text{HBr} + \text{NH}_3$; $\text{CrO}_4^{2-} + \text{H}^+$
- Určete zbývající z veličin $[\text{H}_3\text{O}^+]$, $[\text{OH}^-]$, pH , pOH , je-li dáno pro vodný roztok: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 48 \cdot 10^{-11}$; $[\text{OH}^-] = 0,45 \cdot 10^{-2}$; $[\text{OH}^-] = 12 \cdot 10^{-12}$; $pH = 8,85$; $pH = 10,78$
- Napište rovnici reakce s vodou a vztahy pro disociační konstanty u těchto látek: HNO_3 ; HF ; HClO_4 ; HN_3 ; NH_3 ; H_2S ; H_2SeO_3 ; H_3PO_4
- Napište rovnice reakcí a vztahy pro disociační konstanty u HCl a HAc
 - v amoniaku;
 - v koncentrované kyselině sírové
- Určete Lewisovu kyselinu a zásadu při reakcích : $\text{BF}_3 + \text{NH}_3$; $\text{Cu}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$; $(\text{CH}_3)_3\text{N} + \text{SO}_2$
- Jaké pH bude mít vodný roztok HCl o koncentraci $0,01 \text{ mol/dm}^3$; H_2SO_4 o koncentraci $0,04 \text{ mol/dm}^3$; NaOH o koncentraci $0,025 \text{ mol/dm}^3$?
- pH roztoku silné jednosytné kyseliny bylo změřeno na 1,50. Jaká byla molární koncentrace kyseliny ?

11. Jaké pH bude mít roztok, vzniklý rozpuštěním 1,122 g KOH v 500 ml vody ?
12. Kolik gramů bezvodé kyseliny dusičné nutno smísit s 500 ml vody, aby pH výsledného roztoku bylo 2,5 ?
13. Smícháme 25 ml 0,1 molárního roztoku HCl a 20 ml 0,1 molárního KOH. Jaké bude výsledné pH roztoku ?
14. Jak se změní pH při titraci 50 ml KOH o koncentraci 0,1 mol/dm³ roztokem decimolární HCl, přetitrujeme-li v bodě ekvivalence o 0,1 ml ?
15. Kolik ml koncentrované 37% HCl o hustotě 1,19 g/cm³ nutno zředit na 1 litr, aby roztok měl $pH = 1,2$?
16. Disociační stupeň HCN v 0,05 molárním roztoku je $1,18 \cdot 10^{-4}$; určete K_{HCN} , pK_{HCN} .
17. Roztok amoniaku o koncentraci 10^{-2} mol/dm³ je disociován ze 4,2%. Určete K_{NH_3} , pK_{NH_3} a pH roztoku.
18. Vypočtete a srovnajte disociační stupeň a pH roztoků HAc o koncentraci 0,1; 0,01; 0,001; 0,0001 mol/dm³, je-li $K_{\text{HAc}} = 1,79 \cdot 10^{-5}$.
19. Jak koncentrovaný byl roztok HAc, bylo-li změřeno jeho $pH = 2,73$?
20. Kolik ml ledové HAc nutno zředit na 1 litr, aby $pH = 3$?
21. Stupeň disociace 0,1 molární H₂CO₃ je pro 1.stupeň 0,211%, pro 2.stupeň $2,16 \cdot 10^{-3}\%$.
Urči K_1 , K_2 , pK_1 , pK_2 této kyseliny.
22. pK_{HF} je 3,17. Urči K_{HF} , K_{F^-} , pK_{F^-} .
23. Jaké pH bude mít roztok vzniklý rozpuštěním 1 gramu kyseliny benzoové v 200 ml vody, je-li $pK = 4,20$?
24. Kolik ml koncentrovaného amoniaku (27,3%, $d = 0,90 \text{ g/cm}^3$) nutno nalít do 100 ml vody, aby $pH = 10,5$ ($pK_{\text{NH}_3} = 4,74$) ?
25. Kyselina boritá disociuje do 1.stupně s $pK_1 = 9,24$. Kolik gramů této kyseliny rozpustíme v 1 litru vody, aby $pH = 5$?
26. Jaké pH má 0,05 molární HClO, je-li $K_{\text{HClO}} = 2,95 \cdot 10^{-8}$?
27. Odvoďte vztah pro výpočet pH soli silné kyseliny a slabé zásady (slabé kyseliny a slabé zásady).
28. Jak se změní stupeň hydrolýzy u soli silné kyseliny a slabé zásady, zředíme-li roztok stokrát ?

29. Jaké pH má roztok NH_4NO_3 o koncentraci $0,01 \text{ mol/dm}^3$, je-li $pK_{\text{NH}_3} = 4,74$? Vypočtete stupeň hydrolyzy .
30. Srovnajte stupeň hydrolyzy a pH u roztoků KCN o koncentracích $0,1$; $0,01 \text{ mol/dm}^3$, je-li $pK_{\text{HCN}} = 9,22$.
- 31 Vypočtete molární koncentraci vodného roztoku benzoanu sodného, jehož $pH = 8,14$ ($K = 6,3 \cdot 10^{-5}$).
32. Jaké pH bude mít jednomolární roztok NH_4Ac , je-li $pK_{\text{NH}_4^+} = 9,25$, $pK_{\text{Ac}^-} = 9,24$. Jak bude pH záviset na koncentraci soli?
33. Jaké bude pH roztoku, vzniklého smísením ekvimolárních množství NaAc a HAc ($K_{\text{HAc}} = 1,79 \cdot 10^{-5}$) ?.
34. V jakém molárním poměru nutno smíchat HAc a NaAc aby vzniklý pufr měl $pH = 5,7$?
35. Určete pH pufru, obsahujícího $0,1 \text{ molu}$ NH_4OH a $0,535 \text{ g}$ NH_4Cl v 1 litru vody ($K_{\text{NH}_3} = 5,55 \cdot 10^{-10}$). Jak se změní pH přidáním $0,02 \text{ molu}$ HCl ?

VI.3. TERMOCHEMIE

Termochemie se zabývá tepelnými jevy při chemických dějích. Množství uvolněného (či spotřebovaného) tepla závisí na množství reagujících látek, na jejich skupenství, na podmínkách, při nichž sledovaná reakce probíhá ΔH .

Označení skupenství: **g** - plynné (gas)

l - kapalné (liquid)

s - pevné (solid)

aq - vodný roztok

Většina chemických reakcí, realizovaných jak v laboratoři tak i v průmyslu, probíhá za konstantního tlaku (obvykle atmosférického). Teplo, které soustava za izobarických podmínek ($p = \text{konst}$) vyměňuje s okolím, je rovno **změně enthalpie** soustavy ΔH .

Poznámka:

Enthalpie je stavová veličina definovaná rovnicí: $H = U + pV$

Platí: $\Delta H = \Delta U + p\Delta V$

(U - vnitřní energie soustavy, p - tlak uvnitř soustavy, V - objem)

Zúčastní-li se reakce jen kapalné a pevné látky, potom objem výchozích látek a produktů je téměř stejný a platí $\Delta H \sim \Delta U$. Při reakcích, kterých se zúčastní plynné látky, se objem soustavy v průběhu reakce může značně měnit a ΔU se liší od ΔH o množství práce spojené se změnou objemu (o objemovou práci).

Pomocí změny enthalpie, pro děje probíhající za konstantního tlaku, je definováno reakční teplo takto:

Reakční teplo ΔH je teplo, které reakční soustava přijme (nebo odevzdá), uskuteční-li se chemická reakce v jednotkovém rozsahu (tzn. reagují-li jednotlivé složky v látkovém množství udaném stechiometrickými koeficienty danými v chemické rovnici) a teplota výchozích látek a produktů je stejná.

Poznámka:

Stejná teplota výchozích látek a produktů je požadována proto, aby se vyloučily ztráty tepla zahříváním nebo chladnutím soustavy.

Aby bylo možné reakční tepla vzájemně srovnávat, byla zavedena **standardní reakční tepla** (označení ΔH_{298}°), pro reakce probíhající za standardních podmínek.

Standardní podmínky: plyny, kapaliny a pevné látky (nejstálější modifikace) za tlaku **101 325 Pa** při teplotě **298 K** (25 °C).

Znaménko u číselné hodnoty reakčního tepla ΔH je dáno dohodou.

Reakce, při nichž se teplo uvolňuje - **exotermické reakce**, je $\Delta H < 0$ (záporné).

Reakce, při nichž se teplo spotřebovává - **endotermické reakce**, je $\Delta H > 0$ (kladné).

Termochemické zákony

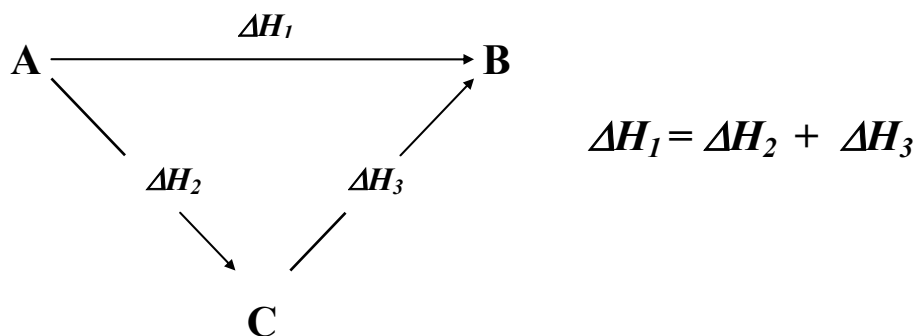
I. termochemický zákon (Lavoisier-Laplaceův)

Reakční teplo dané chemické reakce je až na znaménko stejné, jako reakční teplo reakce probíhající opačným směrem.



II. termochemický zákon (Hessův)

Reakční teplo dané chemické reakce je rovno součtu reakčních tepel dílčích chemických reakcí.



Oba zákony mají značný praktický význam. Při termochemických výpočtech využíváme tzv. **standardní slučovací a spalná tepla**, která jsou uvedena v termochemických tabulkách.

Standardní slučovací teplo $\Delta H_{služ.}^{\circ}$ je množství tepla, které se uvolní nebo spotřebuje při vzniku 1 mol sloučeniny přímým sloučením z prvků za standardních podmínek.

Standardní spalné teplo $\Delta H_{spal.}^{\circ}$ je množství tepla, které se uvolní nebo spotřebuje při spálení 1 mol sloučeniny nebo prvku v kyslíku.

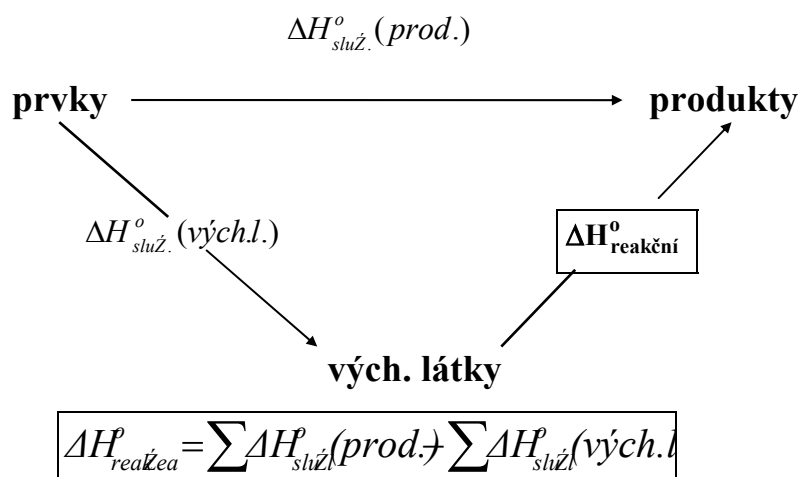
Poznámka:

Na rozdíl od slučovacích tepel jsou spalná tepla snadněji experimentálně přímo měřitelná.

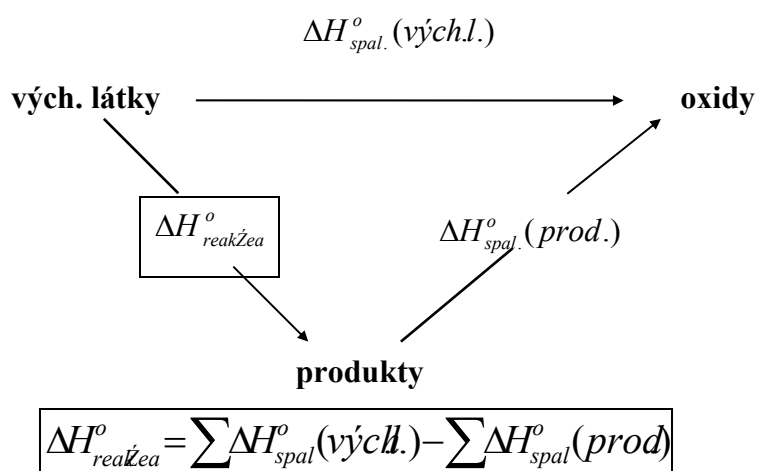
Slučovací teplo se většinou zjišťují výpočtem ze spalných tepel.

Slučovací teplo prvků ve standardních stavech je rovno nule.

Známe-li slučovací teplo jednotlivých výchozích látek a produktů, můžeme vypočítat reakční teplo jakékoliv chemické reakce.



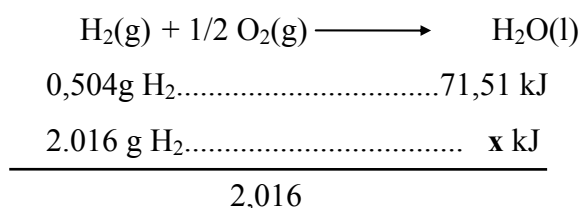
Obdobně, známe-li spalná teplo výchozích látek a produktů, můžeme vypočítat reakční teplo.



Vzorové příklady:

a) Reakcí 0,504g H₂ s kyslíkem za konstantního tlaku 101 325 Pa a za teploty 298 K (tj. za standardních podmínek) se uvolní 71,51 kJ. Vypočítejte $\Delta H^{\circ}_{reakce}$ této reakce.

ŘEŠENÍ:



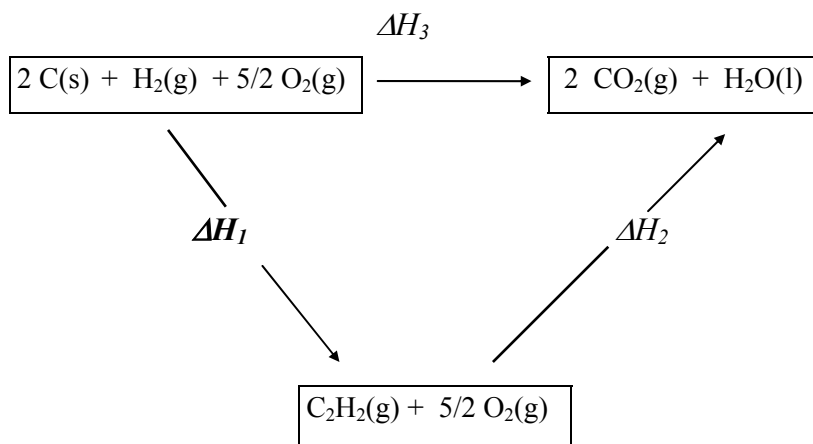
$$x = \frac{\quad}{0,504} 71,51 = \underline{\underline{286,6 \text{ kJmol}^{-1}}}$$

b) Vypočítejte standardní slučovací teplo C_2H_2 (acetyleny), znáte-li standardní slučovací a spalná tepla těchto látek:

$$\Delta H_{\text{služ.}}^{\circ}(\text{CO}_2(\text{g})) = -393,77 \text{ kJmol}^{-1}, \quad \Delta H_{\text{služ.}}^{\circ}(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = -282,61 \text{ kJmol}^{-1},$$

$$\Delta H_{\text{spal.}}^{\circ}(\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})) = -1\,304,35 \text{ kJmol}^{-1}.$$

ŘEŠENÍ: Použijeme Hessův zákon



$$\Delta H_{\text{služ.}}^{\circ}(\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})) = \Delta H_1 = \Delta H_3 - \Delta H_2$$

$$\begin{aligned} \text{kde} \quad \Delta H_3 &= \Delta H_{\text{služ.}}^{\circ}(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) + 2 \Delta H_{\text{služ.}}^{\circ}(\text{CO}_2(\text{g})) = -282,61 + 2 \cdot (-393,77) = \\ &= -1\,070,15 \text{ kJmol}^{-1} \end{aligned}$$

$$\Delta H_2 = \Delta H_{\text{spal.}}^{\circ}(\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})) = -1\,304,35 \text{ kJmol}^{-1}$$

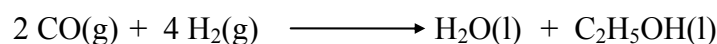
$$\Delta H_{\text{služ.}}^{\circ}(\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})) = -1\,070,15 \text{ kJmol}^{-1} - (-1\,304,35 \text{ kJmol}^{-1}) = \underline{\underline{234,2 \text{ kJmol}^{-1}}}$$

c) Jsou dána spalná tepla: $\Delta H_{\text{spal.}}^{\circ}(\text{CO}(\text{g})) = -283,19 \text{ kJmol}^{-1}$

$$\Delta H_{\text{spal.}}^{\circ}(\text{H}_2(\text{g})) = -286,25 \text{ kJmol}^{-1}$$

$$\Delta H_{\text{spal.}}^{\circ}(\text{EtOH}(\text{l})) = -1\,368,54 \text{ kJmol}^{-1}$$

Vypočítejte standardní reakční teplo $\Delta H_{\text{reakč.}}^{\circ}$ pro reakci:



ŘEŠENÍ:

$$\Delta H_{\text{reakč.}}^{\circ} = \sum \Delta H_{\text{spal.}}^{\circ}(\text{vých. l.}) - \sum \Delta H_{\text{spal.}}^{\circ}(\text{prod})$$

$$\Delta H_{\text{reakč.}}^{\circ} = 2 \Delta H_{\text{spal.}}^{\circ}(\text{CO}(\text{g})) + 4 \Delta H_{\text{spal.}}^{\circ}(\text{H}_2(\text{g})) - \Delta H_{\text{spal.}}^{\circ}(\text{EtOH}(\text{g}))$$

$$\Delta H_{reak\acute{z}ea}^{\circ} = - \underline{\underline{342,86 \text{ kJmol}^{-1}}}$$

d) Známe tato slučovací tepla: $\Delta H_{slu\acute{z}.}^{\circ}(\text{C}_6\text{H}_6(\text{l})) = 50,24 \text{ kJmol}^{-1}$

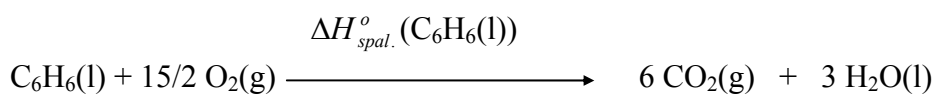
$$\Delta H_{slu\acute{z}.}^{\circ}(\text{CO}_2(\text{g})) = -393,77 \text{ kJmol}^{-1}$$

$$\Delta H_{slu\acute{z}.}^{\circ}(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = -282,61 \text{ kJmol}^{-1}.$$

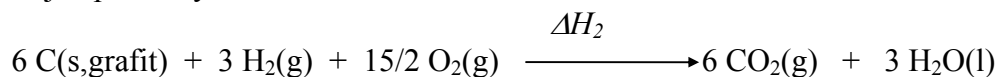
Jaké je spalné teplo benzenu $\Delta H_{spal.}^{\circ}(\text{C}_6\text{H}_6(\text{l}))$?

ŘEŠENÍ:

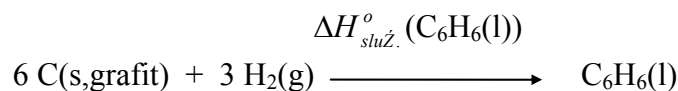
Hoření benzenu vystihuje rovnice:



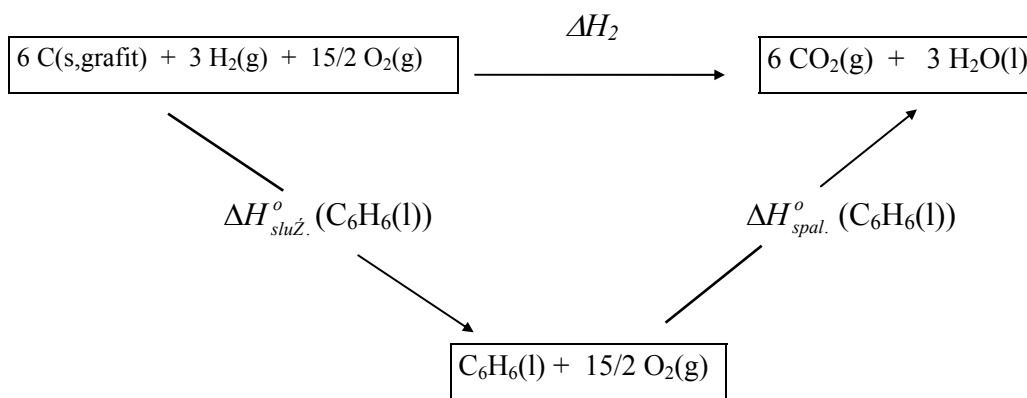
Stejné produkty získáme i reakcí:



Dále víme, že:



Využijeme Hessova zákona, sestavíme schéma:



$$\Delta H_{spal.}^{\circ}(\text{C}_6\text{H}_6(\text{l})) = \Delta H_2 - \Delta H_{slu\acute{z}.}^{\circ}(\text{C}_6\text{H}_6(\text{l}))$$

$$\Delta H_2 \text{ vypočteme podle vztahu: } \Delta H_2 = \sum \Delta H_{slu\acute{z}.}^{\circ}(\text{prod}) - \sum \Delta H_{slu\acute{z}.}^{\circ}(\text{výchl.})$$

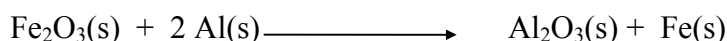
$$\Delta H_2 = 6 \Delta H_{slu\acute{z}.}^{\circ}(\text{CO}_2(\text{g})) + 3 \Delta H_{slu\acute{z}.}^{\circ}(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) - 0$$

$$\Delta H_2 = 6 \cdot (-393,77) + 3 \cdot (-282,61) = -3\,210,45$$

$$\Delta H_{\text{spal.}}^{\circ}(\text{C}_6\text{H}_6(\text{l})) = -3\,210,45 - 50,24 = \underline{\underline{-3\,260,69 \text{ kJmol}^{-1}}}$$

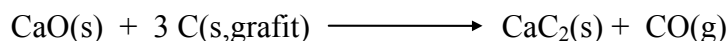
Příklady k řešení:

1) Vypočtete $\Delta H_{\text{reakce}}^{\circ}$ reakce:



když je dáno: $\Delta H_{\text{služ.}}^{\circ}(\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})) = -822,7 \text{ kJmol}^{-1}$, $\Delta H_{\text{služ.}}^{\circ}(\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})) = -1\,670,9 \text{ kJmol}^{-1}$.

2) Jaké množství tepla se spotřebuje při výrobě 1 t CaC_2 ,



jsou-li známa tato slučovací tepla: $\Delta H_{\text{služ.}}^{\circ}(\text{CaO}(\text{s})) = -636,0 \text{ kJmol}^{-1}$

$$\Delta H_{\text{služ.}}^{\circ}(\text{CaC}_2(\text{s})) = -62,8 \text{ kJmol}^{-1}$$

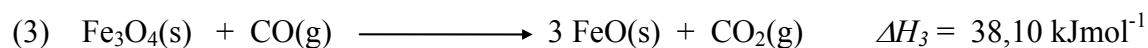
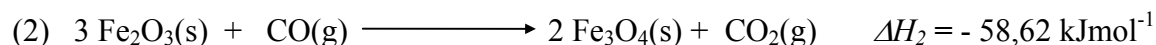
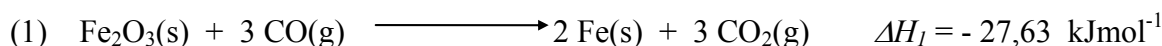
$$\Delta H_{\text{služ.}}^{\circ}(\text{CO}(\text{g})) = -110,5 \text{ kJmol}^{-1}$$

3) Redukcí oxidu železitého vodíkem vzniká kovové železo. Vypočtete $\Delta H_{\text{reakce}}^{\circ}$ této reakce,

když je dáno slučovací teplo: $\Delta H_{\text{služ.}}^{\circ}(\text{H}_2\text{O}(\text{g})) = -242,0 \text{ kJmol}^{-1}$

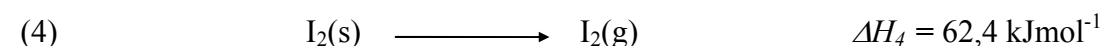
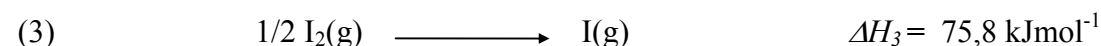
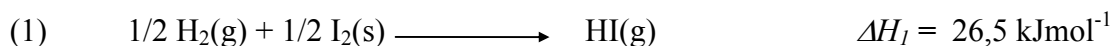
$$\Delta H_{\text{služ.}}^{\circ}(\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})) = -822,7 \text{ kJmol}^{-1}$$

4) Za použití chemických rovnic s termochemickými údaji:



vypočtete $\Delta H_{\text{reakce}}^{\circ}$ reakce: $\text{FeO}(\text{s}) + \text{CO}(\text{g}) \longrightarrow \text{Fe}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$

5) Jsou dány následující termochemické rovnice:



Vypočítejte slučovací teplo jodovodíku, získaného reakcí plynného atomárního vodíku s plynným atomárním jodem.

VII. SKUPENSKÉ STAVY HMOTY

VII.1. PLYNY

Stavové veličiny plynu: objem V , teplota T , tlak p

Ideální plyn: má nulový objem při teplotě 0 K; nepůsobí v něm žádné mezimolekulární síly (t.j. dokonalá stlačitelnost; bez vnitřního tření).

Děje v plynech:

- **izotermický** ... $T = konst$, platí Boyle-Mariottův zákon $p_0 V_0 = p V = konst$.
- **izobarický** ... $p = konst$, platí Gay-Lussacův zákon $V_t = V_0 (1 + \alpha t)$

kde α - koeficient teplotní roztažnosti, $\alpha = 1/273,15 \text{ K}^{-1}$

Protože pro absolutní teplotu platí: $T = 273,15 + t \text{ } ^\circ\text{C}$

pak dostaneme tento zákon ve tvaru:

$$\frac{V_0}{T_0} = \frac{V}{T} = konst$$

Poměr objemu plynu a absolutní teploty zůstává při stálém tlaku konstantní.

- **izochorický** ... $V = konst$, platí zákon Charlesův $p_t = p_0 (1 + \alpha t)$

kde α - koeficient teplotní roztažnosti.

Obdobně:

$$\frac{p_0}{T_0} = \frac{p}{T} = konst$$

Poměr tlaku plynu a absolutní teploty je při konstantním objemu stejný.

- **adiabatický děj** ... pro tepelně izolovaný plyn ($Q = konst.$); platí Poissonův zákon

$$p_0 V_0^\kappa = p V^\kappa = konst$$

kde $\kappa = \frac{c_p}{c_v}$ je Poissonova konstanta

c_p, c_v jsou měrná tepla plynu za stálého tlaku resp. objemu.

Stavová rovnice

$$\frac{p_0 V_0}{T_0} = \frac{pV}{T} = konst$$

Pro 1 mol ideálního plynu dostaneme dosazením za $p_0 = 1,01325 \cdot 10^5$ Pa; $V_0 = 22,4141$ m³;
 $T_0 = 273,15$ K stavovou rovnici ve tvaru:

$$pV = RT$$

kde $R = \frac{p_0 V_0}{T_0} = 8,3145$ [J·mol⁻¹K⁻¹] je tzv. molová plynová konstanta (dříve „univerzální

plynová konstanta“)

Pro $n = \frac{m}{M}$ molů pak platí

$$pV = nRT$$

Pro 1 mol reálného plynu byla zavedením korekcí odvozena van der Waalsova stavová rovnice:

$$\left[p + \left(\frac{a}{V^2} \right) \right] (V - b) = RT$$

kde a ... korekce na kohezní tlak

b ... korekce na vlastní objem částic

Daltonův zákon

Celkový tlak směsi plynů je roven součtu parciálních tlaků jednotlivých složek:

$$p_i = n_i \left(\frac{RT}{V} \right)$$

$$p = p_1 + p_2 + p_3 + \dots + p_i = \sum p_i$$

O t á z k y a ú k o l y

- znázorněte plynové zákony graficky
- odvoďte přepočty torr, atmosféra, mb na Pa
- uveďte příklady plynů, které lze / nelze považovat při normálních podmínkách za ideální
- odvoďte stavovou rovnici pro ideální plyn
- vyložte princip korekcí ve van der Waalsově rovnici; pojem kritické teploty a tlaku a souvislost se zkapařňováním plynů; teplotní změny při kompresi (expanzi) plynů a jejich využití

- na základě Daltonova zákona objasněte princip destilace např. anilínu s vodní parou

V z o r o v é p ř í k l a d y

- a) Hustota vzduchu je za normálních podmínek asi $1,293 \text{ kg}\cdot\text{m}^{-3}$. Jak se změní, klesne-li tlak na 96 kPa při stálé teplotě ?

ŘEŠENÍ: $\rho = \frac{m}{V}$; $\rho_0 = \frac{m}{V_0}$ $\frac{\rho}{\rho_0} = \frac{V_0}{V}$ ovšem při $T = \text{konst}$ je V úměrné $1/p$ a tedy

$$\frac{\rho}{\rho_0} = \frac{p}{p_0} \text{ odkud } \rho = \frac{\rho_0 p}{p_0}$$

Dosazením za $\rho_0 = 1,293 \text{ kg}\cdot\text{m}^{-3}$; $p_0 = 1,01325 \text{ Pa}$; $p = 96\,000 \text{ Pa}$ dostaneme

$$\rho = 1,225 \text{ kg}\cdot\text{m}^{-3}.$$

Hustota vzduchu poklesne na hodnotu asi $1,225 \text{ kg}\cdot\text{m}^{-3}$.

- b) Plyn v nádobě má při 0°C tlak 100 kPa. Jak se jeho tlak zvětší, zahřejeme-li jej na 100°C ?

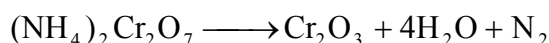
ŘEŠENÍ: $V = \text{konst.}$; $T_0 = 273,15 \text{ K}$; $p_0 = 100 \text{ kPa}$; $p = ?$

$$p = \frac{p_0 T}{T_0} = (100 \cdot 373,15) / 273,15 = 136,6$$

Tlak plynu v nádobě se zvětší na 136,6 kPa.

- c) Kolik litrů dusíku se vyvine při tepelném rozkladu 63 g dichromanu amonného za teploty 39°C a tlaku 106,7 kPa ?

ŘEŠENÍ: Rovnice reakce:



252 g dichromanu (1 mol)..... 22,4 dm³ dusíku (normální podmínky)

63 g dichromanu..... V_0 dm³

$$V_0 = 5,6 \text{ dm}^3 \text{ dusíku}$$

Přepočet objemu na dané podmínky dle stavové rovnice:

$$V = \frac{p_0 V_0 T}{T_0 p} \quad \text{dosazením za } p_0 = 101,3 \text{ kPa}; T_0 = 273 \text{ K}; p = 106,7 \text{ kPa}; T = 312 \text{ K}$$

obdržíme $V = 6,1 \text{ dm}^3$

Za daných podmínek vznikne asi 6,1 litrů dusíku.

d) Pod jakým tlakem je 4,5 kg kyslíku ve 20 l láhvi při 20°C ?

ŘEŠENÍ: $m = 4,5 \text{ kg}; M_r = 32 \cdot 10^{-3} \text{ kg} \cdot \text{mol}^{-1}; V = 2 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3, T = 293 \text{ K}$

$$\text{Platí: } pV = \left(\frac{m}{M} \right) RT \text{ a odtud } p = \frac{mRT}{MV}$$

$$p = (4,5 \cdot 8,314 \cdot 293) / (32 \cdot 10^{-3} \cdot 2 \cdot 10^{-2}) = 1,71 \cdot 10^7$$

Kyslík v láhvi je pod tlakem cca 17,1 MPa.

e) V litrové nádobě je směs 1 g CO a 1 g CO₂. Určete jejich parciální tlaky a celkový tlak při 25°C .

ŘEŠENÍ: $p_{\text{CO}_2} = m_{\text{CO}_2} \frac{RT}{M(\text{CO}_2) \cdot V} = 5,63 \cdot 10^4$

$$p_{\text{CO}} = m_{\text{CO}} \frac{RT}{M(\text{CO}) \cdot V} = 8,85 \cdot 10^4$$

$$p = p_{\text{CO}_2} + p_{\text{CO}} = 14,48 \cdot 10^4$$

Parciální tlaky CO₂ a CO jsou 56,3 a 88,5 kPa; celkový tlak směsi je 144,8 kPa.

Příklady k řešení

1. 950 litrů plynu je pod tlakem 100 kPa. Jaký bude jeho objem, dojde-li za stálé teploty ke zvýšení tlaku na 105 kPa ?
2. 1,5 litru vodní páry je ve válci parního stroje o poloměru 8 cm podrobena izotermické expanzi, přičemž se píst posune o 30 cm. Vypočtete tlak ve válci, byl-li původní tlak před expanzí 1 MPa .
3. Jaký byl počáteční tlak plynu, jestliže po stlačení původního objemu z 50 dm³ na 15 dm³ při stálé teplotě vzrostl jeho tlak na 0,3 MPa ?

4. Jakou hustotu má dusík za normální teploty pod tlakem 130 kPa ?
5. Při jakém tlaku bude mít HCl stejnou hustotu jako vzduch za normálních podmínek, t.j. $1,29 \text{ kg}\cdot\text{m}^{-3}$?
6. Kolik gramů vody vznikne, shoří-li 10 litrů vodíku při 0°C a tlaku 0,4 MPa ?
7. Znázorněte graficky izobaru a izochoru v souřadnicích V, t resp. p, t . Vyznačte V_0, p_0 , diskutujte případ $T \rightarrow 0 \text{ K}$.
8. O kolik se zvětší objem 1 dm^3 kyslíku, jestliže za stálého tlaku vzroste jeho teplota z 0°C na 100°C ?
9. Plyn má při 25°C objem 1 m^3 . O kolik je nutno jej zahřát, aby se jeho objem při stálém tlaku ztrojnásobil ?
10. V pneumatice je při 17°C tlak 0,2 MPa. O kolik se zvýší během jízdy, stoupne-li teplota na 52°C ?
11. Plyn v láhvi má při 0°C tlak 100 kPa. Jaký bude jeho tlak, zahřejeme-li jej na 100°C ; ochladíme na -20°C ? Výsledky uveďte v [Pa], [atm], [torr] .
12. Bomba na dusík má maximální přípustný tlak 20 MPa. Zjistěte je-li možno bez nebezpečí zahřát láhev s obsahem na 60°C ; 100°C .
13. Pojistňovací ventil u Papinova hrnce o obsahu 2 litry je seřízen na tlak 0,2 MPa. Vypočtete, při jaké teplotě dojde k jeho otevření, je-li tlak přehřáté páry uvnitř hrnce při 100°C roven 150 kPa .
14. Plyn zaujímá při teplotě 22°C a tlaku 96 kPa objem 3 m^3 . Přepočtete objem na normální podmínky .
15. Litr helia, odměřený za normálních podmínek, byl ochlazen na -100°C při tlaku 64 kPa. Jaký byl potom jeho objem ?
16. 1 mol vodíku byl při 20°C stlačen na 0,5 litru. Určete jeho tlak v [Pa], [atm] .
17. Jaký objem má 1 kmol CO_2 při 18°C a tlaku 110 kPa ?
18. Určete, kolikrát se zvýší tlak, když 500 litrů plynu při 20°C stlačíme na 103 litrů za zvýšení teploty na 30°C .
19. O kolik se ochladí plyn o teplotě 20°C a tlaku 1 MPa v nádobě o objemu 50 litrů při rozeptnutí na objem 1 m^3 za současného snížení tlaku na 40 kPa ?
20. Vypočtete hustotu kyslíku při 47°C a tlaku 91 kPa; chloru při 20°C a 99 kPa; helia při -10°C a 101 kPa; sirovodíku při 50°C a 110 kPa .
21. Kolik litrů vodíku dostaneme reakcí 6,5 g CaH_2 s vodou při teplotě 42°C a tlaku 107 kPa ?

22. Kolik litrů kyslíku vznikne rozkladem 12,25 g chlorečnanu draselného při 26°C, 107 kPa ?
23. Kolik litrů ethinu, měřeno při 18°C, 103 kPa, vznikne při reakci 6,4 g CaC_2 s vodou ?
24. Kolik m^3 CO_2 (měřeno při 23°C; 98,5 kPa) vznikne působením kyseliny chlorovodíkové na 39 kg CaCO_3 ?
25. Kolik g CuS se vysráží z roztoku měďnaté soli působením 7,6 litru sirovodíku při 27°C a 93 kPa ?
26. Jaká je hmotnost 0,5 litru ethinu při 30°C a 104 kPa ?
27. Jaký objem zaujímá 0,5 kg vodíku při -50°C a 95 kPa ?
28. Jaký tlak odpovídá 0,1 kmolu plynu při 10°C v nádobě 1 m^3 ?
29. Určete relativní molekulovou hmotnost plynu, je-li známo, že jeho 2,8 g zaujímá 1,56 litru při 23°C a 100,5 kPa .
30. Kolik kg helia obsahuje balon o objemu 10 m^3 při 20°C a tlaku 101 kPa ?
31. Určete hmotnost vzduchu (uvažujte jako směs dusíku a kyslíku 78 : 22 obj.%) v místnosti o rozměrech 4 x 6 x 3 m při 18°C, a tlaku 99 kPa .
32. Jakou teplotu bude mít 11,54 kg dusíku v plynojemu o objemu 10 m^3 při tlaku 105 kPa ?
33. Kolik molekul vodíku zůstane v 1 cm^3 prostoru, který jím byl naplněn za normálních podmínek, evakuujeme-li jej na 0,133 Pa ? (Výsledek srovnaj s příkl. III.13.)
34. Směs plynů obsahuje 50% objemu vodíku, 35% methanu, 10% oxidu uhelnatého a 5% dusíku; celkový tlak je 1,254 kPa. Vypočtěte parciální tlaky jednotlivých složek .
35. Směs plynů obsahuje 4,03 g vodíku; 42,01 g oxidu uhelnatého a 59,6 g amoniaku. Jaké jsou parciální tlaky složek, je-li celkový tlak 300 kPa ?
36. Urči parciální tlaky helia a chloru a celkový tlak v plynné směsi, smícháme-li 3 g helia a 5 g chloru v objemu 20 litrů při 20°C .
37. Vypočtěte parciální tlaky dusíku, kyslíku a argonu ve vzduchu, je-li celkový tlak 98,8 kPa a předpokládáme-li složení vzduchu 78 obj.% dusíku, 21% kyslíku a 1% argonu.

VII.2. ROZTOKY

Roztok je homogenní (stejnorodá) směs několika látek; přitom látka, která je v nadbytku, se nazývá rozpouštědlo (*solvent*), ostatní složky jsou rozpuštěné látky (*soluty*).

Roztoky mohou mít skupenství plynné, kapalné nebo pevné. Směs plynů tvoří za normálních podmínek vždy **plynný roztok**, např. vzduch. **Kapalný roztok** získáme smícháním dvou i více kapalin, které jsou vzájemně rozpustné, např. voda a ethanol, rozpuštěním plynů v kapalině (např. sifon – voda a oxid uhličitý) nebo pevné látky v kapalině (např. voda a chlorid sodný). Pevný roztok vzniká rozpouštěním plynů, kapalin a pevných látek v pevných látkách (např. homogenní směsi kovů – slitiny)

Složení roztoků můžeme vyjádřit různým způsobem, např.:

Koncentrace roztoku udává obecně množství rozpuštěné látky, obsažené v určitém objemu roztoku.

a) Koncentrace látkového množství c_A

(*látková koncentrace*, často také *molární koncentrace*, zkráceně jen *koncentrace* nebo dříve *molarita*) je nejčastějším způsobem vyjadřování koncentrace látek v chemii,

- je definována jako podíl látkového množství n_A rozpuštěné látky A a objemu roztoku V

$$c_A = \frac{n_A}{V}$$

Základní jednotkou v soustavě SI je $\text{mol} \cdot \text{m}^{-3}$; častěji se používá $\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$, přípustné je použití $\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$.

Poznámka:

Dříve byly takové roztoky označovány symbolem M (např. 2 M -HCl znamená roztok HCl o koncentraci 2 $\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$), užívání tohoto symbolu se nedoporučuje (je zakázáno).

b) Hmotnostní koncentrace ρ_A nebo γ

(někdy označovaná jako *parciální hustota*)

- udává podíl hmotnosti m_A rozpuštěné látky A ku objemu roztoku V

$$\rho_A = \frac{m_A}{V}$$

Jednotka SI: $\text{kg} \cdot \text{m}^{-3}$ nejčastěji $\text{g} \cdot \text{l}^{-1}$, resp. $\text{mg} \cdot \text{l}^{-1}$ nebo $\mu\text{g} \cdot \text{l}^{-1}$.

Poznámka:

Symbol ρ (bez indexu) je značka pro vyjádření **hustoty látky** (fyzikální veličina, definovaná jako podíl hmotnosti látky a objemu této látky $\rho = \frac{m}{V}$, jednotka SI: $\text{kg}\cdot\text{m}^{-3}$, resp. $\text{g}\cdot\text{cm}^{-3}$).

c) Objemová koncentrace σ_A

- udává podíl objemu V_A rozpuštěné látky A ku celkovému objemu roztoku V

$$\sigma_A = \frac{V_A}{V}$$

Objemová koncentrace je bezrozměrná veličina.

Z praktických důvodů se však v chemii používá i jiných způsobů vyjadřování složení roztoků, např. pomocí zlomků:

d) Hmotnostní zlomek w_A

- vyjadřuje podíl hmotnosti složky m_A ku celkové hmotnosti směsi m :

$$w_A = \frac{m_A}{m}$$

Hmotnostní zlomek je bezrozměrné číslo (nabývá hodnot 0 – 1), vynásobený číslem 100 představuje *procentuální* % vyjádření množství složky A ve směsi, přičemž platí, že *součet hmotnostních zlomků všech složek* roztoku $\sum w_i = 1$ a tedy představuje 100%.

Hmotnostní zlomek udává kolik g látky A je obsaženo ve 100 g dané směsi (roztoku).

Analogickým způsobem je zaveden pojem objemový zlomek, který je z praktických důvodů vhodnější pro vyjadřování složení směsí kapalin nebo plynů (odměřování objemu kapalin a plynů je snadnější než jejich odvažování).

e) Objemový zlomek φ_A

- udává podíl objemu složky V_A obsažené ve směsi ku součtu objemů čistých složek

$$\varphi_A = \frac{V_A}{\sum V_i}$$

kde $\sum V_i$ je součet objemu čistých složek před smícháním při téže teplotě.

Rovněž zde je objemový zlomek bezrozměrné číslo a často se používá k vyjádření množství složky A ve směsi v *procentech* %. V tomto případě však se jedná o procenta *objemová*, např. v potravinářství a technické praxi bývá často užíváno označení Vol.%.

Poznámka:

Zanedbáme-li změnu objemu roztoku při smíchání kapalných složek (objemovou kontrakci), bude jmenovatel zlomku $\sum V_i$ roven celkovému objemu roztoku V a objemový zlomek bude totožný s **objemovou koncentrací** (viz výše).

f) Molární zlomek látky A x_A

- Udává podíl látkového množství n_A jedné složky A k celkovému součtu látkových množství všech složek ve směsi

$$x_A = \frac{n_A}{n_A + n_B + \dots n_k}$$

kde $n_A, n_B, \dots n_k$ jsou látková množství jednotlivých složek směsi.

Molární zlomek je bezrozměrná veličina, lze ho vyjádřit v *procentech* %, přičemž platí, že *součet molárních zlomků všech složek* roztoku je roven jedné, $\sum x_i = 1$.

g) Molalita m_A

(molální koncentrace)

- je dána podílem látkového množství n_A rozpuštěné látky A a hmotnosti rozpouštědla m_r

$$m_A = \frac{n_A}{m_r}$$

Složení roztoku vyjádřené pomocí molality nezávisí na teplotě (protože látkové množství, ani hmotnost látky na teplotě nezávisí). Její základní jednotkou v SI je $\text{mol} \cdot \text{kg}^{-1}$.

Rozpustnost látky se udává zpravidla v gramech rozpuštěné látky na 100 g roztoku a závisí na teplotě. *Nasycený roztok* obsahuje za dané teploty maximální množství rozpuštěné látky.

Ředění a mísení roztoků

Pro ředění a mísení roztoků platí obecně následující rovnice (tzv. **směšovací pravidlo**):

$$m_1 c_1 + m_2 c_2 + \dots + m_k c_k = (m_1 + m_2 + \dots + m_k) \cdot c$$

kde $m_1, m_2, \dots m_k$ jsou hmotnosti jednotlivých složek

$c_1, c_2, \dots, c_k$ jsou koncentrace složek

c je výsledná koncentrace

V řadě příkladů lze s výhodou využít tzv. **křížového pravidla**, jehož podstata bude vysvětlena u řešených příkladů.

Osmóza

Podle van't Hoffa platí pro zředěné roztoky neelektrolytů, že osmotický tlak p_{osm} roztoku je stejný jako tlak, který by měla rozpuštěná látka v plynném stavu za těchže podmínek.

$$p_{\text{osm}} = \frac{nRT}{V}$$

Označení veličin je stejné jako u stavové rovnice plynů.

Protože je $\frac{n}{V} = c$; $\frac{m}{M} = n$ platí $p_{\text{osm}} = cTR = \frac{mRT}{MV}$

Raoultův zákon

Pro roztoky neelektrolytů platí, že relativní snížení napětí (tenze) nasycených par nad roztokem je u zředěných roztoků úměrné molárnímu zlomku rozpuštěné látky:

$$\frac{p_0 - p}{p_0} = \frac{n_A}{n_A + n_R}$$

kde p_0 ... tenze par nad čistým rozpouštědlem

p ... tenze par nad roztokem

n_A ...látkové množství látky A

n_R ...látkové množství rozpouštědla

Kryoskopie, ebulioskopie

Pro snížení teploty tuhnutí, resp.zvýšení teploty varu roztoku oproti čistému rozpouštědlu platí:

$$\Delta T = -K \cdot m_A \quad \text{resp.} \quad \Delta T = E \cdot m_A$$

kde m_A ... molalita roztoku

K, E .. kryoskopická, resp. ebulioskopická konstanta (charakteristická pro dané rozpouštědlo)

Užitím vztahu pro molalitu dostaneme

$$\Delta T = \frac{-K m}{M m_r} \quad \text{resp.} \quad \Delta T = \frac{E m}{M m_r}$$

kde m ... hmotnost rozpuštěné látky

M ... molární hmotnost rozpuštěné látky

m_r ... hmotnost rozpouštědla

O t á z k y a ú k o l y

- definujte pojem složky a fáze
- vysvětlíte rozdíly mezi pravými a nepravými roztoky
- na základě křivky rozpustnosti objasněte princip krystalizace
- definujte bod varu kapaliny a uveďte, na čem závisí
- vyložte podstatu mrazicích směsí
- jaký je osmotický tlak u koloidních roztoků a elektrolytů

V z o r o v é p ř í k l a d y

- a) Kolik gramů síranu měďnatého se maximálně rozpustí ve 200 g vody při 0; 20; 60; 100°C? Kolik soli se vyloučí při ochlazení roztoku této látky, připraveného při 100°C na 20°C?

ŘEŠENÍ:

Z tabulek rozpustnosti plyne, že v 200 g vody se rozpustí

při 0°C ... $24,3 \times 2 = 48,6$ g $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

20°C ... $36,6 \times 2 = 73,2$ g $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

60°C ... $80,8 \times 2 = 161,6$ g $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

0°C ... $205,3 \times 2 = 410,6$ g $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

Při ochlazení ze 100°C na 20°C se vyloučí $410,6 - 73,2 = 337,4$ g soli.

- b) Jaké složení má roztok (vyjádřete pomocí hmotnostního zlomku v %) připravený rozpuštěním 10 g uhličitanu sodného ve 150 g vody? Určete molární zlomky složek.

ŘEŠENÍ:

Hmotnost roztoku je $10 + 150 = 160$ g

ve 160 g roztoku 10 g uhličitanu sodného

ve 100 g roztoku..... x uhličitanu sodného

$$x = 6,25$$

Roztok je **6,25 %** (hmotnostní zlomek 0,0625).

Výpočet molárních zlomků:

$$n_{\text{soda}} = n_{\text{soda}} = \frac{m_{\text{soda}}}{M_{\text{soda}}} = \frac{10}{106} = 0,094 \text{ mol}$$

$$n_{\text{voda}} = \frac{m_{\text{voda}}}{M_{\text{voda}}} = \frac{150}{18} = 8,333 \text{ mol}$$

$$x_{\text{soda}} = \frac{0,094}{8,333 + 0,094} = 0,011$$

$$x_{\text{voda}} = \frac{8,333}{8,333 + 0,094} = 0,989$$

$$(x_{\text{soda}} + x_{\text{voda}} = 0,011 + 0,989 = 1)$$

Molární zlomek uhličitanu sodného je **0,011** a molární zlomek vody je **0,989**.

- c) Kolik gramů NaCl a kolik g vody je třeba smíchat, abychom dostali 150 g ; 150 ml 2,5% roztoku ($\rho = 1,016 \text{ g/cm}^3$) ?

ŘEŠENÍ:

na 100 g 2,5% roztoku 2,5 g NaCl

150 g 2,5% roztoku..... x g NaCl

$$x = 3,75 \text{ g}$$

$$150 - 3,75 = 146,25 \text{ g}$$

K přípravě prvního roztoku je třeba **3,75 g** soli a **146,25 g** vody.

$m = \rho \cdot V = 1,016 \times 150 = 152,4 \text{ g}$ - hmotnost 150 ml 2,5% roztoku

analogicky na 100 g roztoku..... 2,5 g NaCl

152,4 g roztoku..... y g NaCl

$$y = 3,81 \text{ g}$$

$$152,5 - 3,81 = 148,69 \text{ g}$$

K přípravě 150 ml 2,5% roztoku je třeba **3,81 g** NaCl a **148,69 g** (ml) vody.

- d) Kolik gramů dusičnanu olovnatého je nutno navážít k přípravě 200 ml roztoku o koncentraci 0,1 mol/l ?

ŘEŠENÍ:

$M_r[\text{Pb}(\text{NO}_3)_2] = 331,2$

Platí: 33,12 g soli v 1000 ml roztoku 0,1 mol/l

x g soliv 200 ml roztoku 0,1 mol/l

$$x = 6,62 \text{ g}$$

Na přípravu 200 ml roztoku uvedené soli o koncentraci 0,1 mol/l je potřeba navážít asi **6,62 g** $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, rozpustit ve vodě a doplnit v odměrné baňce do 200 ml.

- e) Určete hmotnostní zlomek (vyjádřete v %) a molární koncentraci roztoku, vzniklého rozpuštěním 2 g 90% kyseliny sírové v 50 g vody .

ŘEŠENÍ:

2 g 90% kyseliny odpovídají $2 \times 0,9 = 1,8$ g 100% kyseliny

tedy: v 51,8 g roztoku je 1,8 g H_2SO_4

ve 100 g roztoku..... x g H_2SO_4

$$x = 3,47 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4$$

Hmotnostní zlomek kyseliny H_2SO_4 v roztoku je **0,0347 (3,47 %)**.

Z tabulky hustot plyne, že hustota této kyseliny je $1,022 \text{ g/cm}^3$, tzn. 1 ml tohoto roztoku má hmotnost 1,022 g .

100 g 3,46% H_2SO_4 obsahuje 3,46 g H_2SO_4

1000 ml 3,46% H_2SO_4 má hmotnost 1022 g.....obsahuje x g H_2SO_4

$$x = \frac{1022}{100} 3,46 = 35,46 \text{ g}$$

1000 ml roztoku 1 mol/l H_2SO_4obsahuje 98 g H_2SO_4

x mol/l H_2SO_4obsahuje 35,46 g H_2SO_4

$$x = \frac{35,46}{98} = 0,36 \text{ mol/l}$$

Rozpuštěním daného množství kyseliny sírové vznikne roztok o koncentraci **0,36 mol/l**.

- f) 37% HCl má hustotu $\rho = 1,18 \text{ g/cm}^3$. Určete molární koncentraci (mol/l) a molalitu tohoto roztoku (mol/kg) .

ŘEŠENÍ:

Objem 100 g roztoku 37% HCl je $V = m/\rho = 100/1,18 = 84,75$ ml

Platí: v 84,75 ml roztoku 37 g HCl

v 1000 ml roztoku..... x g HCl

$$x = 436,58 \text{ g HCl}$$

Víme, že 1 l roztoku HCl o koncentraci 1 mol/l obsahuje 36,46 g HCl

y mol/l..... 436,58 g HCl

$$y = 11,97 \text{ mol/l}$$

Uvedený roztok HCl má koncentraci přibližně **12 mol/l**.

$$\text{Dále: } m_{\text{HCl}} = \frac{n_{\text{HCl}}}{m_{\text{voda}}}$$

1000 ml 37% HCl má hmotnost $m = \rho \cdot V = 1180 \text{ g}$

a obsahuje $1180 \times 0,37 = 436,6 \text{ g HCl}$ a obsahuje 63% vody, tzn. $1180 \times 0,63 = 743,4 \text{ g vody}$

Takže $436,6 \text{ g HCl} \dots\dots\dots 743,4 \text{ g vody}$

$x \text{ g HCl} \dots\dots\dots 1000 \text{ g vody}$

$$x = 587,3 \text{ g HCl} \qquad 587,3/36,46 = 16,1 \text{ mol}$$

nebo výpočet $m_{\text{HCl}} = \frac{436,6}{36,46 \cdot 0,743} = 16,1 \text{ mol/kg}$

Molalita 37% HCl je **16,1 mol/kg**.

g) Vypočtete, kolik ml 96% kyseliny sírové ($\rho = 1,8355 \text{ g/cm}^3$) je potřeba k přípravě jednoho litru roztoku o koncentraci 0,05 mol/l .

ŘEŠENÍ:

$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98$ (zaokrouhl.), takže kyselina o koncentraci 0,05 mol/l obsahuje

$$98 \times 0,05 = 4,9 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ (100\%)} \text{ v 1 litru 0,05 mol/l}$$

Platí: 100 g H_2SO_4 (96%) obsahuje ... 96 g H_2SO_4 (100%)

$x \text{ g H}_2\text{SO}_4$ (96%) $\dots\dots\dots 4,9 \text{ g H}_2\text{SO}_4$ (100%)

$$x = 5,11 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ (96\%)}$$

Zbývá přepočítat hmotnost na objem: $V = m/\rho = 5,11/1,8355 = \mathbf{2,78 \text{ ml}}$

K přípravě 1 litru kyseliny sírové o koncentraci 0,05 mol/l potřebujeme asi 2,78 ml 96% kyseliny sírové.

h) Kolik vody je třeba použít k ředění 10 kg 65% kyseliny na 2% kyselinu ?

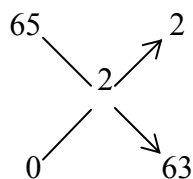
ŘEŠENÍ:

- směšovací pravidlo: $m_1c_1 + m_2c_2 = (m_1 + m_2) \cdot c$

$$10 \times 65 + m_2 \times 0 = (10 + m_2) \cdot 2$$

$$m_2 = \mathbf{315 \text{ kg}}$$

- křížové pravidlo:



Poměr 65% kyselina : voda = 2 : 63.

Takže $2/63 = 10/x$; $x = 315 \text{ kg}$

K ředění je nutno použít **315 kg** vody.

i) Vypočtete osmotický tlak roztoku, obsahujícího v 1 litru 3,1 g anilínu při 21°C .

ŘEŠENÍ:

$M(\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2) = 93,1 \text{ g/mol}$; $T = 294 \text{ K}$

$$p_{\text{osm}} = \frac{mRT}{MV} = \frac{3,1 \cdot 10^{-3} \cdot 8,314 \cdot 294}{93,1 \cdot 10^{-3} \cdot 10^{-3}} = 81\,390 \text{ Pa}$$

Osmotický tlak daného roztoku bude asi 81,4 kPa.

j) Tenze nasycených vodních par při 42°C je asi 8,2 kPa. O kolik klesne, rozpustíme-li v 540 g vody 36 g glukózy ?

ŘEŠENÍ:

$M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 180 \text{ g/mol}$; $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g/mol}$

$n_A = 36/180 = 0,2 \text{ mol}$; $n_R = 540/18 = 30 \text{ mol}$

$$p_0 - p = \frac{p_0 \cdot n_A}{n_R + n_A} = \frac{8,2 \cdot 0,2}{30,2} = 0,054 \text{ kPa}$$

Rozpuštěním cukru ve vodě dojde ke snížení tenze par o **54 Pa**.

k) Rozpuštěním 0,94 g fenolu v 50 g ethanolu se zvýšila teplota varu o 0,232°C. Vypočtete molární hmotnost fenolu, je-li ebullioskopická konstanta ethanolu $E = 1,16 \text{ K} \cdot \text{kg/mol}$.

ŘEŠENÍ:

$$\Delta T = \frac{E \cdot m_A}{M_A \cdot m_r}, \text{ odtud } M_A = \frac{E \cdot m_A}{\Delta T \cdot m_r}$$

$$M_A = \frac{1,16 \cdot 0,94 \cdot 10^{-3}}{0,232 \cdot 50 \cdot 10^{-3}} = 0,094 \text{ kg/mol}$$

Molární hmotnost fenolu je asi **94 g/mol**.

Příklady k řešení:

1. Kolik gramů kyseliny šťavelové obsahuje 500 g jejího nasyceného roztoku při 20°C ?
Kolik vody bude potřeba k přípravě takového roztoku ?

2. Kolik gramů dusičnanu stříbrného se musí rozpustit a v jakém množství vody na nasycený roztok při 60°C, abychom po ochlazení na 20°C získali krystalizací 50 g AgNO_3 ?
3. Kolik gramů dusičnanu amonného vykrystalizuje ze 150 g nasyceného vodného roztoku ochlazením ze 100°C na 20°C; ze 60°C na 20°C ?
4. Do 720 g 8% roztoku bylo přidáno ještě 30 g soli. Určete hmotnostní zlomek (v %) a molární zlomek NaCl v novém roztoku .
5. Kolik gramů kyseliny sírové obsahuje 300 ml 96% H_2SO_4 o hustotě 1,8355 g/cm³ ?
6. Destilát obsahuje v 250 mililitrech 80 ml absolutního alkoholu. Vypočtěte obsah alkoholu v objemových % .
7. Kolik gramů síranu měďnatého a kolik gramů vody použijeme k přípravě 120 g 2% roztoku ?
8. Kolik gramů HCl obsahuje 15 ml 36% HCl o hustotě 1,179 g/cm³ ? Jaká je hmotnost roztoku v gramech ?
9. Užitím tabulek zjistěte hmotnostní zlomek (v %) kyseliny dusičné, má-li 50 g jejího roztoku objem 45 ml při 20°C .
10. V jakém objemu 32% HCl ($\rho = 1,159 \text{ g/cm}^3$) je obsaženo 4,5 g HCl ?
11. 50 m³ generátorového plynu obsahuje za normálních podmínek 2,2 m³ CO_2 , 16,7 m³ CO a zbytek je dusík. Určete složení plynu v objemových % a molární zlomky složek .
12. Kolik gramů NaOH je potřeba na přípravu 250 ml roztoku o koncentraci 0,125 mol/l ?
13. Kolik gramů AgNO_3 obsahuje 100 ml roztoku o koncentraci 0,2 mol/l ?
14. Jaké množství bezvodého uhličitanu sodného je třeba navážít na přípravu 200 ml jejího roztoku o koncentraci 2,5 mol/l ?
15. Kolik gramů dihydrátu kyseliny šťavelové je třeba na přípravu 0,5 litru roztoku o koncentraci 0,1 mol/l ?
16. Kolik litrů plynného NH_3 se uvolní varem z 1 litru roztoku amoniaku o koncentraci 2 mol/l ? Objem uvažujte za normálních podmínek.
17. Jaká byla koncentrace v mol/l roztoku KBrO_3 , obsahoval-li tento roztok ve 100 ml 0,278 g KBrO_3 ?
18. Kolik gramů KMnO_4 je obsaženo v 10 ml roztoku o koncentraci 0,1 mol/l ?
19. Jak se připraví 1000 ml roztoku dichromanu draselného o koncentraci 0,1 mol/l ?
20. Jaký roztok (mol/l) vznikne rozpuštěním 17 g NaNO_3 ve 400 ml vody ?
21. Jaká bude koncentrace roztoku, vzniklého rozpuštěním 62,5 g síranu měďnatého v 500 ml vody ?

22. Zjistěte koncentraci roztoku v mol/l; molalitu roztoku v mol/kg, jenž vznikl smícháním 10 g NaCl a 90 g vody, je-li jeho hustota $1,071 \text{ g/cm}^3$.
23. V jakém objemu roztoku KBr o koncentraci 0,01 mol/l je obsaženo 5 mg KBr?
24. V 0,5 litru roztoku bezvodého uhličitanu sodného je obsaženo 31,8 g Na_2CO_3 . Kolik vody je nutno přilít, aby vznikl roztok o koncentraci 0,5 mol/l?
25. Kolik ml 50% NaOH o hustotě $1,5253 \text{ g/cm}^3$ je třeba na přípravu 1 litru roztoku NaOH o koncentraci 0,5 mol/l?
26. Kolik ml 35% HCl o hustotě $1,174 \text{ g/cm}^3$ použijeme k přípravě 2 litrů roztoku o koncentraci 0,1 mol/l?
27. Rozpuštěním 5 ml 96% kyseliny sírové o hustotě $1,8355 \text{ g/cm}^3$ ve vodě byl připraven roztok o objemu 150 ml. Jaká je jeho koncentrace v mol/l?
28. Jaká je koncentrace 48% H_2SO_4 o hustotě $1,376 \text{ g/cm}^3$ v mol/l; mol/kg?
29. Kolik ml roztoku NaOH o koncentraci 1 mol/l je třeba k neutralizaci 20 ml 8% kyseliny octové ($\rho = 1,0097 \text{ g/cm}^3$)?
30. 8 ml roztoku HCl o koncentraci 1 mol/l zneutralizuje 20 g vápenné vody. Jaký je hmotnostní zlomek vápenné vody v %?
31. Kolik ml 20% HCl ($\rho = 1,098 \text{ g/cm}^3$) je třeba na rozložení 15 g $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$?
32. 200 g 5% NaCl srážíme roztokem AgNO_3 ($c = 0,1 \text{ mol/l}$). Jaká bude spotřeba činidla a kolik gramů AgCl vznikne?
33. Koncentrace HNO_3 o hustotě $1,18 \text{ g/cm}^3$ je 5,62 mol/l. Vypočtěte hmotnostní zlomek (v %) kyseliny dusičné.
34. Do 700 g 15% KCl bylo přilito 300 g 5% KCl. Určete výsledný hmotnostní zlomek (v %) KCl.
35. V jakém poměru je třeba smíchat roztoky o koncentracích 0,5 mol/l a 0,1 mol/l, aby výsledná koncentrace byla 0,2 mol/l?
36. Technologie výroby HCl předepisuje kyselinu sírovou o hmotnostním zlomku 76% - 78%. Bude vyhovovat kyselina, vzniklá smícháním 30 kg 96% a 10 kg 26% kyseliny sírové?
37. K plnění akumulátoru potřebujeme 1,5 kg 24% H_2SO_4 . Kolik 96% kyseliny je nutno zředit a jakým množstvím vody?
38. Jaký byl původní hmotnostní zlomek roztoku, jestliže smícháním jeho 150 g s 850 g vody vznikl roztok 4%?
39. Na výrobu fenolplastu je třeba 10 tun 92,5% fenolu. Kolik 100% fenolu a kolik 90% fenolu je třeba smíchat?

40. V jakém poměru musíme zředit 35% HCl vodou, abychom dostali 7% HCl ? Kolik HCl bude třeba na přípravu 500 g 7% kyseliny?
41. Kolik gramů pentahydrátu thiosíranu sodného je třeba přidat do 1,5 kg 30% bezvodé soli, aby vznikl 36,6% $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$?
42. Přidavkem 250 g 96% kyseliny sírové k jejímu 3% roztoku o hustotě $1,018 \text{ g/cm}^3$ se změnil její hmotnostní zlomek na 20%. Kolik ml 3% kyseliny bylo použito ?
43. Smícháme 88,6 g 42% HCl, 72 g 22% HCl a 417 g 15% HCl. Kolik vody je třeba ještě přidat ke vzniklému roztoku, aby výsledný hmotnostní zlomek byl 20% ?
44. Jaká je relativní molekulová hmotnost mannitu, je-li osmotický tlak roztoku, obsahujícího 9 g mannitu v 250 ml roztoku roven 455,96 kPa při 0°C ?
45. Jaký osmotický tlak bude mít roztok 4 g PVC v 1 litru dioxanu při 27°C , je-li průměrná $M_r(\text{PVC}) = 1,5 \cdot 10^5$?
46. Kolik g glukosy musí obsahovat 1 litr roztoku, aby měl při stejné teplotě tentýž osmotický tlak jako má roztok 3 g formaldehydu v 1 litru roztoku ?
47. Vypočtěte molární hmotnost inzulinu, byl-li při 25°C naměřen osmotický tlak 413,1 Pa pro roztok, obsahující 1 g inzulinu v 1 litru roztoku .
48. Tlak nasycených par vody při 25°C je 3,17 kPa. O kolik klesne, rozpustíme-li v 90 g vody 15 g močoviny ?
49. Tenze nasycených par roztoku, obsahujícího v 200 g ethanolu 23 g rozpuštěné látky, je při 50°C 27,62 kPa. Vypočtěte molární hmotnost rozpuštěné látky, je-li tenze par čistého ethanolu při téže teplotě 29,3 kPa .
50. Vypočtěte napětí nasycených par roztoku, jenž obsahuje 13,68 g sacharosy $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ v 90 g vody při 65°C (tenze vodních par při této teplotě je 25 kPa) .
51. V 10 g vody je rozpuštěno 2,162 g cukru. Teplota tuhnutí tohoto roztoku je $-2,232^\circ\text{C}$. Určete molární hmotnost cukru, je-li $K_{\text{voda}} = 1,86 \text{ K}\cdot\text{kg/mol}$.
52. Při jaké teplotě ztuhne roztok 54 g glukosy v 250 g vody ?
53. Do chladiče automobilu byla nalita směs ethylenglykolu a vody v objemovém poměru 9:10. Při přibližně jaké teplotě dojde k zamrznutí směsi, je-li hustota ethylenglykolu $1,113 \text{ g/cm}^3$?
54. Rozpuštěním 8,9 g antracenu ve 200 g ethanolu stoupla teplota varu o $0,29^\circ\text{C}$. Vypočtěte ebullioskopickou konstantu ethanolu.
55. Rozpuštěním 13 g kafru ve 400 g etheru stoupla teplota varu o $0,453^\circ\text{C}$. Určete molární hmotnost kafru, je-li ebullioskopická konstanta etheru $E = 2,12 \text{ K}\cdot\text{kg/mol}$.

VIII. CHEMICKÁ ROVNOVÁHA

Chemickou rovnováhou rozumíme takový chemický děj, při kterém se v konečném čase za daných podmínek ustálí koncentrace látek vstupujících do reakce (výchozí látky) a z reakce vystupujících (produkty). Obecně lze každou chemickou reakci považovat za rovnovážnou; v řadě případů se však koncentrace výchozích látek blíží k nule, t.j. takové reakce probíhají prakticky jedním směrem.

Rychlost chemické reakce v je dána vztahem:

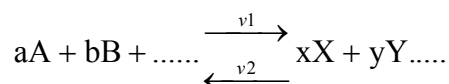
$$v = \frac{-dc}{dt} = kc$$

kde c ... koncentrace

t ... čas

k ... rychlostní konstanta

Rovnovážný stav je popsán tzv. rovnovážnou konstantou, kterou lze pro obecnou chemickou reakci



psát ve tvaru

$$K_c = \frac{[X]^x [Y]^y \dots}{[A]^a [B]^b \dots}$$

kde K_c je koncentrační rovnovážná konstanta, výrazy v závorkách představují rovnovážné molární koncentrace složek a stechiometrické koeficienty jsou v tomto vztahu příslušné exponenty.

Tento vztah se nazývá **Guldberg-Waageův zákon**. Pro reakce probíhající v plynné fázi obdobně platí

$$K_p = \frac{p_X^x \cdot p_Y^y \dots}{p_A^a \cdot p_B^b \dots}$$

kde p_x ... atd. jsou parciální tlaky příslušných složek reakce a stechiometrické koeficienty jsou exponenty. Vztah mezi K_c a K_p je jednoznačně určen.

Rozsah chemické reakce lze vyjádřit názorně pomocí tzv. stupně přeměny (konverze). Tato veličina se značí α a udává, v jakém rozsahu se výchozí látky změnily v produkty.

Platí:

$$\alpha = \frac{n_a(z)}{n_a(p)}$$

což lze psát ve tvaru

$$\alpha = n_a(p) - \frac{\{n_a(p) - n_a(r)\}}{n_a(p)}$$

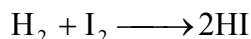
kde $n_a(z)$, $n_a(p)$, $n_a(r)$ jsou látková množství zreagované, počáteční a rovnovážné složky, pro niž stupeň konverze vyjadřujeme.

O t á z k y a ú k o l y

- odvoďte Guldberg-Waageův zákon
- diskutujte vztah mezi velikostí K_c (K_p) a průběhem reakce
- uveďte příklady reakcí, které nelze považovat za rovnovážné
- odvoďte vztah mezi K_c , K_p a jejich rozměr

V z o r o v é p ř í k l a d y

a) Rovnovážná konstanta K_c reakce mezi jodem a vodíkem v plynném stavu:



má při 448°C hodnotu 56,4. Jaké množství HI obsahuje rovnovážná směs, když smísíme

- 1) 1 mol H_2 a 1 mol I_2 ;
- 2) 8 molů H_2 a 1 mol I_2 ?

ŘEŠENÍ:

ad 1)

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]} = 56,4$$

označíme jako x látková množství H_2 a I_2 , která se změní na HI , pak platí:

$$\frac{(1-x)}{V} = [\text{H}_2] = [\text{I}_2]$$

kde V je celkový objem a dále:

$$\frac{2x}{V} = [\text{HI}]$$

Dosazením do vztahu pro K_c obdržíme:

$$\frac{4x^2}{(1-x)^2} = 56,4$$

Protože nás zajímá jen reálné řešení této kvadratické rovnice, lze obě strany odmocnit a dostaneme výsledek: $x = 0,79$

Takže, po smísení 1 molu vodíku a jodu obsahuje reakční směs $2x$, t.j.

$2 \cdot 0,79 = 1,58$ molu HI.

ad 2) Obdobně jako v předchozím případě vyjádříme látková množství složek

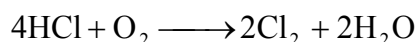
$$[H_2] = \frac{(8-x)}{V}; [I_2] = \frac{(1-x)}{V}; [HI] = \frac{2x}{V}$$

a dosazením do rovnice pro K_c a výpočtem vychází $x = 0,99$.

Reakční směs obsahuje v tomto případě $2 \cdot 0,99 = 1,98$ molu HI.

Z příkladu je zřejmé, že nadbytkem jedné z výchozích látek se změnila rovnovážná koncentrace ve prospěch produktu.

b) Při tlaku 100 [kPa] a teplotě 597°C se získá při reakci



směs plynů, která obsahuje $x(Cl_2) = 0,238$. Jaké jsou hodnoty K_p a K_c této reakce ?

ŘEŠENÍ: Pro parciální tlak chloru platí:

$$p(Cl_2) = x(Cl_2) \cdot p_{celk} = 0,238 \cdot 100 = 23,8 \text{ [kPa]}$$

Protože látková množství vody i chloru, vzniklá při reakci jsou stejná, je i

$$p(H_2O) = 23,8 \text{ [kPa]};$$

na zbylé plyny pak zbývá $100 - 2 \cdot 23,8 = 52,4$ [kPa]. Vzhledem k tomu, že výchozí látky byly smíchány ve stechiometrických poměrech, platí

$$p(HCl) = 52,4 \cdot 4/5 = 41,9 \text{ [kPa]}$$

$$p(O_2) = 52,4 \cdot 1/5 = 10,5 \text{ [kPa]}$$

$$(\text{Kontrola: } 23,8 + 23,8 + 41,9 + 10,5 = 100)$$

Pro K_p lze psát:

$$K_p = \frac{p^2(Cl_2) \cdot p^2(H_2O)}{p^4(HCl) \cdot p(O_2)} = 9,91 \cdot 10^{-3} \text{ [kPa]}$$

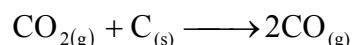
Protože platí:

$$K_p = K_c (RT)^{x+y-a-b}$$

je v našem případě po dosazení ($T = 597 + 273 = 870$ K)

$$K_c = 9,91 \cdot 10^{-3} \cdot 8,314 \cdot 870 = 71,71 \text{ [kmol}^{-1}\text{]}$$

c) Při teplotě 1000 °C se ustavuje rovnováha u reakce



za tlaku $p = 2,0$ [MPa]; $K_p = 11,915$ [MPa]⁻¹. Vypočtete složení rovnovážné směsi v objemových procentech.

ŘEŠENÍ: Nejprve vyjádříme látková množství složek reakce (pevný uhlík neuvažujeme, nemá vliv na K_p):

Na počátku: $n_o(\text{CO}_2) = 1$; x molů CO_2 zreagovalo; tedy $n(\text{CO}_2) = 1-x$; $n(\text{CO}) = 2x$; celkový počet molů:

$$n = 1-x+2x = 1+x$$

Pro K_p platí:

$$K_p = \frac{p^2(\text{CO})}{p(\text{CO}_2)}$$

Pro parciální tlaky:

$$p(\text{CO}_2) = \frac{(1-x)}{(1+x).p} ; p(\text{CO}) = \frac{2x}{(1+x).p}$$

po dosazení do rovnice pro K_p a úpravě:

$$K_p = \frac{4x^2 p}{(1-x^2)} = 11,915 \text{ a dosazením za } p = 2 \text{ [MPa]} \quad x = 0,7735$$

Výpočet složení směsi v objemových %:

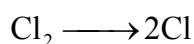
$$\%(\text{CO}) = \frac{100 \cdot 2x}{(1+x)} = 87,23$$

$$\%(\text{CO}_2) = 100 \frac{(1-x)}{(1+x)} = 12,77 \text{ (=100 - 87,23)}$$

d) Rovnovážná konstanta disociace Cl_2 při teplotě 1000 °C a jednotkovém tlaku je:

$K_p = 2,45 \cdot 10^{-7}$. Vypočtete stupeň disociace za předpokladu ideálního chování plynu.

ŘEŠENÍ:



Platí: $n(\text{Cl}_2) = 1-x$

$$n(\text{Cl}) = 2x$$

Celkový počet molů: $n = 1+x$

Dále je:
$$p(\text{Cl}) = \frac{p \cdot 2x}{(1+x)}; \quad p(\text{Cl}_2) = \frac{p \cdot (1-x)}{(1+x)}$$

Platí:
$$K_p = \frac{p^2(\text{Cl})}{p(\text{Cl}_2)} = \frac{4x^2}{(1-x)} = 2,45 \cdot 10^{-7}$$

$$x = 2,47 \cdot 10^{-4}$$

Stupeň disociace (přeměny) je tedy $2,47 \cdot 10^{-2} \%$.

P ř í k l a d y k ř e š e n í

1. Vypočtete stupeň disociace oxidu sírového při tlaku 0,15 MPa a teplotě 727°C, jestliže rovnovážná konstanta reakce: $2\text{SO}_{3(\text{g})} \longrightarrow 2\text{SO}_{2(\text{g})} + \text{O}_{2(\text{g})}$ je $K_p = 0,029 \text{ MPa}^{-1}$ za předpokladu ideálního chování plynů.
2. Rovnovážná konstanta reakce $\text{SO}_{3(\text{g})} \longrightarrow \text{SO}_{2(\text{g})} + \frac{1}{2}\text{O}_{2(\text{g})}$ je $K_p = 0,153 \text{ MPa}^{-1}$ při teplotě 900 K. Vypočtete rovnovážnou konstantu reakce $\text{SO}_{2(\text{g})} + \text{O}_{2(\text{g})} \longrightarrow 2\text{SO}_{3(\text{g})}$
3. Reakce $\text{N}_2\text{O}_4 \rightarrow 2 \text{NO}_2$ má při 35 °C rovnovážnou konstantu $K_p = 31,185 \text{ kPa}$; celkový tlak směsi je 137 kPa. Vypočtete, kolik % dimeru se rozštěpí na monomer .
4. Rovnovážná konstanta K_p reakce $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \longrightarrow 2\text{NH}_3$ má při teplotě 400°C hodnotu $0,0198 \text{ MPa}^{-2}$. Vypočtete složení rovnovážné směsi v objemových % za předpokladu, že do reakce vstupují H_2 a N_2 ve stechiometrickém poměru; rovnovážný tlak směsi je 19,6 MPa.
5. Rovnovážná konstanta K_p tepelné disociace PCl_5 na PCl_3 a Cl_2 je při 250 °C rovna 174,5 kPa. Vypočtete, kolik % PCl_5 disociuje, smísíme-li 2 moly PCl_5 a 1 mol Cl_2 a celkový tlak směsi je 100 kPa.
6. Při 25°C a tlaku 1,01 kPa je stupeň disociace SO_2Cl_2 na SO_2 a Cl_2 roven 0,2. Vypočtete konstanty K_c a K_p .
7. Rovnovážná konstanta K_c reakce $\text{Br}_{2(\text{g})} \longrightarrow 2\text{Br}_{(\text{g})}$ je $8 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$. Jaká je rovnovážná koncentrace atomárního bromu, je-li koncentrace bromu $1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$?
8. Amoniak je při teplotě 400°C a tlaku 1 MPa disociován z 98%. Vypočtete K_p a K_c této reakce .

9. Při kontaktním způsobu výroby H_2SO_4 , je ve směsi, složené z 10 obj.% SO_2 a 90 obj.% O_2 při 575 °C 90% SO_2 zoxidováno na SO_3 . Vypočtěte K_p a K_c , probíhá-li reakce při tlaku 100 kPa.
10. Rovnovážná konstanta reakce $\text{N}_{2(\text{g})} + \text{O}_{2(\text{g})} \longrightarrow 2\text{NO}_{(\text{g})}$ je $K_p = 0,0832$ při 4000°C. Vypočtěte, kolik % směsi obsahující stejné objemy dusíku a kyslíku zreaguje na NO.

IX. SRÁŽECÍ REAKCE

Srážecí reakcí rozumíme takový chemický děj, při kterém vzniká v roztoku pevná látka (sraženina), jako produkt reakce. Srážedlem může být obecně roztok, plyn, kapalina. Disociační rovnováhu takového heterogenního systému (sraženina a její nasycený roztok) lze popsat za dané (konstantní) teploty konstantou označovanou jako součin rozpustnosti. Pro sraženinu o složení A_xB_y potom platí:

$$S(A_xB_y) = [A^{y+}]^x [B^{x-}]^y$$

kde údaje v hranatých závorkách jsou molární koncentrace příslušných složek za předpokladu, že se jedná o velmi zředěné roztoky silných elektrolytů.

O t á z k y a ú k o l y :

- vysvětlíte rozdíl mezi srážecí reakcí krystalizací
- odvodíte vztah pro součin rozpustnosti s použitím Guldberg-Waageova zákona
- ukažte jaký má vliv nadbytek srážedla na průběh srážecí reakce a uveďte nutné předpoklady, které musí být splněny
- co rozumíme pojmem "stárnutí sraženiny"
- vysvětlíte rozdíl mezi těmito ději:
 - a/ přidavek ethylalkoholu do vodného roztoku komplexu $[Cu(NH_3)_4]SO_4$ má za následek, že se z roztoku rychle vyloučí sraženina o stejném složení
 - b/ přidavek Ba^{2+} iontů (např. ve formě roztoku $BaCl_2$) do roztoku K_2SO_4 vede k rychlému vyloučení sraženiny složení $BaSO_4$
- zdůvodněte proč uvedený vztah pro S platí pouze za předpokladu že uvažujeme velmi zředěné roztoky silných elektrolytů

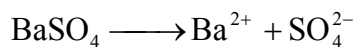
V z o r o v é p ř í k l a d y :

- a) Vypočtete $S(BaSO_4)$, když je známo, že rozpustnost $BaSO_4$ má při 20°C hodnotu $2,4 \cdot 10^{-3} \text{ g} \cdot \text{dm}^{-3}$ a $M_r = 233,36$.

ŘEŠENÍ: Nejprve vyjádříme ze známé rozpustnosti molární koncentraci $BaSO_4$

$$[\text{BaSO}_4] = \frac{c}{M_r} = 2,4 \cdot 10^{-3} / 233,36 = 1,03 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

a protože platí:



můžeme psát:

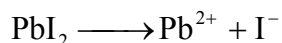
$$[\text{Ba}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}] = [\text{BaSO}_4] = 1,03 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

a tedy konečně:

$$S(\text{BaSO}_4) = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = (1,03 \cdot 10^{-5})^2 = 1,06 \cdot 10^{-10}$$

b) $S(\text{PbI}_2) = 7,47 \cdot 10^{-9}$; $M_r(\text{PbI}_2) = 461,0$. Vypočítejte rozpustnost PbI_2 a koncentrace obou iontů v nasyceném roztoku v $\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$

ŘEŠENÍ: Napíšeme rovnici disociace jodidu olovnatého:



a odtud:

$$2[\text{Pb}^{2+}] = [\text{I}^-] \text{ ale také } [\text{PbI}_2] = [\text{Pb}^{2+}]$$

pro $S(\text{PbI}_2)$ platí:

$$S(\text{PbI}_2) = [\text{Pb}^{2+}][\text{I}^-]^2 = [\text{PbI}_2](2[\text{PbI}_2])^2 = 4[\text{PbI}_2]^3 = 7,47 \cdot 10^{-9}$$

a tedy:

$$[\text{PbI}_2] = 1,23 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

pro známou relativní molekulovou hmotnost pak:

$$c = 461,0 \cdot 1,23 \cdot 10^{-3} = 0,561 \text{ g} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Pro molární koncentrace pak platí:

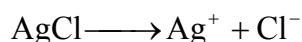
$$[\text{PbI}_2] = [\text{Pb}^{2+}] = 1,23 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$2[\text{Pb}^{2+}] = [\text{I}^-] = 2 \cdot 1,23 \cdot 10^{-3} = 2,46 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

c) Kolikrát je menší rozpustnost AgCl v 0,01 molárním roztoku NaCl než ve vodě?

$$S(\text{AgCl}) = 1,7 \cdot 10^{-10}.$$

ŘEŠENÍ: Zapišeme disociační rovnici pro AgCl:



a platí zde opět: $[\text{Ag}^+] = [\text{Cl}^-] = [\text{AgCl}]$

z definice součinu rozpustnosti pak:

$$S(\text{AgCl}) = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = 1,7 \cdot 10^{-10} \text{ odkud pak:}$$

$$[\text{AgCl}] = (1,7 \cdot 10^{-10})^{1/2} = 1,30 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Protože $S(\text{AgCl})$ je konstantní a vzhledem k tomu, že koncentrace $[\text{Cl}^-]$ v nasyceném roztoku AgCl je velmi malá vzhledem ke koncentraci NaCl ($0,01 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$), je možno ji zanedbat a předpokládat, že celková koncentrace $[\text{Cl}^-]$ v roztoku obsahujícím chlorid sodný v uvedené koncentraci je právě $[\text{Cl}^-] = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.

Potom platí:

$$S(\text{AgCl}) = 1,7 \cdot 10^{-10} = 0,01 \cdot [\text{Ag}^+]$$

z této rovnice vyjádříme koncentraci $[\text{Ag}^+]$:

$$[\text{Ag}^+] = 1,7 \cdot 10^{-10} / 0,01 = 1,7 \cdot 10^{-8}$$

Dále pak platí, že:

$[\text{Ag}^+] = [\text{AgCl}] = 1,7 \cdot 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ a rozpustnost se změní ve stejném poměru, v jakém původní koncentrace AgCl a koncentrace této látky v roztoku NaCl, tj. $1,3 \cdot 10^{-5} / 1,7 \cdot 10^{-8} = 765$ krát.

- d)** Rozhodněte zda se bude vylučovat sraženina PbSO_4 , smísíme-li $0,1 \text{ dm}^3$ roztoku $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ o $0,003$ molární koncentraci s $0,4 \text{ dm}^3$ roztoku Na_2SO_4 o koncentraci $0,04 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$, když víte, že $S(\text{PbSO}_4) = 2,8 \cdot 10^{-8}$.

ŘEŠENÍ: Celkový objem směsi po smísení obou roztoků bude činit $0,5 \text{ dm}^3$. V tomto roztoku budou obsažena následující látková množství iontů:

$$0,4 \cdot 0,04 = 1,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol } \text{SO}_4^{2-}$$

$$0,003 \cdot 0,1 = 3 \cdot 10^{-4} \text{ mol } \text{Pb}^{2+}$$

a jejich molární koncentrace ve směsi pak jsou:

$$[\text{SO}_4^{2-}] = 1,6 \cdot 10^{-2} / 0,5 = 3,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$[\text{Pb}^{2+}] = 3 \cdot 10^{-4} / 0,5 = 6 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Dále platí:

$$S(\text{PbSO}_4) = [\text{Pb}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = 6 \cdot 10^{-4} \cdot 3,2 \cdot 10^{-2} = 1,92 \cdot 10^{-5}$$

Protože $S(\text{PbSO}_4) = 2,8 \cdot 10^{-8} \ll 1,92 \cdot 10^{-5}$ bude se z této směsi srážet síran olovnatý.

- e) V jakém rozmezí pH je možno selektivně vysrážet Ni^{2+} ionty z roztoku sulfanem, když roztok obsahuje ještě ionty Mn^{2+} a když je dáno: $[\text{Ni}^{2+}] = [\text{Mn}^{2+}] = 1 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$. $K(\text{H}_2\text{S}) = 5,4 \cdot 10^{-20}$, rozpustnost sulfanu za daných podmínek je $0,11 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ a dále $S(\text{NiS}) = 3,2 \cdot 10^{-19}$; $S(\text{MnS}) = 2,5 \cdot 10^{-10}$ požadovaná konečná koncentrace $[\text{Ni}^{2+}] < 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.

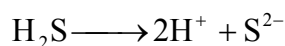
ŘEŠENÍ: Z hodnoty $S(\text{NiS})$ a požadované konečné koncentrace $[\text{Ni}^{2+}]$ vyjádříme koncentraci $[\text{S}^{2-}]$ potřebnou k vysrážení NiS

$$S(\text{NiS}) = [\text{Ni}^{2+}][\text{S}^{2-}] = 3,2 \cdot 10^{-19}$$

a odtud

$$[\text{S}^{2-}] = S(\text{NiS}) / 1 \cdot 10^{-6} = 3,2 \cdot 10^{-13}$$

Dále víme, že platí:



a tedy

$$K_{\text{H}_2\text{S}} = \frac{[\text{H}^+]^2[\text{S}^{2-}]}{[\text{H}_2\text{S}]} = 5,4 \cdot 10^{-20}$$

přičemž z podmínek v zadání plyne:

$$[\text{H}_2\text{S}] = 0,11; [\text{S}^{2-}] = 3,2 \cdot 10^{-13}$$

a tedy

$$[\text{H}^+] = ((0,11 \cdot 5,4 \cdot 10^{-20}) / 3,2 \cdot 10^{-13})^{1/2} = 1,36 \cdot 10^{-4}$$

což vede k hodnotě $\text{pH} = 3,86$.

Srážení NiS je tedy nutno provádět při $\text{pH} = 3,86$ a vyšším.

Druhou hranici pH určíme obdobně jen s použitím podmínky že koncentrace $[\text{Mn}^{2+}]$ má zůstat beze změny:

$$[\text{S}^{2-}] = 2,5 \cdot 10^{-10} / 10^{-2} = 2,5 \cdot 10^{-8}$$

pak ovšem

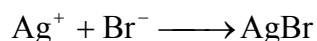
$$[\text{H}^+] = ((0,11 \cdot 5,4 \cdot 10^{-20}) / 2,5 \cdot 10^{-8})^{1/2} = 4,87 \cdot 10^{-7}$$

a konečně $\text{pH} = 6,3$

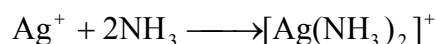
Při pH vyšším než 6,3 se začne vylučovat sraženina MnS. Selektivní srážení NiS lze v daném případě provést v rozmezí $3,86 < \text{pH} < 6,3$.

- f) Vypočítejte rozpustnost AgBr v roztoku amoniaku o koncentraci $[\text{NH}_3] = 1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$,
když $S(\text{AgBr}) = 4,1 \cdot 10^{-13}$ a $\beta_{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+} = 6,8 \cdot 10^{-8}$.

ŘEŠENÍ: Víme, že platí:



a také



Platí:

$$S(\text{AgBr}) = [\text{Ag}^+][\text{Br}^-] = 4,1 \cdot 10^{-13}$$

ale také

$$[\text{Br}^-] = [\text{Ag}^+] + [[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+]$$

ale je zřejmé, že $[\text{Ag}^+] \ll [[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+]$ a tedy:

$$[\text{Br}^-] = [[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+]$$

pro zjednodušení výsledného výrazu označme:

$$x = [\text{Ag}^+]; \quad y = [\text{Br}^-] = [[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+]$$

Potom můžeme psát:

$$S(\text{AgBr}) = x \cdot y = 4,1 \cdot 10^{-13} \text{ a dále}$$

$$\beta = \frac{[\text{Ag}^+][\text{NH}_3]^2}{[[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+]} = \frac{x \cdot 1^2}{y} = 6,8 \cdot 10^{-8}$$

Odtud snadno nalezneme že $y = [\text{Br}^-] = [\text{AgBr}] = 2,46 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.

Rozpustnost AgBr v roztoku amoniaku o koncentraci $1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ je tedy $2,46 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.

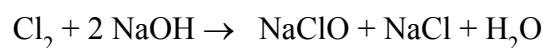
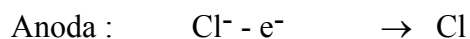
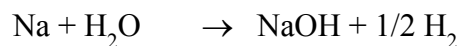
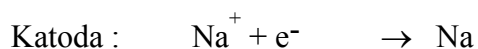
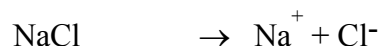
Příklady k řešení:

1. Rozpustnost CuI je $3,4 \cdot 10^{-5} \text{ g/100 ml}$. Vypočítejte součin rozpustnosti CuI.
2. Součin rozpustnosti $S(\text{Mg}(\text{OH})_2) = 1,2 \cdot 10^{-11}$. Jaká je nejmenší koncentrace $[\text{OH}^-]$ nutná k tomu, aby došlo ke srážení $\text{Mg}(\text{OH})_2$ z roztoku, který obsahuje ionty Mg^{2+} o koncentraci $10 \text{ g} \cdot \text{dm}^{-3}$?
3. Jaká je koncentrace Ag^+ v nasyceném roztoku AgI, když $S(\text{AgI}) = 1,5 \cdot 10^{-16}$.

4. Vysrážený PbCl_2 byl na filtru promýván celkem 100 ml destilované vody. Vypočtěte kolik sraženiny přešlo do filtrátu, když $S(\text{PbCl}_2) = 1,54 \cdot 10^{-5}$ a $M_r(\text{PbCl}_2) = 278,0$.
5. Součin rozpustnosti $S(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 1,1 \cdot 10^{-36}$. Vypočtěte koncentraci této látky v nasyceném roztoku.
6. Nízká rozpustnost CaF_2 je příčinou nízkého obsahu $[\text{F}^-]$ v mořské vodě.
 - a) Vypočtěte $[\text{F}^-]$ v mořské vodě, je-li při 18°C $[\text{Ca}^{2+}] = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.
 - b) Jaká je rozpustnost CaF_2 za těchto podmínek? $S(\text{CaF}_2) = 3,4 \cdot 10^{-11}$.
7. Kolikrát je menší rozpustnost CaC_2O_4 v 0,05 molárním roztoku $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ než v čisté vodě, je-li stupeň disociace $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ $\gamma = 0,7$ a $S(\text{CaC}_2\text{O}_4) = 3,8 \cdot 10^{-9}$?
8. K roztoku AgNO_3 o koncentraci $0,001 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ je pomalu přidávána kyselina chlorovodíková. Při jakém pH se počne vylučovat AgCl , když $S(\text{AgCl}) = 1,7 \cdot 10^{-10}$.
9. Součin rozpustnosti $\text{Ca}(\text{OH})_2$ je $5,47 \cdot 10^{-6}$. Vypočtěte pH nasyceného roztoku.
10. Roztok obsahuje $[\text{Pb}^{2+}] = [\text{Mn}^{2+}] = 1 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$. $S(\text{PbS}) = 2,5 \cdot 10^{-27}$; $S(\text{MnS}) = 2,5 \cdot 10^{-10}$. V jakém rozmezí pH se bude selektivně srážet PbS , bude-li roztok syčen sulfanem? Celková $K_{(\text{H}_2\text{S})} = 5,4 \cdot 10^{-20}$ a nasycený roztok sulfanu ve vodě, za uvedených podmínek, dosáhne koncentrace $0,11 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.

X. ELEKTROLÝZA

Elektrolýza je chemická přeměna soustavy (elektrolytu) působením stejnosměrného elektrického proudu. Na záporné elektrodě (katoda) přitom dochází k přijímání elektronů látkou (katodická redukce), zatímco na kladné elektrodě (anoda) k jejich odevzdávání (anodická oxidace). Na tyto tzv. primární děje mohou navazovat další, sekundární reakce, např. při elektrolýze vodného roztoku chloridu sodného:



Faradayovy zákony

1/ Množství přeměněné látky m je úměrné prošlému náboji Q

$$m = A \cdot Q = A \cdot I \cdot t$$

kde A ... elektrochemický ekvivalent

I elektrický proud

t čas

2/ K přeměně M/n gramů libovolné látky je potřeba náboje o velikosti $F = 9,64853 \cdot 10^4 \text{ C}$ (Faradayova konstanta). Platí

$$m = M \cdot Q / n \cdot F = M \cdot I \cdot t / n \cdot F$$

kde n ... počet vyměňovaných elektronů

M ... molová hmotnost látky

O t á z k y a ú k o l y

- vyložte pojmy rozkladného napětí, polarizace elektrod
- rozepište děje, probíhající při elektrolýze vody, okyselené kyselinou sírovou v Hofmannově přístroji

- objasněte fyzikální význam elektrochemického ekvivalentu
- jaký je vztah mezi Faradayovou a Avogadrovou konstantou

V z o r o v é p ř í k l a d y

a) Kolik mědi vznikne na katodě, elektrolyzujeme-li roztok síranu měďnatého po dobu 20 min při konstantním proudu $I = 5 \text{ A}$?

ŘEŠENÍ:

$$t = 1200 \text{ s}; I = 5 \text{ A}; A_r(\text{Cu}) = 63,54; n = 2$$

$$m = M \cdot I \cdot t / n \cdot F = 63,54 \cdot 1200 \cdot 5 / 2 \cdot 96500 = 1,975$$

Na katodě se vyloučí přibližně 1,975 g mědi.

Poznámka:

Úlohu lze řešit i klasickou úměrou ("trojčlenkou"):

96 500 C vyloučí 63,54/2 g mědi

1200 x 5 C " x "

$$x = 1,975$$

b) Jak dlouho musí protékat trvalý proud 10 A roztokem kyseliny, aby na katodě vzniklo 5,6 litrů vodíku (normální podmínky) ?

ŘEŠENÍ:

22,4 l vodíku odpovídá ... 2 g H_2 (Avogadrův zákon)

5,6 " ... x

$$x = 0,5 \text{ g H}_2$$

Potom: $t = m \cdot n \cdot F / M \cdot I = 4825 \text{ s} = 1 \text{ hod } 20 \text{ min } 25 \text{ s}$

Proud by tedy musel procházet po dobu 4825 s.

Nebo úměrou:

Na vyloučení 11,2 l H_2 je třeba ... 96 500 C

" 5,6 " ... Q

$$Q = 48\,250 \text{ C}; t = Q / I = 4825 \text{ s}$$

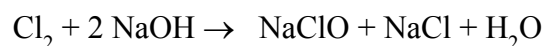
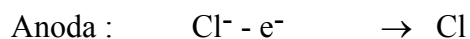
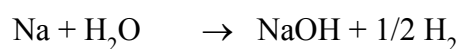
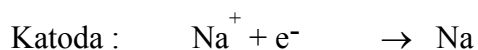
Příklady k řešení

1. Kolik gramů zinku se vyloučí z roztoku síranu zinečnatého proudem 1 A za půl hodiny ?
2. Kolik stříbra vyloučí proud 5 A z roztoku dusičnanu stříbrného za 1 hodinu ?
3. Kolik g AgNO_3 rozloží proud 10 A za čtvrt hodiny ?
4. Kolik železa vyloučí proud 6 A z roztoku FeCl_3 za 50 min ?
5. Jak dlouho procházel proud $I = 3$ A roztokem chloridu měďného, vyloučilo-li se při tom 5 g mědi ?
6. Jaké doby je třeba k vyloučení 10 g antimonu z roztoku SbCl_3 proudem 5 A ?
7. Kolik minut procházel proud 3 A roztokem síranu nikelnatého, vyloučilo-li se přitom 1,8 gramů niklu ?
8. Vypočtete čas, potřebný k vyloučení veškerého stříbra z 50 ml 0,1M- AgNO_3 konstantním proudem 0,2 A .
9. Určete elektrochemický ekvivalent Ag; Cd; Al .
10. Kolik ml kyslíku a vodíku se vyloučí za normálních podmínek elektrolýzou okyselené vody za 1 hod proudem 2 A ?
11. Jaký proud vyloučí z vody, okyselené kyselinou sírovou za 45 minut 0,7 litru kyslíku (normální podmínky) ?
12. Jaký proud vyloučí za normálních podmínek 10 litrů chloru za 2 hodiny z roztoku NaCl?
13. Kolik m^3 třaskavého plynu se vyloučí při elektrolýze okyselené vody proudem 4 A za 25 minut při teplotě $27,3^\circ\text{C}$ a tlaku $1,06658 \cdot 10^5$ Pa ?
14. Z roztoku zinečnaté soli se vyloučilo elektrolýzou za 8 hod 200 g zinku. Vypočtete dobu, za kterou se stejným proudem vyloučí z roztoku chloridu 1 m^3 chloru .
15. V elektrickém obvodu je zapojen Hofmannův přístroj sériově s elektrolytickou vanou s roztokem síranu měďnatého. Kolik gramů mědi se vyloučí za dobu, za kterou se uvolní 100 ml vodíku ?
16. Jaké množství elektrické energie bude zapotřebí k výrobě jedné tuny hliníku z bauxitu ? Výsledek vyjádřete v kWh a cenu energie v Kč, stojí-li 1 kWh jednu Kč. Elektrolýza probíhala 2 hod při napětí 50 V.
17. Experimentálně bylo zjištěno, že se za 10 minut v Hofmannově přístroji vyloučilo na katodě 14,6 ml vodíku při konstantním proudu 200 mA. Urči hodnotu Faradayovy konstanty plynoucí z experimentu. Dále proved' přepočet na normální podmínky, byly-li hodnoty tlaku a teploty při pokusu $p = 750$ torr, 20°C . Konečně navrhní další korekce k

upřesnění výsledku a proved' příslušný výpočet, byl-li výškový rozdíl mezi hladinou v rezervoáru a trubicí 26 cm a přístroj byl naplněn 5 % kyselinou sírovou o hustotě $1031,7 \text{ kg/m}^3$.

X. ELEKTROLÝZA

Elektrolýza je chemická přeměna soustavy (elektrolytu) působením stejnosměrného elektrického proudu. Na záporné elektrodě (katoda) přitom dochází k přijímání elektronů látkou (katodická redukce), zatímco na kladné elektrodě (anoda) k jejich odevzdávání (anodická oxidace). Na tyto tzv. primární děje mohou navazovat další, sekundární reakce, např. při elektrolýze vodného roztoku chloridu sodného:



Faradayovy zákony

1/ Množství přeměněné látky m je úměrné prošlému náboji Q

$$m = A \cdot Q = A \cdot I \cdot t$$

kde A ... elektrochemický ekvivalent

I elektrický proud

t čas

2/ K přeměně M/n gramů libovolné látky je potřeba náboje o velikosti $F = 9,64853 \cdot 10^4 \text{ C}$ (Faradayova konstanta). Platí

$$m = M \cdot Q / n \cdot F = M \cdot I \cdot t / n \cdot F$$

kde n ... počet vyměňovaných elektronů

M ... molová hmotnost látky

O t á z k y a ú k o l y

- vyložte pojmy rozkladného napětí, polarizace elektrod
- rozepište děje, probíhající při elektrolýze vody, okyselené kyselinou sírovou v Hofmannově přístroji
- objasněte fyzikální význam elektrochemického ekvivalentu

- jaký je vztah mezi Faradayovou a Avogadrovou konstantou

V z o r o v é p ř í k l a d y

a) Kolik mědi vznikne na katodě, elektrolyzujeme-li roztok síranu měďnatého po dobu 20 min při konstantním proudu $I = 5 \text{ A}$?

ŘEŠENÍ:

$$t = 1200 \text{ s}; I = 5 \text{ A}; A_r(\text{Cu}) = 63,54; n = 2$$

$$m = M \cdot I \cdot t / n \cdot F = 63,54 \cdot 1200 \cdot 5 / 2 \cdot 96500 = 1,975$$

Na katodě se vyloučí přibližně 1,975 g mědi.

Poznámka:

Úlohu lze řešit i klasickou úměrou ("trojčlenkou"):

96 500 C vyloučí 63,54/2 g mědi

1200 x 5 C " x "

$$x = 1,975$$

b) Jak dlouho musí protékat trvalý proud 10 A roztokem kyseliny, aby na katodě vzniklo 5,6 litrů vodíku (normální podmínky) ?

ŘEŠENÍ:

22,4 l vodíku odpovídá ... 2 g H_2 (Avogadrův zákon)

5,6 " ... x

$$x = 0,5 \text{ g H}_2$$

Potom: $t = m \cdot n \cdot F / M \cdot I = 4825 \text{ s} = 1 \text{ hod } 20 \text{ min } 25 \text{ s}$

Proud by tedy musel procházet po dobu 4825 s.

Nebo úměrou:

Na vyloučení 11,2 l H_2 je třeba ... 96 500 C

" 5,6 " ... Q

$$Q = 48\,250 \text{ C}; t = Q / I = 4825 \text{ s}$$

P ř í k l a d y k ř e š e n í

18. Kolik gramů zinku se vyloučí z roztoku síranu zinečnatého proudem 1 A za půl hodiny ?
19. Kolik stříbra vyloučí proud 5 A z roztoku dusičnanu stříbrného za 1 hodinu ?
20. Kolik g AgNO_3 rozloží proud 10 A za čtvrt hodiny ?
21. Kolik železa vyloučí proud 6 A z roztoku FeCl_3 za 50 min ?
22. Jak dlouho procházel proud $I = 3$ A roztokem chloridu měďného, vyloučilo-li se při tom 5 g mědi ?
23. Jaké doby je třeba k vyloučení 10 g antimonu z roztoku SbCl_3 proudem 5 A ?
24. Kolik minut procházel proud 3 A roztokem síranu nikelnatého, vyloučilo-li se přitom 1,8 gramů niklu ?
25. Vypočtete čas, potřebný k vyloučení veškerého stříbra z 50 ml 0,1M- AgNO_3 konstantním proudem 0,2 A .
26. Určete elektrochemický ekvivalent Ag; Cd; Al .
27. Kolik ml kyslíku a vodíku se vyloučí za normálních podmínek elektrolýzou okyselené vody za 1 hod proudem 2 A ?
28. Jaký proud vyloučí z vody, okyselené kyselinou sírovou za 45 minut 0,7 litru kyslíku (normální podmínky) ?
29. Jaký proud vyloučí za normálních podmínek 10 litrů chloru za 2 hodiny z roztoku NaCl?
30. Kolik m^3 třaskavého plynu se vyloučí při elektrolýze okyselené vody proudem 4 A za 25 minut při teplotě $27,3^\circ\text{C}$ a tlaku $1,06658 \cdot 10^5$ Pa ?
31. Z roztoku zinečnaté soli se vyloučilo elektrolýzou za 8 hod 200 g zinku. Vypočtete dobu, za kterou se stejným proudem vyloučí z roztoku chloridu 1 m^3 chloru .
32. V elektrickém obvodu je zapojen Hofmannův přístroj sériově s elektrolytickou vanou s roztokem síranu měďnatého. Kolik gramů mědi se vyloučí za dobu, za kterou se uvolní 100 ml vodíku ?
33. Jaké množství elektrické energie bude zapotřebí k výrobě jedné tuny hliníku z bauxitu ? Výsledek vyjádřete v kWh a cenu energie v Kč, stojí-li 1 kWh jednu Kč. Elektrolýza probíhala 2 hod při napětí 50 V.
34. Experimentálně bylo zjištěno, že se za 10 minut v Hofmannově přístroji vyloučilo na katodě 14,6 ml vodíku při konstantním proudu 200 mA. Urči hodnotu Faradayovy konstanty plynoucí z experimentu. Dále proved' přepočet na normální podmínky, byly-li hodnoty tlaku a teploty při pokusu $p = 750$ torr, 20°C . Konečně navrhní další korekce k upřesnění výsledku a proved' příslušný výpočet, byl-li výškový rozdíl mezi hladinou v

rezervoáru a trubicí 26 cm a přístroj byl naplněn 5 % kyselinou sírovou o hustotě $1031,7 \text{ kg/m}^3$.

XI. DOPLŇKY

XI.1. VÝSLEDKY PŘÍKLADŮ

Kap. III

- 1) 58,4; 98,1; 169,9; 249,7; 286,1; 368,4; 252,1; 498,3 m_u , resp. g/mol
- 2) s deseti
- 3) asi $3,9 \cdot 10^{23}$
- 4) 4,5 molu; $2,7 \cdot 10^{24}$ molekul
- 5) 89,3 g; $2,7 \cdot 10^{25}$ molekul
- 6) 14
- 7) 190,2 (Os)
- 8) $1,66 \cdot 10^{-27}$; $7,3 \cdot 10^{-26}$; $1,6 \cdot 10^{-25}$ kg
- 9) 0,18; 0,09; 1,25; 1,43; 3,16; 1,25; 1,96; 2,86; 1,52; 0,72; 1,16 kg/m³
- 10) 78,1 l
- 11) $5,86 \cdot 10^{22}$ atomů; $1,17 \cdot 10^{10}$ km
- 12) $1,487 \cdot 10^{10}$ molekul
- 13) $3,53 \cdot 10^{13}$ molekul
- 14) 12 kg; 11,1 kg
- 15) 10^{18} atomů B

Kap. IV

- 1) CH₄, CuO, Fe₂O₃, CO₂
- 2) H₄As₂O₇; C₅H₁₂O; K₄[Fe(CN)₆]; (NH₄)₂PtCl₆
- 3) Be₃Al₂Si₆O₁₈
- 4) H₂C₂O₂
- 5) CS(NH₂)₂
- 6) 39,31%Na; 60,69%Cl; 24,74%K; 34,76%Mn; 40,50%O;
44,88%K; 18,40%S; 36,72%O; 32,86%Na; 12,86%Al; 54,28%F
- 7) 16,47; 13,85; 17,06; 21,19; 34,98 %N
- 8) 45,32; 43,82; 36,08; 45,53 % krystalové vody

- 9) 3,61 g; 36,08 %
- 10) Přebytek 8,53 g S; správný poměr Fe:S = 7:4
- 11) Asi 390 kg
- 12) Kolem 48%
- 13) 9,71 tun
- 14) 4,52 tun
- 15) 29 tun Fe_3O_4 ; 21 tun Fe_2O_3
- 16) Z 50,06%
- 17) 7,3 % SO_3
- 18) $\text{Ca}(\text{COO})_2$; CaCO_3 , CaO
- 19) 4,39 g Fe
- 20) 5,07 g Al
- 21) 50,27 g; 7,06 dm³
- 22) 8 g, t.j cca 2,8 dm³ SO_2
- 23) 5,14 g vody; 11,43 g NaOH
- 24) 7,83 g = 5,44 dm³ kyslíku
- 25) 8,7 g NaOH
- 26) 1,54 g = 0,765 molu = 17,23 l vodíku
- 27) 11,1% (66,66%) vodíku a 88,9% (33,33%) kyslíku;
35,1% (40,0%) ethynu a 64,9% (60,0%) kyslíku
- 28) max. 0,145 g Zn
- 29) 38,24 l; 293,2 ml
- 30) 0,16 molu, t.j. 3,59 dm³
- 31) 194 g; 767 ml
- 32) 2,86 kg
- 33) 32,41 g; 33,6 dm³
- 34) 48,5 g
- 35) 6,15 dm³; 30,5 g

Kap. V.1.

- 1) 6; 8; 8; 92; 92 protonů, 7; 8; 9; 143; 146 neutronů
- 2) $^{30}_{15}\text{P}$, $^{209}_{82}\text{Pb}$, $^{209}_{83}\text{Bi}$

- 3) 7,014
- 4) $1,235 \cdot 10^4$ jader
- 5) $1,37 \cdot 10^{-11} \text{ s}^{-1}$; $3,66 \cdot 10^{13}$ částic
- 6) 8409; 7071; 5000; 2500; 1250; 625
- 7) $1,76 \cdot 10^{16}$ atomů; $6,57 \cdot 10^{-7} \text{ dm}^3$
- 8) $6,02 \cdot 10^7$
- 9) Chybí a) ${}_{84}^{210}\text{Po}$, ${}_{82}^{206}\text{Pb}$; b) ${}_{15}^{30}\text{P}$, ${}_{14}^{30}\text{Si}$, ${}_1^0\text{e}$; c) ${}_{93}^{237}\text{Np}$, ${}_{-1}^0\text{e}$, ${}_{94}^{237}\text{Pu}$;
d) ${}_{5}^{10}\text{B}(\text{n}; \alpha)$ ${}_{3}^7\text{Li}$; e) ${}_{4}^9\text{Be}$, ${}_{6}^{12}\text{C}$, ${}_0^1\text{n}$; f) ${}_{92}^{235}\text{U}$, ${}_{56}^{144}\text{Ba}$, ${}_{36}^{89}\text{Kr}$, ${}_0^1\text{n}$
- 10) 931; 938; 939; 0,511 MeV, t.j. $1,49 \cdot 10^{-10}$; $1,5 \cdot 10^{-10}$; $1,5 \cdot 10^{-10}$; $0,8 \cdot 10^{-13} \text{ J}$
- 11) 7,08; 5,34; 1,1; 5,86 MeV
- 12) $4,1 \cdot 10^{14} \text{ J} = 1,14 \cdot 10^8 \text{ kWh} = 96,5 \text{ kt TNT}$; asi 2400 vlaků
- 13) $5,7 \cdot 10^{14} \text{ J}$
- 14) Asi 1 : 4
- 15) 1,022 MeV

Kap. V.2.

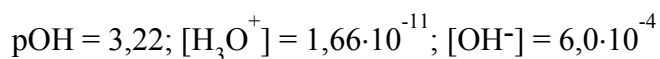
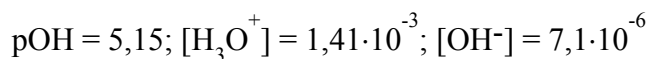
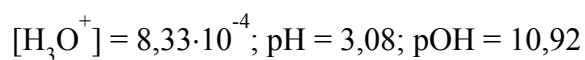
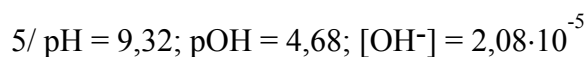
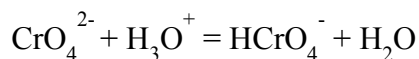
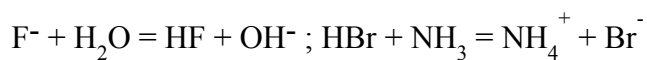
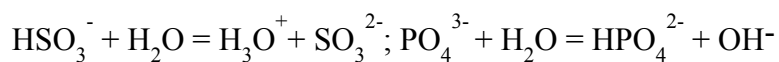
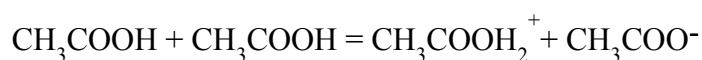
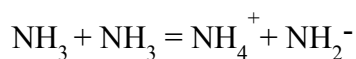
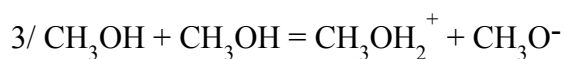
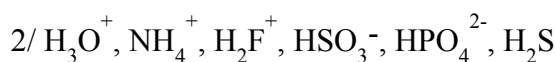
- 1) ${}_3\text{Li}: 2s^1$, ${}_4\text{Be}: 2s^2$, ${}_5\text{B}: 2s^2 2p^1$, ${}_6\text{C}: 2s^2 2p^2$, ${}_7\text{N}: 2s^2 2p^3$, ${}_8\text{O}: 2s^2 2p^4$, ${}_9\text{F}: 2s^2 2p^5$, ${}_{10}\text{Ne}: 2s^2 2p^6$,
 ${}_{21}\text{Sc}: 3d^1 4s^2$, ${}_{22}\text{Ti}: 3d^2 4s^2$, ${}_{49}\text{In}: 5s^2 5p^1$, ${}_{24}\text{Cr}: 3d^5 4s^1$, ${}_{78}\text{Pt}: 5d^9 6s^1$, ${}_{92}\text{U}: 5f^3 6d^1 7s^2$
- 2) ${}^5\text{D}_{4^+}$, ${}^5\text{D}_{4^+}$, ${}^6\text{S}_{5/2^+}$, ${}^3\text{F}_{4^+}$, ${}^5\text{S}_{3^+}$, ${}^5\text{D}_{0^+}$, ${}^4\text{F}_{3/2^+}$, ${}^3\text{D}_{3^+}$, ${}^2\text{D}_{3/2^+}$, ${}^7\text{S}_{3^+}$, ${}^2\text{S}_{1/2^+}$, ${}^2\text{D}_{5/2^+}$

Kap. VI.1.

- | | |
|---------------------|-------------------------|
| 1) 8,1 - 4,1,4 | 26) 2,1,10 - 2,4,5 |
| 2) 3,2,2 - 3,2,2 | 27) 8,5,27 - 5,5,8,4,27 |
| 3) 5,1,8 - 5,1,1,4 | 28) 2,1 - 1,1,1 |
| 4) 2,5,6 - 2,5,2 | 29) 4 - 3,1 |
| 5) 2,3,1 - 2,3,2 | 30) 2,1 - 3,3 |
| 6) 1,8 - 1,8,4 | 31) 2,6 - 1,1,12 |
| 7) 1,3,4 - 2,3,2 | 32) 5 - 1,4,9 |
| 8) 1,5,6 - 2,10 | 33) 1,3,3 - 3,1 |
| 9) 3,1,6 - 3,1,3 | 34) 3,2 - 2,1,4 |
| 10) 2,5,3 - 2,5,1,3 | 35) 1,3 - 1,3 |

- | | |
|-------------------------|----------------------|
| 11) 2,10,8 - 5,2,1,8 | 36) 1,5,3 - 3,6 |
| 12) 2,10,16 - 5,2,12,8 | 37) 2,10,16 2,5,8 |
| 13) 1,14,6 - 3,2,8,7 | 38) 5,2,16 5,2,8 |
| 14) 1,6,8 - 3,2,1,7 | 39) 5,2,6 - 5,2,3 |
| 15) 8,3 - 6,1 | 40) 3,6 - 1,5,3 |
| 16) 1,4 - 1,1,2 | 41) 2,2,6 - 2,3 |
| 17) 1,5,3 - 2,1,10,8 | 42) 2,6,5 - 2,5,3 |
| 18) 6,3,14 - 9,6,1,6,21 | 43) 2,2,4 - 1,2,2 |
| 19) 2,5,3 - 5,2,1,8 | 44) 4,11 - 2,8 |
| 20) 2,1,1 - 1,2 | 45) 1,8 - 1,2,5,2 |
| 21) 3,8 - 1,6 | 46) 2,15 1,4,11 |
| 22) 3,2,5 - 1,3,2,8 | 47) 14,3,18 - 6,9,14 |
| 23) 2,10,6 - 10,1,6 | 48) 7,4,8 - 8,2,8 |
| 24) 2,5 - 5,1,6 | 49) 3,28,4 - 6,9,28 |
| 25) 32,3 - 12,32,3,4 | 50) 2,1,3 - 1,1,3 |

Kap. VI.2.



- 6/ $K_{\text{HNO}_3} = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{NO}_3^-]/[\text{HNO}_3]$; $K_{\text{HF}} = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{F}^-]/[\text{HF}]$
 $K_{\text{HClO}_4} = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{ClO}_4^-]/[\text{HClO}_4]$; $K_{\text{HN}_3} = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{N}_3^-]/[\text{HN}_3]$
 $K_{\text{NH}_3} = [\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]/[\text{NH}_3]$; $K_{\text{H}_2\text{S}} = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{HS}^-]/[\text{H}_2\text{S}]$
 $K_{\text{HS}^-} = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{S}^{2-}]/[\text{HS}^-]$; $K_{\text{H}_2\text{SeO}_3} = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{HSeO}_3^-]/[\text{H}_2\text{SeO}_3]$
 $K_{\text{HSeO}_3^-} = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{SeO}_3^{2-}]/[\text{HSeO}_3^-]$; $K_{\text{H}_3\text{PO}_4} = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{H}_2\text{PO}_4^-]/[\text{H}_3\text{PO}_4]$
 $K_{\text{H}_2\text{PO}_4^-} = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{HPO}_4^{2-}]/[\text{H}_2\text{PO}_4^-]$; $K_{\text{HPO}_4(2-)} = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{PO}_4^{3-}]/[\text{HPO}_4^{2-}]$
- 7/ $\text{HCl} + \text{NH}_3 = \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$; $K_{\text{HCl}} = [\text{NH}_4^+][\text{Cl}^-]/[\text{HCl}]$
 $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NH}_3 = \text{NH}_4^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$; $K_{\text{CH}_3\text{COOH}} = [\text{NH}_4^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]/[\text{CH}_3\text{COOH}]$
 $\text{HCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}_2\text{Cl}^+ + \text{HSO}_4^-$; $K_{\text{HCl}} = [\text{H}_2\text{Cl}^+][\text{HSO}_4^-]/[\text{HCl}]$
- 8/ $\text{K} + \text{Z}$; $\text{K} + \text{Z}$; $\text{Z} + \text{K}$
- 9/ $\text{pH} = 2$; 1,1; 12,4
- 10/ 0,032 mol/dm³
- 11/ $\text{pH} = 12,6$
- 12/ asi 0,1 g
- 13/ $\text{pH} = 1,95$
- 14/ přibližně ze 7 na 4
- 15/ 5,2 ml
- 16/ $6,96 \cdot 10^{-10}$; 9,16
- 17/ $1,84 \cdot 10^{-5}$; 4,73; 10,63
- 18/ 0,013; 0,042; 0,125; 0,34; $\text{pH} = 2,88$; 3,38; 3,88; 4,38
- 19/ 0,2 mol/dm³
- 20/ 3,43 ml
- 21/ $K_1 = 4,47 \cdot 10^{-7}$; $\text{p}K_1 = 6,35$; $K_2 = 4,67 \cdot 10^{-11}$; $\text{p}K_2 = 10,33$
- 22/ $6,76 \cdot 10^{-4}$; $1,48 \cdot 10^{-11}$; 10,83
- 23/ $\text{pH} = 2,8$
- 24/ 0,04 ml
- 25/ 10,69 g
- 26/ $\text{pH} = 5,07$
- 27/ analogicky dle vzorového příkladu h)
- 28/ vzroste 10x

29/ $\text{pH} = 5,63$; $\tau = 2,36 \cdot 10^{-4}$

30/ $1,29 \cdot 10^{-2}$; $4,1 \cdot 10^{-2}$; $\text{pH} = 11,11$; $10,61$

31/ $0,012 \text{ mol/dm}^3$

32/ $\text{pH} = 7$, nezávisí na c

33/ $\text{pH} = 4,75$

34/ asi $1 : 9,3$

35/ $\text{pH} = 9,26$; změna se na $9,08$

Kap. VI.3.

1) $-848,2 \text{ kJ/mol}$

2) 7217 MJ

3) $96,7 \text{ kJ/mol}$

4) $-16,754 \text{ kJ/mol}$

5) $-298,6 \text{ kJ/mol}$

Kap. VII.1.

1) $V = 905 \text{ l}$

2) $p = 0,2 \text{ MPa}$

3) $p = 0,09 \text{ MPa}$

4) $1,61 \text{ kg/m}^3$

5) $p = 80,4 \text{ kPa}$

6) $31,7 \text{ g vody}$

7) graficky

8) o $0,37 \text{ l}$

9) o 596°C

10) o 24 kPa

11) $p = 137 \text{ kPa} = 1026 \text{ torr} = 1,37 \text{ at}$

$p = 92,7 \text{ kPa} = 695 \text{ torr} = 0,93 \text{ at}$

12) $p = 18,2 \text{ MPa}$ - ano; $p = 20,4 \text{ MPa}$ - ne

13) při 224°C

14) $2,63 \text{ m}^3$

15) zase 1 litr

16) $p = 4,9 \text{ MPa} = 49 \text{ at}$

- 17) $21,9 \text{ m}^3$
- 18) 5 krát
- 19) asi o 60°C
- 20) 1,09; 2,89; 0,185; $1,40 \text{ kg/m}^3$
- 21) 7,56 l
- 22) 3,47 l
- 23) 2,34 l
- 24) $9,68 \text{ m}^3$
- 25) 27,2 g
- 26) 0,536 g
- 27) $4,88 \text{ m}^3$
- 28) $p = 235 \text{ kPa}$
- 29) $M_r = 44$
- 30) 1,67 kg
- 31) 85,3 kg
- 32) 33°C
- 33) $3,53 \cdot 10^{13}$
- 34) 0,625 kPa; 0,437 kPa; 0,125 kPa; 0,063 kPa
- 35) 85,7 kPa; 64,3 kPa; 150,0 kPa
- 36) 91,28 kPa; 8,59 kPa; 99,87 kPa
- 37) 77,06 kPa; 20,75 kPa; 0,99 kPa

Kap. VII.2.

- 1) 61 g; 439 ml
- 2) 86,63 g; 16,5 ml
- 3) 35,5 g; 23,2 g
- 4) 11,68%; 0,039
- 5) 528,6 g
- 6) 32%
- 7) 3,75 g; 116,25 g
- 8) 6,37 g; 17,68 g
- 9) $1,11 \text{ g/cm}^3$; 19,2%

- 10) 12,13 ml
- 11) 4,4% CO₂; 33,4% CO; 62,2% N₂; mol. zlomky 0,03; 0,34; 0,63
- 12) 1,25 g
- 13) 3,4 g
- 14) 53 g
- 15) 6,303 g
- 16) 44,83 l
- 17) 0,017 mol/dm³
- 18) 0,158 g
- 19) 29,42 g K₂Cr₂O₇ na liter vody
- 20) 0,5 mol/l; 0,4 mol/l
- 21) 0,5 mol/l
- 22) 1,83 mol/l; 1,90 mol/kg
- 23) 4,2 ml
- 24) 100 ml
- 25) 26,22 ml
- 26) 17,76 ml
- 27) 0,6 mol/dm³
- 28) 6,73 mol/dm³; 9,42 mol/kg
- 29) 26,92 ml
- 30) 1,48%
- 31) 17,4 ml
- 32) 1711 ml; 24,52 g
- 33) asi 30%
- 34) 12%
- 35) 1:3
- 36) 78,5% - nevyhovuje
- 37) 0,375 kg kyseliny; 1,125 kg vody
- 38) 26,7%
- 39) 2,5 t + 7,5 t
- 40) 1 : 4; 100 g
- 41) 36,5 g
- 42) 1097,8 ml

- 43) 0,41 g
- 44) $M_r = 179$
- 45) 66,51 Pa
- 46) 18 g
- 47) $M = 6000 \text{ g/mol}$
- 48) o 0,15 kPa
- 49) $M = 88 \text{ g/mol}$
- 50) 24,8 kPa
- 51) $M = 180,2 \text{ g/mol}$
- 52) při $-2,232^\circ\text{C}$
- 53) asi 30°C
- 54) $1,16 \text{ K}\cdot\text{kg/mol}$
- 55) 152 g/mol

Kap. VIII.

- 1) 0,496
- 2) $42,72 \text{ MPa}^{-1}$
- 3) cca 38%
- 4) 15,9% N_2 ; 47,8% H_2 ; 36,3% NH_3
- 5) 75,8%
- 6) $K_p = 42,1 \text{ Pa}$; $K_c = 0,017 \text{ mol/m}^3$
- 7) $2,82 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$
- 8) $K_p = 9,93 \cdot 10^{14}$; $K_c = 3,17 \cdot 10^7$
- 9) $K_p = 9,05 \cdot 10^{-4}$; $K_c = 6,38$
- 10) 12,6%

Kap. IX.

- 1) $3,17 \cdot 10^{-12}$
- 2) $5,4 \cdot 10^{-6}$
- 3) $1,22 \cdot 10^{-8} \text{ mol/dm}^3$
- 4) 0,453 g

- 5) $4,8 \cdot 10^{-8} \text{ g/dm}^3$
- 6) $5,83 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$; $2,91 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$
- 7) 568
- 8) 6,77
- 9) 12,35
- 10) pH 3,46 - 6,3

Kap. X.

- 1) 0,61 g Zn
- 2) 20,12 g Ag
- 3) 15,84 g AgNO_3
- 4) 3,48 g Fe
- 5) 42 min 15 s
- 6) 1 h 19 min 10 s
- 7) 32 min 42 s
- 8) 40 min 9 s
- 9) $1,12 \cdot 10^{-3} \text{ g}$; $5,82 \cdot 10^{-4} \text{ g}$; $9,32 \cdot 10^{-5} \text{ g}$
- 10) 420 ml kyslíku; 840 ml vodíku
- 11) 4,467 A
- 12) 12 A
- 13) $1,092 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$
- 14) 116,7 h
- 15) 0,284 g Cu
- 16) 1490 kWh; 1490 Kč
- 17) F: 92112; 100211; 99766 C/mol

XI.2. MEZINÁRODNÍ SOUSTAVA JEDNOTEK SI

Rozvoj věd, prolínání vědních oborů a široká mezinárodní kooperace si vynutily zavedení všeobecně platného systému - *mezinárodní soustavy jednotek SI* (Système International d'Unités). U nás tato soustava plně vstoupila v platnost dnem 1.1.1980 a je nutné ji respektovat ve vědě, technice i publikační činnosti.

Jednotky soustavy SI lze rozdělit na:

- a) **Základní**, jež jsou přesně definovány (metr, kilogram, sekunda, ampér, kelvin, mol, kandela)
- b) **Doplňkové** (radián, steradián)
- c) **Odvozené** pomocí definičních vztahů z a), b)
- d) **Násobné a dílčí** vzniklé z a), b), c) pomocí normalizovaných předpon

Kromě toho ještě existují jednotky **vedlejší**, které nepatří do SI a ty lze potom dělit na dále **přípustné** a **zakázané** (tab. 3, 4).

Základní jednotky

- 1) *Délka* - 1 metr (1 m)

1 metr je vzdálenost, kterou urazí světlo ve vakuu za $1/299\,792\,458$ sekundy.

- 2) *Hmotnost* - 1 kilogram (1 kg)

1 kilogram je hmotnost mezinárodního prototypu kilogramu, uloženého v Mezinárodním úřadu pro míry a váhy v Sévres u Paříže.

- 3) *Čas* - 1 sekunda (1 s)

1 sekunda je doba trvání $9\,192\,631\,770$ period záření, které přísluší přechodu mezi dvěma hyperjemnými hladinami ($F = 4, M_F = 0$ a $F = 3, M_F = 0$) základního stavu atomu ^{133}Cs .

- 4) *Elektrický proud* - 1 ampér (1 A)

1 ampér je stálý elektrický proud, jenž při průtoku dvěma rovnoběžnými přímkovými nekonečně dlouhými vodiči zanedbatelného průřezu, umístěnými ve vakuu ve vzájemné vzdálenosti 1 m mezi nimi vyvolá sílu $2 \cdot 10^{-7}$ N na 1 m délky.

- 5) *Termodynamická teplota* - 1 kelvin (1 K)

1 kelvin je $273,16$ tá část termodynamické teploty trojného bodu vody.

6) *Látkové množství* - 1 mol (1 mol)

1 mol je takové množství látky, jež obsahuje právě tolik elementárních jedinců (entit), kolik je atomů uhlíku v 0,012 kg ^{12}C . Entity musejí být specifikovány (atomy, molekuly, ionty, částice apod.

7) *Svítivost* - 1 kandela (1 cd)

1 kandela je svítivost zdroje, který emituje v daném směru monochromatické záření o frekvenci $540 \cdot 10^{12}$ Hz s intenzitou $1/683 \text{ W} \cdot \text{sr}^{-1}$.

Doplňkové jednotky

1) *Rovinný úhel* - 1 radián (1 rad)

1 radián je rovinný úhel, sevřený dvěma radiálními polopaprsky, které vytínají na kružnici oblouk stejné délky, jako je její poloměr ($360^\circ = 2\pi \text{ rad}$)

2) *Prostorový úhel* - 1 steradián (1 sr)

1 steradián je prostorový úhel, který s vrcholem ve středu koule vytíná na jejím povrchu plochu s obsahem rovným druhé mocnině poloměru koule.

Odvozené jednotky

jsou koherentní vzhledem k a), b), t. zn. že číselný faktor v definiční rovnici je roven jedné (rychlost - m/s; hustota - kg/m^3 atd.). Některé z nich mají zvláštní názvy - jejich abecední přehled je v tabulce 1.

Dále bývá do této skupiny zařazována i jednotka pro teplotu stupeň Celsiův ($^\circ\text{C}$), definovaný vztahem:

$$t (^\circ\text{C}) = T (\text{K}) - 273,15$$

Spojení $^\circ\text{K}$ není přípustné a nesmí být používáno.

Tab. 1 Odvozené jednotky SI

Becquerel	Bq	s^{-1}	aktivita
Coulomb	C	$A \cdot s$	elektrický náboj
Farad	F	$C \cdot V^{-1} = m^{-2} \cdot kg^{-1} \cdot s^4 \cdot A^2$	elektrická kapacita
Gray	Gy	$J \cdot kg = m^2 \cdot s^{-2}$	absorbovaná dávka
Henry	H	$V \cdot A^{-1} \cdot s = m^2 \cdot kg \cdot s^{-2} \cdot A^{-2}$	indukčnost
Hertz	Hz	s^{-1}	frekvence
Joule	J	$N \cdot m = m^2 \cdot kg \cdot s^{-2}$	teplo, práce, energie
Lumen	lm	$cd \cdot sr$	světelný tok
Lux	lx	$cd \cdot sr \cdot m^{-2}$	osvětlení
Newton	N	$M \cdot kg \cdot s^{-2}$	Síla
Ohm	Ω	$V \cdot A^{-1} = m^2 \cdot kg \cdot s^3 \cdot A^{-2}$	elektrický odpor
Pascal	Pa	$N \cdot m^{-2} = m^{-1} \cdot kg \cdot s^{-2}$	tlak, napětí
Siemens	S	$\Omega^{-1} = m^{-2} \cdot kg^{-1} \cdot s^3 \cdot A^2$	elektrická vodivost
Sievert	Sv	$J \cdot kg^{-1} = m^2 \cdot s^{-2}$	dávkový ekvivalent
Tesla	T	$V \cdot s \cdot m^{-2} = kg \cdot s^{-2} \cdot A^{-1}$	magnetická indukce
Volt	V	$J \cdot C^{-1} = m^2 \cdot kg \cdot s^{-3} \cdot A^{-1}$	elektrické napětí
Watt	W	$J \cdot s^{-1} = m^2 \cdot kg \cdot s^{-3}$	výkon
Weber	Wb	$V \cdot s = m^2 \cdot kg \cdot s^{-2} \cdot A^{-1}$	magnetický indukční tok

Násobné a dílčí jednotky

Násobné jednotky se tvoří pomocí normalizovaných předpon dle tab. 2 (s výjimkou hmotnosti, kde základní jednotkou je 1 kilogram).

V okolí základní jednotky jsou připuštěny i násobky (díly) deseti, resp. sta s předponami

hekto (h) pro 10^2 , deka (da) pro 10^1

deci (d) pro 10^{-1} , centi (c) pro 10^{-2}

Přednost mají ovšem násobky (díly) 10^3 . Spojování více předpon jakož i jejich užívání ve spojení s teplotou není přípustné.

Tab. 2. Násobné předpony

<i>Předpona</i>	<i>Symbol</i>	<i>Faktor</i>	<i>Předpona</i>	<i>Symbol</i>	<i>Faktor</i>
kilo	<i>K</i>	10^3	mili	<i>m</i>	10^{-3}
mega	<i>M</i>	10^6	mikro	μ	10^{-6}
giga	<i>G</i>	10^9	nano	<i>n</i>	10^{-9}
tera	<i>T</i>	10^{12}	piko	<i>p</i>	10^{-12}
peta	<i>P</i>	10^{15}	femto	<i>f</i>	10^{-15}
exa	<i>E</i>	10^{18}	atto	<i>a</i>	10^{-18}
zetta	<i>Z</i>	10^{21}	zepto	<i>z</i>	10^{-21}
yotta	<i>Y</i>	10^{24}	yocto	<i>y</i>	10^{-24}

Např. 1 pikofarad $1\text{ pF} = 10^{-12}\text{ F}$; 1 megapascal $1\text{ MPa} = 10^6\text{ Pa}$.

Vedlejší jednotky

Z praktických důvodů je povoleno i nadále používat některých jednotek, které nepatří do SI a jsou spolu s převodními vztahy uvedeny v tab. 3.

Tab. 3. Povolené vedlejší jednotky

<i>Veličina</i>	<i>Název</i>	<i>Symbol</i>	<i>Převodní vztah do SI</i>
Délka	angström	Å	$1\text{ Å} = 10^{-10}\text{ m}$
Plocha	barn	<i>b</i>	$1\text{ b} = 10^{-28}\text{ m}^2$
Objem	litr	<i>l</i>	$1\text{ l} = 1\text{ dm}^3$
Úhel	úhlový stupeň	°	$1^\circ = \pi/180\text{ rad}$
Úhel	úhlová minuta	'	$1' = \pi/10800\text{ rad}$
Úhel	úhlová vteřina	''	$1'' = \pi/648000\text{ rad}$
Hmotnost	tuna	<i>t</i>	$1\text{ t} = 10^3\text{ kg}$
Hmotnost	atomová hmotnostní jednotka	<i>u</i>	$1\text{ u} = 1,66054 \cdot 10^{-27}\text{ kg}$
Čas	minuta	<i>min</i>	$1\text{ min} = 60\text{ s}$
Čas	hodina	<i>hod</i>	$1\text{ hod} = 3600\text{ s}$
Čas	den	<i>d</i>	$1\text{ d} = 86400\text{ s}$
Energie	elektronvolt	<i>eV</i>	$1\text{ eV} = 1,60218 \cdot 10^{-19}\text{ J}$
Tlak	bar	<i>b</i>	$1\text{ b} = 10^5\text{ Pa}$

Rovněž od těchto jednotek lze v některých případech tvořit jednotky násobné a dílčí (*ml*; *MeV*), případně je kombinovat s jinými jednotkami SI, např. *km/h*; *kWh*; *A.h* apod.

Některé dříve používané jednotky, které se nadále nesmí používat, jsou shrnuty v tab. 4. Důvodem je fakt, že se s nimi můžeme setkat např. ve starší literatuře; proto je uveden i přepočet k jednotkám SI.

Tab. 4. Zakázané jednotky

<i>Veličina</i>	<i>Jednotka</i>	<i>Symbol</i>	<i>Přepočet do SI</i>
Délka	fermi	<i>fm</i>	$1\text{ fm} = 10^{-15}\text{ m}$
Délka	foot (stopa)	<i>ft</i>	$1\text{ ft} = 0,3048\text{ m}$
Délka	inch (palec)	<i>in</i> nebo <i>''</i>	$1\text{ in} = 1'' = 0,0254\text{ m}$
Délka	mile (míle)	<i>mi</i>	$1\text{ mi} = 1609,344\text{ m}$
Délka	yard	<i>yd</i>	$1\text{ yd} = 0,9144\text{ m}$
Plošný obsah	ar	<i>a</i>	$1\text{ a} = 100\text{ m}^2$
Plošný obsah	hektar	<i>ha</i>	$1\text{ ha} = 10000\text{ m}^2$
Hmotnost	cent	<i>q</i>	$1\text{ q} = 100\text{ kg}$
Hmotnost	karát	<i>c</i>	$1\text{ c} = 0,2 \cdot 10^{-3}\text{ kg}$
Hmotnost	ounce	<i>oz</i>	$1\text{ oz} = 2,834952 \cdot 10^{-2}\text{ kg}$
Hmotnost	pound	<i>pd</i>	$1\text{ pd} = 0,4535924\text{ kg}$
Síla	dyn	<i>dyn</i>	$1\text{ dyn} = 10^{-5}\text{ N}$
Síla	kilopond	<i>kp</i>	$1\text{ kp} = 9,80665\text{ N}$
Tlak	atmosféra (fyz.)	<i>atm</i>	$1\text{ atm} = 101325\text{ Pa}$
Tlak	atmosféra (tach.)	<i>at</i>	$1\text{ at} = 98066,5\text{ Pa}$
Tlak	mm Hg-sloupce	<i>torr</i>	$1\text{ torr} = 133,322\text{ Pa}$
Energie	erg	<i>erg</i>	$1\text{ erg} = 10^{-7}\text{ J}$
Energie	kalorie (mezinárodní)	<i>cal</i>	$1\text{ cal} = 4,1868\text{ J}$
Magnetický indukční tok	maxwell	<i>Mx</i>	$1\text{ Mx} = 10^{-8}\text{ Wb}$
Magnetická indukce	gauss	<i>Gs</i>	$1\text{ Gs} = 10^{-4}\text{ T}$
Osvětlení	phot	<i>ph</i>	$1\text{ ph} = 10^4\text{ lx}$
Ozáření	rentgen	<i>R</i>	$1\text{ R} = 2,58 \cdot 10^{-4}\text{ C kg}^{-1}$
Aktivita	curie	<i>Ci</i>	$1\text{ Ci} = 3,7 \cdot 10^{10}\text{ Bq}$

XI.3. DŮLEŽITÉ KONSTANTY

Některé důležité fyzikálně-chemické konstanty jsou uvedeny v tabulce 5 v abecedním pořadí. Neurčitosti, se kterými jsou konstanty známy, jsou uvedeny ve čtvrtém sloupci. Údaje byly čerpány ze zdroje ¹⁾ k roku 2005.

Tabulka 5. Důležité konstanty

Avogadrova konstanta	N_A	$6,0221415 \cdot 10^{23}$	$0,0000010 \cdot 10^{23}$	mol^{-1}
Bohrův magneton	μ_B	$927,400949 \cdot 10^{-26}$	$0,000080 \cdot 10^{-26}$	$\text{J} \cdot \text{T}^{-1}$
Boltzmannova konstanta	k	$1,3806505 \cdot 10^{-23}$	$0,0000024 \cdot 10^{-23}$	$\text{J} \cdot \text{K}^{-1}$
Elementární náboj	e	$1,602176\,53 \cdot 10^{-19}$	$0,00000014 \cdot 10^{-19}$	C
Faradayova konstanta	F	96485,3383	0,0083	$\text{C} \cdot \text{mol}^{-1}$
Gravitační konstanta	G	$6,6742 \cdot 10^{-11}$	$0,0010 \cdot 10^{-11}$	$\text{N} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{kg}^{-2}$
Hmotnostní jednotka	U	$1,66053886 \cdot 10^{-27}$	$0,00000028 \cdot 10^{-27}$	kg
Hmotnost elektronu	m_e	$9,1093826 \cdot 10^{-31}$	$0,0000016 \cdot 10^{-31}$	kg
Hmotnost neutronu	m_n	$1,67492728 \cdot 10^{-27}$	$0,00000029 \cdot 10^{-27}$	kg
Hmotnost protonu	m_p	$1,67262171 \cdot 10^{-27}$	$0,000\,00029 \cdot 10^{-27}$	kg
Měrný náboj elektronu	e/m_e	$-1,75882012 \cdot 10^{11}$	$0,00000015 \cdot 10^{11}$	$\text{C} \cdot \text{kg}^{-1}$
Molární objem (norm. podm.)	V_m	$22,413996 \cdot 10^{-3}$	$0,000039 \cdot 10^{-3}$	$\text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1}$
Normální atmosférický tlak	p_n	101325	přesně	Pa
Normální tíhové zrychlení	g_n	9,80665	přesně	$\text{m} \cdot \text{s}^{-2}$
Permeabilita vakua	μ_0	$4\pi \cdot 10^{-7}$	přesně	$\text{N} \cdot \text{A}^{-2}$
Permitivita vakua	ε_0	$8,854187817 \cdot 10^{-12}$	přesně	$\text{F} \cdot \text{m}^{-1}$
Planckova konstanta	h	$6,6260693 \cdot 10^{-34}$	$0,0000011 \cdot 10^{-34}$	$\text{J} \cdot \text{s}$
Plynová konstanta	R	8,314472	0,000015	$\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$
Relativní hmotnost elektronu	m_e/u	$5,4857990945 \cdot 10^{-4}$	$0,000000024 \cdot 10^{-4}$	u
Relativní hmotnost neutronu	m_n/u	1,00866491560	0,00000000055	u
Relativní hmotnost protonu	m_p/u	1,00727646688	0,00000000013	u
Rychlost světla ve vakuu	c	$2,99792458 \cdot 10^8$	přesně	$\text{m} \cdot \text{s}^{-1}$

¹⁾ <http://physics.nist.gov/constants>

XI.4. Tabulky

Tab. 6. Názvy, značky a relativní atomové hmotnosti prvků

1	H	vodík	Hydrogenium	1,00794
2	He	helium	Helium	4,00206
3	Li	lithium	Lithium	6,941
4	Be	beryllium	Beryllium	9,01218
5	B	bor	Borum	10,811
6	C	uhlík	Carboneum	12,011
7	N	dusík	Nitrogenium	14,00674
8	O	kyslík	Oxygenium	15,994
9	F	fluor	Fluorum	18,99840
10	Ne	neon	Neon	20,1797
11	Na	sodík	Natrium	22,98976
12	Mg	hořčík	Magnesium	24,305
13	Al	hliník	Aluminium	26,98153
14	Si	křemík	Silicium	28,0855
15	P	fosfor	Phosphorus	30,97362
16	S	síra	Sulphur	32,066
17	Cl	chlor	Chlorum	35,4527
18	Ar	argon	Argon	39,948
19	K	draslík	Kalium	39,0983
20	Ca	vápník	Calcium	40,078
21	Sc	skandium	Scandium	44,95591
22	Ti	titan	Titanum	47,88
23	V	vanad	Vanadium	50,9415
24	Cr	chrom	Chromium	51,9961
25	Mn	mangan	Manganum	54,93085
26	Fe	železo	Ferrum	55,847
27	Co	kobalt	Cobaltum	58,9332
28	Ni	nikl	Niccolum	58,6934
29	Cu	měď	Cuprum	63,546

30	Zn	zinek	Zincum	65,39
31	Ga	gallium	gallium	69,723
32	Ge	germanium	germanium	72,61
33	As	arsen	arsenicum	74,92159
34	Se	selen	selenium	78,96
35	Br	brom	bromium	79,904
36	Kr	krypton	krypton	83,8
37	Rb	rubidium	rubidium	85,4678
38	Sr	stroncium	strontium	87,62
39	Y	yttrium	yttrium	88,90585
40	Zr	zirkon	zirconium	91,224
41	Nb	niob	niobium	92,90638
42	Mo	molybden	molybdaenum	95,94
43	Tc	technecium	technetium	98,906
44	Ru	ruthenium	ruthenium	101,07
45	Rh	rhodium	rhodium	102,9055
46	Pd	palladium	palladium	106,42
47	Ag	stříbro	argentum	107,8682
48	Cd	kadmium	cadmium	112,411
49	In	indium	indium	114,82
50	Sn	cín	stannum	118,71
51	Sb	antimon	stibium	121,757
52	Te	tellur	tellurium	127,6
53	I	jod	iodium	126,9044
54	Xe	xenon	xenon	131,29
55	Cs	cesium	caesium	132,9054
56	Ba	baryum	baryum	137,327
57	La	lanthan	lanthanum	138,9055
58	Ce	cer	cerium	140,115
59	Pr	praseodym	praseodymium	140,9076
60	Nd	neodym	neodymium	144,24
61	Pm	promethium	promethium	144,91
62	Sm	samarium	samarium	150,36

63	Eu	europium	europium	151,965
64	Ga	gadolinium	gadolinium	157,25
65	Tb	terbium	terbium	158,9253
66	Dy	dysprosium	dysprosium	162,5
67	Ho	holmium	holmium	164,9303
68	Er	erbium	erbium	167,26
69	Tm	thulium	thulium	168,9342
70	Yb	ytterbium	ytterbium	173,04
71	Lu	lutecium	lutetium	174,967
72	Hf	hafnium	hafnium	178,49
73	Ta	tantal	tantalum	180,9479
74	W	wolfram	wolframium	183,85
75	Re	rhenium	rhenium	186,207
76	Os	osmium	osmium	190,2
77	Ir	iridium	iridium	192,22
78	Pt	platina	platinum	195,08
79	Au	zlato	aurum	196,9665
80	Hg	rtuť	hydrargyrum	200,59
81	Tl	thallium	thallium	204,3833
82	Pb	olovo	plumbum	207,2
83	Bi	bismut	bismuthum	208,9803
84	Po	polonium	polonium	208,98
85	At	astat	astatium	209,99
86	Rn	radon	radon	224,02
87	Fr	francium	francium	223,06
88	Ra	radium	radium	226,025
89	Ac	aktinium	actinium	227,028
90	Th	thorium	thorium	232,0381
91	Pa	protaktinium	protactinium	231,0358
92	U	uran	uranium	238,0289
93	Np	neptunium	neptunium	237,048
94	Pu	plutonium	plutonium	244,06
95	Am	americium	americium	243,06

96	Cm	curium	curium	247,07
97	Bk	berkelium	berkelium	247,07
98	Cf	kalifornium	californium	251,08
99	Es	einsteinium	einsteinium	252,08
100	Fm	fermium	fermium	257,10
101	Md	mendělevium	mendelevium	258,10
102	No	nobelium	nobelium	259,10
103	Lr	lawrencium	laurentium	262,11
104	Rf	rutherfordium	Rutherfordium	261,11
105	Db	dubnium	dubnium	262,11
106	Sg	seaborgium	seaborgium	266,12
107	Bh	bohrium	bohrium	264,12
108	Hs	hasium	hasium	277
109	Mt	meitnerium	meitnerium	268,14
110	(Ds)	darmstatium	darmstatium	271
111	Uuu	unununium	unununium	272
112	Uub	ununbium	ununbium	285
113	Uut	ununtrium	ununtrium	284
114	Uuq	ununquadium	ununquadium	289
115	Uup	ununpentium	ununpentium	288
116	Uuh	ununhexium	ununhexium	?
117	Uus	ununseptium	ununseptium	?
118	Uuo	ununoctium	ununoctium	?

Tab. 7. Hustoty a koncentrace roztoků kyselin a zásad (20 °C)

Kyselina sírová H_2SO_4					
hmotnostní %	c mol/dm³	hustota g/cm³	hmotnostní %	c mol/dm³	hustota g/cm³
1	0,1025	1,0051	42	5,654	1,3205
2	0,2064	1,0118	44	6,005	1,3384
3	0,3115	1,0184	46	6,365	1,3569
4	0,4181	1,0250	48	6,734	1,3758
5	0,5260	1,0317	50	7,113	1,3951
6	0,6354	1,0385	52	7,502	1,4148
7	0,7461	1,0453	54	7,901	1,4350
8	0,8584	1,0522	56	8,312	1,4557
9	0,9719	1,0591	58	8,734	1,4768
10	1,087	1,0661	60	9,167	1,4983
11	1,203	1,0731	62	9,609	1,5200
12	1,321	1,0802	64	10,06	1,5421
13	1,442	1,0874	66	10,53	1,5646
14	1,563	1,0947	68	11,00	1,5874
15	1,685	1,102	70	11,49	1,6105
16	1,810	1,1094	72	11,99	1,6338
17	1,936	1,1168	74	12,50	1,6574
18	2,064	1,1243	76	13,03	1,6810
19	2,192	1,1318	78	13,55	1,7043
20	2,324	1,1394	80	14,09	1,7272
22	2,591	1,1548	82	14,62	1,7491
24	2,864	1,1704	84	15,15	1,7693
26	3,145	1,1862	86	15,67	1,7872
28	3,432	1,2023	88	16,17	1,8022
30	3,728	1,2185	90	16,65	1,8144
32	4,030	1,2349	92	17,11	1,8240
34	4,339	1,2515	94	17,55	1,8312
36	4,656	1,2684	96	17,97	1,8355
38	4,981	1,2855	98	18,34	1,8361
40	5,313	1,3028	100	18,67	1,8305

Kyselina dusičná HNO_3

hmotnostní %	c mol/dm ³	hustota g/cm ³	hmotnostní %	c mol/dm ³	hustota g/cm ³
1	0,1593	1,0036	42	8,393	1,2591
2	0,3202	1,0091	44	8,880	1,2719
3	0,4830	1,0146	46	9,379	1,2847
4	0,6475	1,0201	48	9,883	1,2975
5	0,8138	1,0256	50	10,39	1,3100
6	0,9818	1,0312	52	10,91	1,3219
7	1,152	1,0369	54	11,43	1,3336
8	1,324	1,0427	56	11,95	1,3449
9	1,498	1,0485	58	12,48	1,3560
10	1,673	1,0543	60	13,01	1,3667
11	1,850	1,0602	62	13,59	1,3769
12	2,030	1,0661	64	14,08	1,3866
13	2,212	1,0721	66	14,62	1,3959
14	2,396	1,0781	68	15,16	1,4048
15	2,580	1,0842	70	15,70	1,4134
16	2,768	1,0903	72	16,25	1,4218
17	2,958	1,0964	74	16,79	1,4298
18	3,150	1,1026	76	17,34	1,4375
19	3,344	1,1088	78	17,88	1,4450
20	3,539	1,1150	80	18,44	1,4521
22	3,937	1,1276	82	18,98	1,4589
24	4,343	1,1404	84	19,54	1,4655
26	4,759	1,1534	86	20,09	1,4717
28	5,183	1,1666	88	20,63	1,4773
30	5,618	1,1800	90	21,17	1,4826
32	6,060	1,1934	92	21,71	1,4873
34	6,513	1,2071	94	22,25	1,4912
36	6,973	1,2205	96	22,77	1,4952
38	7,438	1,2335	98	23,34	1,5008
40	7,911	1,2463	100	24,01	1,5129

Hydroxid sodný a kyselina chlorovodíková

<i>Hydroxid sodný NaOH</i>			<i>kyselina chlorovodíková HCl</i>		
hmotnostní %	$c \text{ mol/dm}^3$	hustota g/cm^3	hmotnostní %	$c \text{ mol/dm}^3$	hustota g/cm^3
1	0,2751	1,0032	1	0,2524	1,0095
2	0,5529	1,0082	2	0,5104	1,0207
4	1,117	1,0181	3	0,7739	1,0318
6	1,691	1,0279	4	1,043	1,0428
8	2,277	1,0376	5	1,317	1,0538
10	2,872	1,0474	6	1,597	1,0648
12	3,480	1,0574	8	2,174	1,0869
14	4,100	1,0675	10	2,772	1,1089
16	4,728	1,0776	12	3,393	1,1309
18	5,370	1,0878	14	4,036	1,1530
20	6,023	1,0980	16	4,701	1,1751
22	6,686	1,1083	18	5,388	1,1972
24	7,364	1,1187	20	6,096	1,2191
26	8,050	1,1290	22	6,826	1,2411
28	8,749	1,1392	24	7,578	1,2629
30	9,457	1,1493	26	8,352	1,2848
32	10,17	1,1593	28	9,145	1,3064
34	10,90	1,1691	30	9,960	1,3279
36	11,64	1,1789	32	10,79	1,3490
38	12,39	1,1885	34	11,64	1,3696
40	13,14	1,1980	36	12,51	1,3900
38	13,40	1,4101			
40	14,30	1,4300			
42	15,22	1,4494			
44	16,15	1,4685			
46	17,11	1,4873			
48	18,08	1,5065			
50	19,06	1,5253			

Seznam literatury

- 1) Hájek B., Jenšovský L., Klimešová V.: Příklady z obecné a anorganické chemie, SNTL Praha 1974
- 2) Gažo J. a kol.: Anorganická chémia – laboratorné cvičenia a výpočty, ALFA Bratislava 1977
- 3) Mezník L., Růžička A.: Problémy a příklady z obecné chemie, UJEP Brno 1979
- 4) Bareš J. a kol.: Příklady a úlohy z fyzikální chemie, SNTL Praha 1971
- 5) Glinka N.L.: Početní příklady z anorganické chemie, SNTL Praha 1957
- 6) Ostrý M.: Chemie v úlohách, SPN Praha 1965
- 7) Moore W.: Fyzikální chemie, SNTL Praha 1979
- 8) Sýkora V., Zátka V.: Příruční tabulky pro chemiky, SNTL Praha 1967
- 9) Klikorka J., Hanzlík J.: Názvosloví anorganické chemie, Academia Praha 1974
- 10) Zákonné měrové jednotky, ČSN 011300
- 11) Lide D.R.: Handbook of Chemistry and Physics, 73rd Edition CRC Press, 1992-3