

Chemie



Učební materiál vznikl pro výuku žáků Střední školy logistiky a chemie, Olomouc v rámci projektu CZ.1.07/1.1.26/01.0018 **Digitální škola III - podpora využití ICT ve výuce technických předmětů.**

Autorem materiálu a všech jeho částí, není-li uvedeno jinak, je Ing. Daniela Hradilová.

Obsah

1	RADIOAKTIVITA	4
2	PERIODICKÁ TABULKA PRVKŮ	11
3	CHEMICKÁ ROVNOVÁHA	16
4	PROTOLYTICKÉ ROVNOVÁHY	19
5	DUSÍK A JEHO SLOUČENINY	25
6	KYSLÍK A JEHO SLOUČENINY	29
7	SÍRA A JEJÍ SLOUČENINY	33
8	KOVY 2. SKUPINY	37
9	ŽELEZO A JEHO VÝROBA	42
10	KOVY 11. SKUPINY, MINCOVNÍ KOVY	45
	TESTY A ÚLOHY	50
	RADIOAKTIVITA - I. TEST	50
	RADIOAKTIVITA - II. TEST	51
	RADIOAKTIVITA ÚKOL 1:	52
	RADIOAKTIVITA ÚKOL 2:	52
	PERIODICKÁ TABULKA PRVKŮ – TEST	53
	PERIODICKÁ TABULKA PRVKŮ – ÚKOL 1:	54
	PERIODICKÁ TABULKA PRVKŮ ÚKOL 2:	54
	PERIODICKÁ TABULKA PRVKŮ ÚKOL 3:	54
	CHEMICKÁ ROVNOVÁHA - TEST	55
	CHEMICKÁ ROVNOVÁHA – ÚKOLY I:	55
	CHEMICKÁ ROVNOVÁHA – ÚKOLY II:	56
	PROTOLYTICKÉ ROVNOVÁHY - PRACOVNÍ LIST	57
	PROTOLYTICKÉ REAKCE - TEST	58
	PROTOLYTICKÉ ROVNOVÁHY – ÚKOL:	58
	DUSÍK A JEHO SLOUČENINY – TEST	59
	KYSLÍK A JEHO SLOUČENINY – TEST:	60
	KYSLÍK A JEHO SLOUČENINY – ÚKOLY:	61
	SÍRA A JEJÍ SLOUČENINY – TEST:	62
	SÍRA A JEJÍ SLOUČENINY – ÚKOLY:	63
	KOVY 2. SKUPINY – TEST	64
	KOVY 2. SKUPINY – ÚKOLY:	65
	ŽELEZO A JEHO VÝROBA – TEST:	66
	ŽELEZO A JEHO VÝROBA – ÚKOLY:	67
	KOVY 11. SKUPINY, MINCOVNÍ KOVY – TEST:	68
	KOVY 11. SKUPINY, MINCOVNÍ KOVY – ÚKOLY:	69

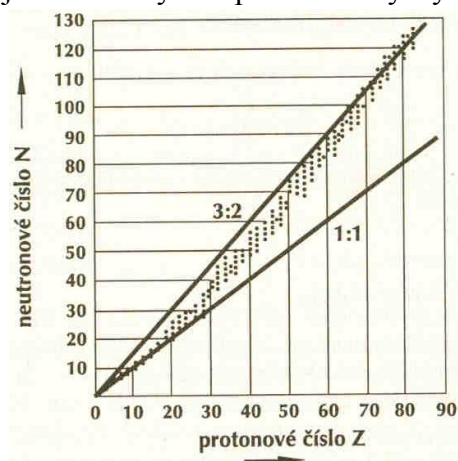
1 Radioaktivita

Radioaktivita

= schopnost atomového jádra přeměnit se na jiný atom a při tom vysílat radioaktivní záření, jádro přitom snižuje svoji energii.



Přírozená radioaktivita je *samovolná* přeměna nestabilních atomových jader některých v přírodě se vyskytujících radionuklidů na stabilnější atomová jádra. Přeměna je doprovázena vysíláním **jaderného záření**. V přírodě se nachází kolem 50 radioaktivních nuklidů.

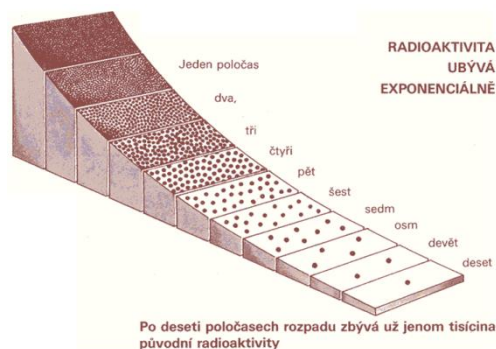


Stálost nuklidů ovlivňuje poměr počtu neutronů N k počtu protonů Z . Závislost se nazývá "řeka stability" (viz graf).

objevy: H.Becquerel (1896), Pierre Curie a Marie Curie-Sklodovská (název radioaktivita, objev radia a polonia), Irene a Frederic Curie-Joliot (1934 umělá radioaktivita)

Poločas radioaktivního rozpadu (přeměny) $T_{1/2}$

= doba, za kterou se rozpadne právě polovina hmotnosti atomových jader radioaktivního prvku (intenzita záření poklesne na polovinu své hodnoty). Pohybuje se od zlomku sekundy až po miliony let: $^{212}\text{Po} = 3 \cdot 10^{-7} \text{ s}$, $^{238}\text{U} = 4,5 \cdot 10^8 \text{ let}$, $^{90}\text{Sr} = 30 \text{ let}$ (vzniká při výbuchu jaderných zbraní). Poločas přeměny T je pro konkrétní radionuklid charakteristickou veličinou, nelze ji ovlivnit žádnou změnou vnějších podmínek.

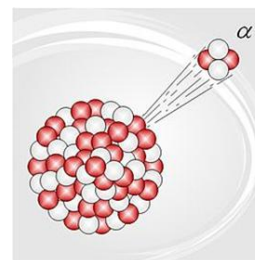
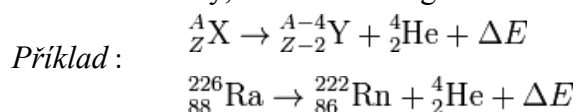


Pomocí rozpadových řad je možné usuzovat i na historii procesů probíhajících na Zemi, na složení zemské kůry, ...).

Typy záření - přirozené radionuklidy mohou vyzařovat 3 typy záření:

Záření α (^4He)

Charakteristika: proud rychle letících jader helia, mají silné ionizační účinky, kinetická energie od 2MeV až do 8MeV



Chování v magnetickém a elektrickém poli: dochází k jejich vychylování

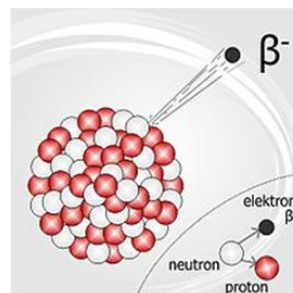
Pronikavost: zachytí list papíru i pokožka, ve vzduchu se pohltí pro průletu několika cm.

Nebezpečí: při požití a vdechnutí

Záření β^- (e^-)

Charakteristika: proud elektronů, uvolňují se při přeměně neutronu na proton (vzniká i antineutrino), pohybují se rychlostí blízkou rychlosti světla. 100x pronikavější než alfa

záření, ale ${}^A_ZX \rightarrow {}^A_{Z+1}Y + e^- + \bar{\nu}_e$ má menší ionizační účinky.



Příklad: ${}^{234}_{91}\text{Pa} \rightarrow {}^{234}_{92}\text{U} + {}^0_{-1}e + \bar{\nu}_e$

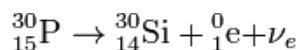
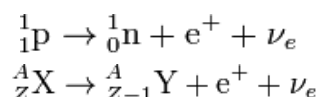
Chování v magnetickém a elektrickém poli: dochází k jejich vychylování

Pronikavost: zachytí hliníková destička

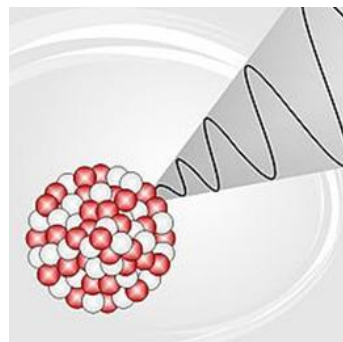
Nebezpečí: nebezpečné hlavně pokud se β -radioaktivní nuklid dostane dovnitř těla

Záření β^+ (e^+)

Charakteristika: proud pozitronů, které se uvolňují při přeměně protonu na neutron (vzniká i tzv. neutrino), záření je velmi vzácné, vyskytuje se u umělých nuklidů.



Příklad:



Poznámka: jádro pohltí jeden z elektronů z vnitřních slupek svého obalu a jaderný proton se mění na neutron za současné emise neutrina. Místo po zachyceném elektronu je zaplněno elektronem z některého z vyšších atomových orbitalů. Současně dojde k emisi kvanta elektromagnetického záření, tj. fotonu.

Záření γ

Charakteristika: elektromagnetické vlnění, tedy proud fotonů, je nejpronikavější, doprovází předcházející záření.

Umělá radioaktivita vzniká *působením jaderného záření* na stálé nuklidy.

objev: Irena Joliot Curie+ Frédéric Joliot-Curie (1934)

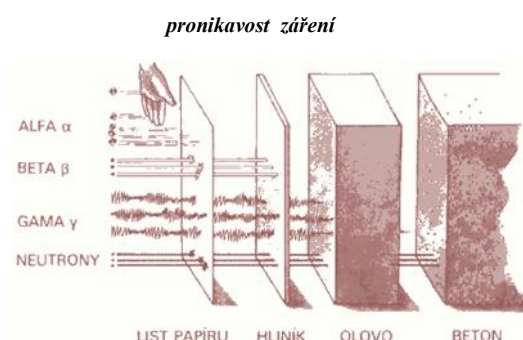
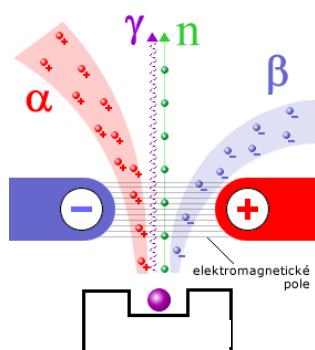
zjistili, že ozařováním hliníku částicemi alfa vzniká radioaktivní fosfor, uvolňují se neutrony



Záření neutronové (n)

Charakteristika: proud rychle letících neutronů, lze jej vyvolat uměle v jaderných reaktorech nebo při jaderné explozi.

Pronikavost: vysoká, nenese elektrický náboj, tedy neztrácí energii přímou ionizací, pohltí jej tlustá vrstva vody nebo betonu (je třeba volit materiály obsahující jádra lehkých prvků, hl. H).



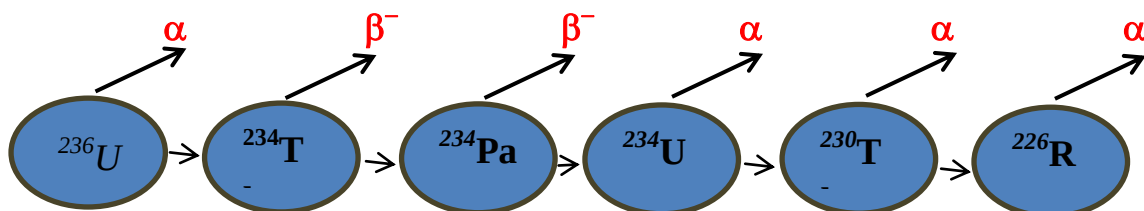
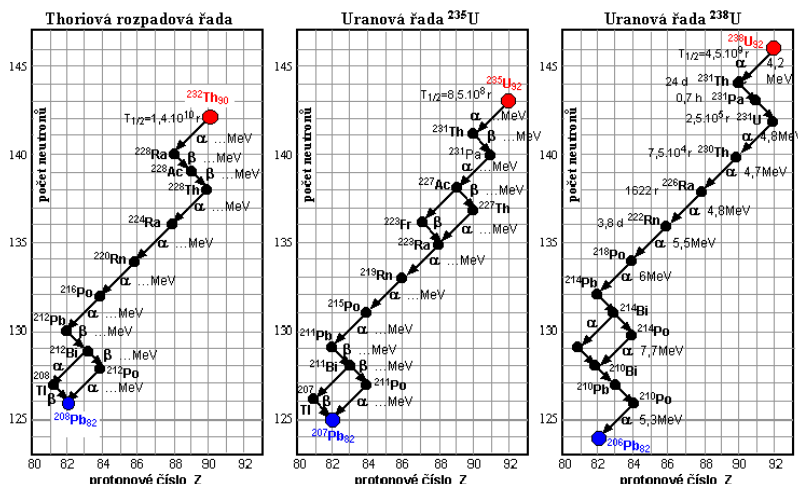
Typ záření	složení	pronikavost	výskyt
Záření α (${}^4\text{He}$)	jádra helia	nízká	přírodní radon, radioaktivní spad
Záření β^- (e^-)	elektrony	střední	vzácné zeminy (např. uran), jaderné odpady, značkovací metody v medicíně
Záření β^+ (e^+)	pozitrony	střední	umělé nuklidy
Záření γ	elmg.vlnění proud fotonů	velmi vysoká	běžně v přírodě, kosmické záření, rentgen, značkovací metody v medicíně, ozařování v onkologii
Neutronové (n)	neutrony	různá	jaderný reaktor, nukleární zbraně

Radioaktivními přeměnami vznikají další prvky, nejsou stabilní, rozpadají se a tvoří tzv. **rozpadové řady**.

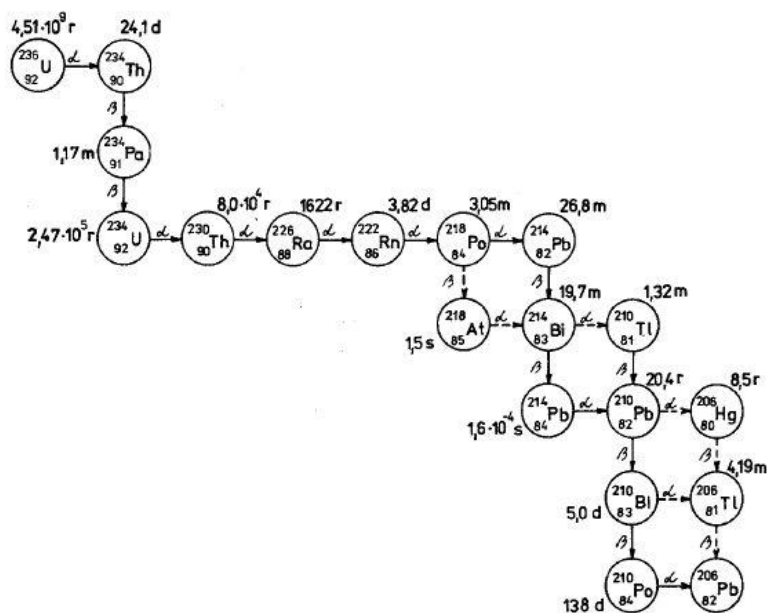
<http://fbmi.sirdik.org/4-kapitola/42/422.html>

Rozpadové řady přirozených radionuklidů končí stabilními izotopy olova, jsou to řady: **uranová, thoriová a aktiniová.**

Rozpadová řada umělých radionuklidů je řada **neptuniová.**



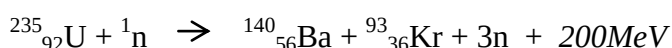
Uranová rozpadová řada.



I. Úlehla, M. Suk, Z. Trka:
Atomy, jádra, částice,
Praha, Academia 1990

Jaderné reakce nastávají při srážkách jader s jinou částicí.

Reakce štěpné jsou speciálním případem, dochází při nich k rozpadu těžšího jádra na 2 lehčí, reakce mají využití v jaderných reaktorech.

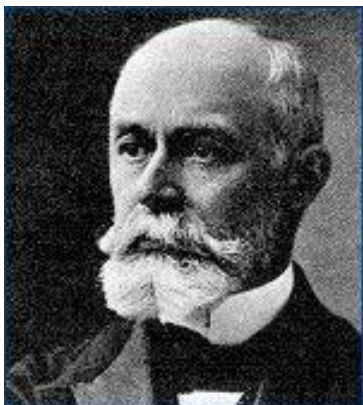


Reakce termonukleární jsou opakem, dochází při nich ke spojování lehkých jader a vznikají jádra těžší. Jsou zdrojem energie hvězd a podstatou termonukleárních zbraní.

Využití jaderné energie a radionuklidů

- jaderné elektrárny
- léčení některých nemocí zářením radionuklidů
- značení pomocí radionuklidů
- ozařování gama zářením potravin (zpomalení dozrávání, ničení bakterií)
- metody určování stáří v paleontologii a archeologii
- jaderné zbraně

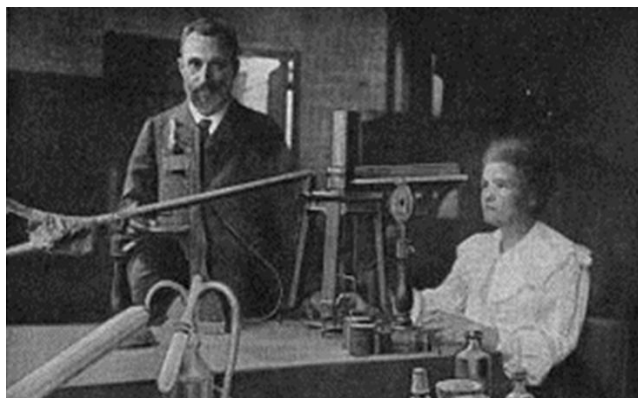
Galerie



H. Becquerel

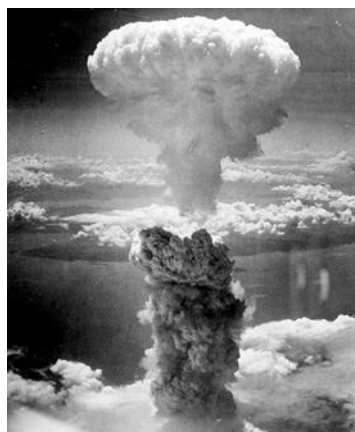
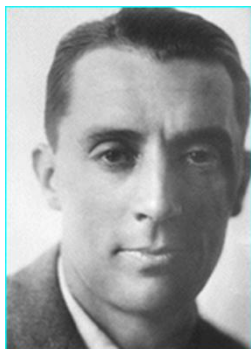


Pierre Curie a Marie Curie - Skłodowska



Jaderný výbuch Nagasaki

Irene Joliot Curie + Frédéric Joliot-Curie



Zdroje

Použitá literatura:

KOVALČÍKOVÁ, Tatiana. Obecná a anorganická chemie. 3. doplněné vydání v roce 2004. [s.l.] : Nakl. KLOUDA PAVEL, 2001. 120 s.

MAREČEK A., HONZA J. Chemie pro čtyřletá gymnázia 1. díl. Nakladatelství Olomouc, 3.vyd. 2005, 240 str. ISBN 80-7182-055-5.

MAREČEK A., HONZA J. Chemie pro čtyřletá gymnázia 2. díl. Nakladatelství Olomouc, 3.vyd., 2005, 230 str. ISBN 80-7182-141-1.

ŠRÁMEK Vratislav. Chemie obecná a anorganická, Nakladatelství Olomouc 2005. 264 stran. ISBN 8071820997

Odkazy:

<http://fyzmatik.pise.cz/76446-druhy-radioaktivniho-zareni-song.html>

<http://radioaktivita.yc.cz/index.php?link=radioaktivita.php>

<http://www.cez.cz/edee/content/microsites/nuklearni/k22.htm>

<http://radioaktivita.cz.sweb.cz/radioaktivita.htm>

<http://fbmi.sirdik.org/1-kapitola/13/132.html>

http://atomovejadro.wz.cz/stranky/radioaktivita_1.html

<http://cs.wikipedia.org/wiki/Soubor:Alphadecay.jpg>,

http://cs.wikipedia.org/wiki/Z%C3%A1%C5%99en%C3%AD_beta

http://cs.wikipedia.org/wiki/Z%C3%A1%C5%99en%C3%AD_gama

http://cs.wikipedia.org/wiki/Neptuniov%C3%A1_rozpadov%C3%A1

Z historie jaderné energie:

<http://www.cez.cz/edee/content/microsites/nuklearni/k41.htm>

<http://www.cez.cz/edee/content/microsites/nuklearni/k33.htm#model>

<http://wmda.mobi/cs/Soubor:Nagasakibomb.jpg>

Osobnosti jaderné fyziky:

http://www.smahel.isachar.cz/files/admin/kvant_fyz.pdf

<http://www.cez.cz/edee/content/microsites/nuklearni/k43.htm>

Zajímavé odkazy:

http://atomovejadro.wz.cz/stranky/vyuziti_jadra_3.html

http://atomovejadro.wz.cz/stranky/radioaktivita_1.html

<http://radioaktivita.cz.sweb.cz/index.htm>

<http://www.suro.cz/cz/prirodnioz>

<http://www.cez.cz/edee/content/microsites/nuklearni/k22.htm>

Testy:

<http://www.testpark.cz/testy/chemie/radioaktivita-1293>

2 Periodická tabulka prvků

Periodická soustava prvků = Periodická tabulka prvků PTP

Historie: S přibývajícím poznatkem o prvcích (známo kolem 60) a jejich sloučeninách se objevila nutnost jejich utřídění.

1789 Lavoisier (1743-1794) rozdělil prvky podle fyzikálních a chemických vlastností na kovy a nekovy (v té době bylo kolem 40 prvků)

1818 Berzelius (1779 - 1848) rozdělil prvky na elektropozitivní a elektronegativní, soustava začínala draslíkem a končila kyslíkem, zdokonalil chemické názvosloví a symboliku, znakové symboly prvků nahradil písmenovými symboly, které se používají dodnes

1829 Döbereiner (1806-1849) formuloval zákon triád (**Li-Na-K, Ca-Sr-Ba, S-Se-Te, Cl-Br-I**), nepodařilo se zařadit všechny prvky

1852 Amerling (1807-1884) uvedl tzv. mlunní pořadí prvků, **prvky byly seřazeny** (s českými názvy) **v pořadí podle elektronegativity**

1864 Newlands (1838 –1898) seřadil **62 známých prvků po osmi (6 míst bylo zdvojeno) do sedmi period** do řady podle stoupající atomové váhy, zjistil, že každý osmý prvek v této řadě má podobné vlastnosti = zákon oktáv, vytvořil první periodickou tabulku

1864 Odling (1829-1921) seřadil **57 prvků do tabulky podle rostoucí "atomové váhy"** uplatnil výjimku v pořadí u telluru a jodu, vynechal volná místa pro neobjevené prvky

1869 Meyer (1830–1895) graficky závislost objemu atomu na atomovém čísle, nebyla vystižena periodičnost fyzikálních a chemických vlastností, některé prvky chybně zařazeny

1869 Dmitrij Ivanovič Mendělejev (1834-1907) seřadil prvky podle vlastností (v několika případech tím porušil pravidlo o rostoucí atomové váze), do tabulky zařadil nejen všechny známé prvky, ale vynechal i místo pro prvky dosud neobjevené a předpověděl jejich vlastnosti. Předpovězené prvky: eka-aluminium (Ga), eka-bor (Sc) a eka-silicium (Ge). Vyslovil **periodický zákon: Fyzikální a chemické vlastnosti prvků jsou periodickou funkcí jejich atomových vah**. S Mendělejevem spolupracoval i český chemik Bohuslav [Brauner](#), navrhl zařazení nově objevených vzácných plynů do "nulté skupiny", prvky vzácných zemin mezi cer a tantal, podporoval i Mendělejevův návrh na zařazení beryllia do druhé skupiny a předpověděl prvek č. 61 (Pm promethium)

Charakteristika PTP. Periodický zákon a zákonitosti vyplývající z PTP

Periodická tabulka prvků je grafickým uspořádáním všech chemických prvků podle jejich rostoucích protonových čísel, seskupených podle jejich cyklicky se opakujících podobných vlastností.

Periodický zákon: **Vlastnosti prvků jsou periodickou funkcí jejich protonového čísla.**

V současné době je v tabulce 118 známých prvků, 94 se přirozeně vyskytuje na Zemi, zbylé byly připraveny pouze uměle a nemají žádný stabilní izotop.

Každý prvek v tabulce má uvedenu chemickou značku, název, protonové (atomové) číslo, relativní atomovou hmotnost, obvykle elektronegativitu, případně další údaje.

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
I A	II A	III B	IV B	V B	VI B	VII B	VIII	VIII	VIII	I B	II B	III A	IV A	V A	VI A	VII A	0
1 Vodík H 1,00784(7)	2 Helium He 4,002602(2)	3 Lithium Li 6,941(2)	4 Beryllium Be 9,012182(3)	5 Bor B 10,811(7)	6 Uhlík C 12,0107(8)	7 Dusík N 14,0064(7)	8 Kyslík O 15,9994(3)	9 Fluor F 18,9984032(5)	10 Neon Ne 20,1797(8)	11 Sodík Na 22,989770(2)	12 Hořčík Mg 24,3040(6)	13 Hliník Al 26,981538(2)	14 Křemík Si 28,0855(3)	15 Fosfor P 30,973761(2)	16 Síra S 32,06(6)	17 Chlór Cl 35,4527(9)	18 Argon Ar 39,948(1)
19 Dračík K 39,0983(1)	20 Vápník Ca 40,078(4)	21 Skandium Sc 44,955910(5)	22 Titan Ti 47,867(1)	23 Vanad V 50,9415(1)	24 Chrom Cr 51,9961(6)	25 Mangan Mn 54,938049(5)	26 Železo Fe 55,845(2)	27 Kobalt Co 58,933200(5)	28 Nikl Ni 58,9332(2)	29 Měď Cu 63,546(3)	30 Cinek Zn 65,38(2)	31 Gallium Ga 69,723(1)	32 Germanium Ge 72,61(2)	33 Arzen As 74,921595(2)	34 Selen Se 78,96(3)	35 Brom Br 79,904(1)	36 Krypton Kr 83,80(1)
37 Rubidium Rb 85,4678(3)	38 Stroncium Sr 87,62(1)	39 Yttrium Y 88,90585(2)	40 Zirkonium Zr 91,224(2)	41 Niob Nb 92,90638(2)	42 Molybden Mo 95,94(1)	43 Technecium Tc 98,9063	44 Ruthenium Ru 101,07(2)	45 Rhodium Rh 102,90550(2)	46 Palladium Pd 106,42(1)	47 Sířička Ag 107,8682(2)	48 Kadmium Cd 112,411(8)	49 Indium In 114,818(3)	50 Cín Sn 118,710(7)	51 Antimon Sb 121,760(1)	52 Tellur Te 127,60(3)	53 Jod I 126,90447(3)	54 Xenon Xe 131,29(2)
55 Cesium Cs 132,90545(2)	56 Baryum Ba 137,327(7)	57-70 Lanthanoidy	71 Hafnium Hf 178,49(2)	72 Tantal Ta 180,9479(1)	73 Wolfram W 183,84(1)	74 Rhenium Re 186,207(1)	75 Osmium Os 190,23(3)	76 Iridium Ir 192,222(3)	77 Platin Pt 195,078(2)	78 Zlato Au 196,96656(2)	79 Hvězda Hg 200,59(2)	80 Thallium Tl 204,3833(2)	81 Olovo Pb 207,2(1)	82 Bismut Bi 208,980398(2)	83 Polonium Po (209)	84 Astat At (210)	85 Radon Rn (222,0176)
87 Francium Fr (223,0187)	88 Radium Ra (226,0254)	89-102 Aktinoidy	103 Rutherfordium Rf (261,103)	104 Dubnium Db (262,1144)	105 Seaborgium Sg (263,1168)	106 Bohrium Bh (264,12)	107 Hassium Hs (265,1306)	108 Meitnerium Mt (268)	109 Ununennium Uue (271)	110 Ununnilium Uun (272)	111 Ununundium Uuu (273)	112 Ununbium Uub (277)					

Lanthanoidy:	57 Lanthan La 138,90547(2)	58 Cer Ce 140,116(1)	59 Praseodym Pr 140,90765(2)	60 Neodym Nd 144,24(3)	61 Promethium Pm (144,9127)	62 Samarium Sm 150,36(3)	63 Europium Eu 151,964(1)	64 Gadolinium Gd 157,25(3)	65 Terbium Tb 158,92534(2)	66 Dysprosium Dy 162,50(3)	67 Holmium Ho 164,93032(2)	68 Erbium Er 167,26(3)	69 Thulium Tm 168,93421(2)	70 Ytterbium Yb 173,04(3)	71 Lutetium Lu 174,967(1)
Aktinoidy:	89 Aktinium Ac (227,0277)	90 Thorium Th 232,0377(1)	91 Protaktinium Pa 231,03688(2)	92 Uran U 238,02891(1)	93 Neptunium Np (237,0482)	94 Plutonium Pu (244,0642)	95 Amerikium Am (243,0614)	96 Kurium Cm (247,0703)	97 Berkelium Bk (247,0703)	98 Kalifornium Cf (251,0796)	99 Einsteinium Es (252,0830)	100 Fermium Fm (257,0951)	101 Mendelevium Md (258,1084)	102 Nobelium No (259,1011)	103 Lawrencium Lr (262,116)

Typy PT

Dlouhá PT – v současné době nejčastěji používaná (lanthanoidy a aktinoidy jsou oddělené)

Krátká PT – tzv. skupiny A a B jsou dohromady, v současné době se příliš nepoužívá

Velmi dlouhá PT – lanthanoidy a aktinoidy jsou vmezeřeny mezi s- a d- prvky, nepoužívá se

Charakteristika dlouhé PTP

Vodorovné řady (7) = periody 1-7

- každá perioda začíná zaplňováním orbitalu o hlavním kvantovém čísle rovném číslu periody a je zakončena úplným obsazením orbitalů p (konfigurace vzácného plynu)
- číslo periody se shoduje s nejvyšším hlavním kvantovým číslem n prvku a určuje počet el. vrstev

1. perioda	2 prvky
2. + 3. perioda	8 prvků
4. + 5. perioda	18 prvků
6. perioda	32 prvků (zvlášť 14 lanthanoidů)
7. perioda	neúplná (zvlášť aktinoidy)

- v dané periodě se zaplňují orbitály v energetickém rozmezí **ns - np**

Svislé sloupce (18) = skupiny 1 – 18

- ve skupinách nad sebou leží prvky se stejným počtem valenčních elektronů, mají analogické vlastnosti způsobené shodnou stavbou elektronového obalu
- prvky jsou řazeny v pořadí, jak se zaplňují elektrony jednotlivé orbitály
- valenční elektrony mají nejvyšší energii
- tabulka je rozdělena na části, kde se zaplňují orbitály s, p, d, f

Rozdělení prvků podle obsazení orbitalů (n je číslo periody prvku)

základní (nepřechodné) **prvky** - *dříve* hlavní skupiny (A)

s – prvky mají valenční elektrony pouze v orbitalech **ns**

p – prvky mají valenční elektrony v orbitalech **ns np**

přechodné prvky - *dříve* vedlejší skupiny (B)

d – prvky mají valenční elektrony v orbitalech **ns (n-1)d**

vnitřně přechodné prvky

f – prvky mají valenční elektrony v orbitalech **ns(n-2)f** případně **(n-1)d**

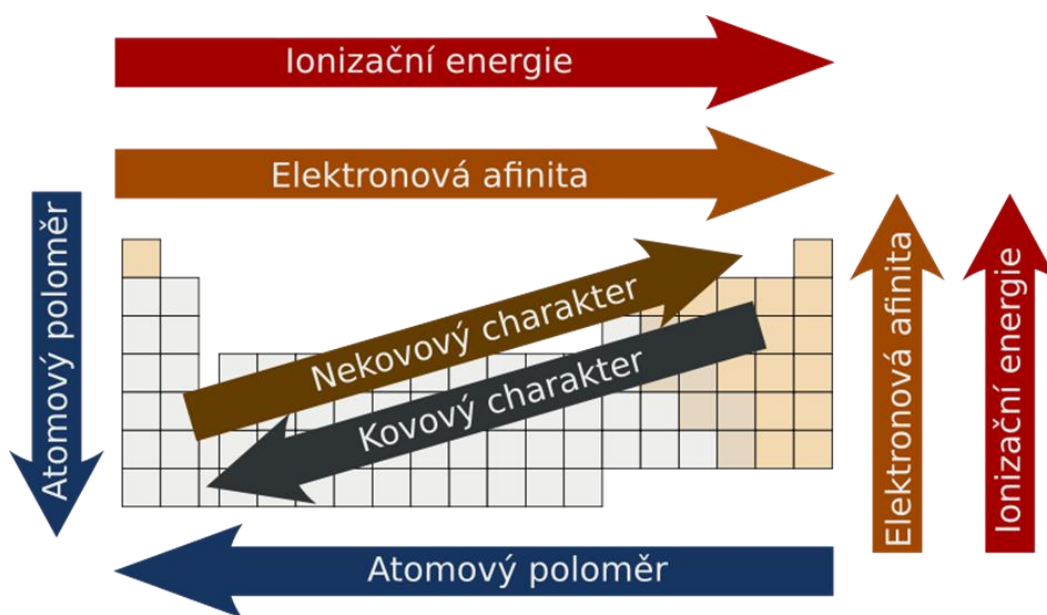
jedná se o lanthanoidy, aktinoidy

Charakteristické názvy skupin prvků:

1. (I.A) skupina – **Alkalické kovy** (*Li, Na, K, Rb, Cs, Fr*)
2. (II.A) skupina – **Kovy alkalických zemin** (*Ca, Sr, Ba, Ra*)
13. (III.A) skupina – **Triely** (*B, Al, Ga, In, Tl*)
14. (IV.A) skupina – **Tetrelly** (*C, Si, Ge, Sn, Pb*)
15. (V.A) skupina – **Pentely** (*N, P, As, Sb, Bi*)
16. (VI.A) skupina – **Chalkogeny** (*O, S, Se, Te, Po*)
17. (VII.A) skupina – **Halogeny** (*F, Cl, Br, I, At*)
18. (VIII.A) skupina – **Vzácné plyny** (*He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn*)

- Triáda železa - Fe, Co, Ni
- Triáda lehkých platinových kovů - Ru, Rh, Pd
- Triáda těžkých platinových kovů - Os, Ir, Pt
- Lanthanoidy – prvky s atomovými čísly 58 – 71 (Ce Lu)
- Aktinoidy - prvky s atomovými čísly 90 – 103 (Pa Lr)
- Prvky vzácných zemin – Sc, Y, La, lanthanoidy
- Transurany – prvky nacházející se za uranem, tj. od Z = 93

Obecné vlastnosti prvků vyplývající z jejich elektronové konfigurace a protonové čísla Z:



Elektronegativita prvku: v tabulce plynule roste zleva doprava a zdola nahoru, nejvyšší elektronegativita: F, dále O, N nejnižší elektronegativita: Fr, Cs

Elektropozitivita prvku: opačně než elektronegativita

Velikost atomů: v periodách poloměr atomů se s rostoucím Z zmenšuje (zleva doprava), ve skupinách poloměr atomů přechodných prvků s rostoucím Z roste (shora dolů)

Hodnoty ionizační energie: s rostoucím Z ve skupinách klesají a v periodách rostou

Redoxní vlastnosti: v periodě zleva doprava klesá redukční schopnost prvku a stoupá oxidační schopnost prvku, redukovadla - atomy prvků s malým počtem valenčních elektronů, snadno odevzdávají elektrony (kovy I.A, II.A, Al, ale i uhlík), oxidovadla – atomy prvků s téměř zaplněnými p-orbitaly, kyslík, ve skupině oxidovadel (halogeny) klesají oxidační účinky směrem dolů

Kovový charakter: v tabulce stoupá zprava doleva a svrchu dolů, můžeme rozlišit kovy, nekovy a polokovy.

Teploty tání: většina kovů a polokovů má vyšší teploty tání než 0°C , několik prvků má nižší bod tání než 0°C (H_2 , N_2 , O_2 , ...), pouze 2 prvky jsou kapalné (Hg , Br_2)

Zastoupení kovů, nekovů a polokovů mezi prvky

	I.	II.	III.	IV.	V.	VI.	VII.	VIII.
1								
2	Růst: elektronegativity ionizační energie nekovového charakteru oxidačních účinků acidit oxidů a síly kyselin Pokles: atomového poloměru kovového charakteru redukčních účinků bazicity oxidů a síly bázi							
3								
4								
5								
6								
7								

Literatura:

MAREČEK A., HONZA J. Chemie pro čtyřletá gymnázia 1. díl. Nakladatelství Olomouc, 3.vyd. 2005, 240 str. ISBN 80-7182-055-5.
ŠRÁMEK Vratislav, Chemie obecná a anorganická. Nakladatelství Olomouc 2005. 264 stran. ISBN 8071820997
KOTLÍK, B., RUŽIČKOVÁ, K. Chemie I. a II. v kostce. Havlíčkův Brod: Fragment, 1999. ISBN 80-7200-056-X.
DVOŘÁČKOVÁ Svatava. Rychlokurz chemie. Nakladatelství Rubico, Olomouc 2000. 238 stran. ISBN 8085839423.

Odkazy:

http://cs.wikipedia.org/wiki/Periodick%C3%A1_tabulka
<http://www.jergym.hiedu.cz/~canovm/vyhledav/varian34/historie/historie.htm>
http://cs.wikipedia.org/wiki/Mend%C4%9Blejevova_tabulka
http://cs.wikipedia.org/wiki/Soubor:Periodicky_zakon.svg
<http://www.chem-web.info/PSP/C5.gif>
<http://www.chem-web.info/PSP/C3.jpg>

3 Chemická rovnováha

Chemické reakce můžeme dělit:

Nevratné – probíhají do úplné spotřeby reaktantů.

Zvratné – po skončení děje jsou přítomny produkty i reaktanty, ustavuje se tedy chemická rovnováha. Tyto děje jsou častější.

Chemický rovnovážný stav nastává, jestliže se reakční rychlost zpětné reakce vyrovná rychlosti reakce přímé. Koncentrace reaktantů i produktů chemické reakce je tedy v čase konstantní. Tato rovnováha je *dynamická*, složení se nemění, i když v soustavě neustále probíhají chemické děje.

Chemická rovnováha je stav, ve kterém chemická soustava nemění své složení, pokud se nezmění vnější podmínky.

Guldberg - Waagův zákon - Rovnovážná konstanta

máme obecnou rovnovážnou reakci: $aA + bB \xrightleftharpoons[v_2]{v_1} cC + dD$

v uzavřené soustavě se po dostatečně dlouhé době za daných podmínek (p, t) ustaví rovnovážný stav $v_1 = v_2$, rychlost chemické reakce můžeme vyjádřit jako součin rychlostní konstanty a látkových koncentrací výchozích látek, platí:

$$k_1[A]^a[B]^b = k_2[C]^c[D]^d \text{ úpravou: } K_c = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

k_1 a k_2 jsou rychlostní konstanty přímé a zpětné reakce, za dané teploty jsou konstantní, konstantní je i jejich poměr, tzv. **rovnovážná konstanta reakce**.

Vztah je matematickým vyjádřením **Guldbergova – Waageho zákona**:

Součin rovnovážných látkových koncentrací produktů reakce dělený součinem rovnovážných látkových koncentrací reaktantů je při dané teplotě konstantní.

Pro plynné látky lze vyjádřit obdobně pomocí parciálních tlaků plyných složek (parciální tlak je tlak, který by plyn měl, kdyby byl v reakční soustavě sám):

$$K_p = (p^c \cdot p^d) / (p^a \cdot p^b)$$

Většina hodnot rovnovážných konstant se pohybuje v rozmezí 10^{-4} až 10^{+4} .

$K > 10^4$... reakce probíhá jednoznačně směrem k produktům

$10^{-4} < K < 10^{+4}$... rovnovážná reakce, charakterizuje ji stupeň přeměny

$K < 10^{-4}$... reakce téměř neprobíhá

Stupeň přeměny = konverze nám udává, jaká část z původních reaktantů se přeměnila na produkty.

Poznámka: Cato Guldberg a Peter Waage: norští chemici, zabývali se rovnováhou, objevili v letech 1864-1877 tzv. zákon akce hmoty

Vliv reakčních podmínek - ovlivňování rovnovážného složení soustavy

Hodnota rovnovážné konstanty K dané reakce se mění pouze změnou teploty, při změně jiných podmínek se mění pouze rovnovážné koncentrace reagujících látek.

Princip Le Chatelierův „zákon akce a reakce“

Porušení chemické rovnováhy vnějším zásahem (akcí) vyvolá děj (reakci), která směřuje ke zrušení účinku tohoto vnějšího zásahu.

a) vliv změny koncentrace reagujících látek

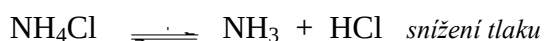
Odebírání produktů nebo přidání reaktantů vede ke zvýšení množství vznikajícího produktu, aby byla zachována rovnovážná konstanta.

b) vliv změny tlaku

Uplatňuje se u látek v plynném stavu, u nichž dochází ke změně látkového množství.

Jestliže se zvyšuje objem produktů, podpoříme vznik produktů snížením tlaku.

Jestliže se zmenšuje objem produktů, podpoříme vznik produktů zvýšením tlaku.



c) vliv změny teploty

Zahřátí soustavy vyvolá průběh reakce ve směru endotermického charakteru, ochlazení soustavy podpoří reakci ve směru exotermického charakteru.

d) vliv katalyzátoru

Má vliv pouze na rychlost ustanovení rovnováhy, ovlivňuje aktivační energii přímé i zpětné reakce stejně.

Shrnutí

<i>Akce</i>	<i>Reakce</i>
přidání výchozí látky	posun reakčního složení ve směru produktů
odebírání produktů	posun reakčního složení ve směru produktů
snížení tlaku	posun reakčního složení ve směru většího počtu částic
zvýšení tlaku	posun reakčního složení ve směru menšího počtu částic
snížení teploty	posun reakčního složení ve směru exotermního průběhu
zvýšení teploty	posun reakčního složení ve směru endotermního průběhu

Použitá literatura:

KOVALČÍKOVÁ Tatiana. Obecná a anorganická chemie. 3. doplněné vydání v roce 2004. [s.l.]: Nakl. KLOUDA PAVEL, 2001. 120 s.

ŠRÁMEK Vratislav. Chemie obecná a anorganická, Nakladatelství Olomouc 2005. 264 stran. ISBN 8071820997

KOTLÍK B., RUŽIČKOVÁ K. Chemie I. a II. v kostce. Havlíčkův Brod: Fragment, 1999. ISBN 80-7200-056-X.

DVOŘÁČKOVÁ Svatava. Rychlokurz chemie. Nakladatelství Rubico, Olomouc 2000. 238 stran. ISBN 8085839423.

Odkazy:

http://cs.wikipedia.org/wiki/Chemick%C3%A1_rovnov%C3%A1ha

http://cs.wikipedia.org/wiki/Rovnov%C3%A1%C5%BE%C3%A1_konstanta

<http://www.chemie.utb.cz/studpom/chemrov.htm>

4 Protolytické rovnováhy

Protolytické reakce (acidobazické, neutralizační)

= reakce mezi kyselinami a zásadami, děje, při nichž dochází k přenosu H^+ .

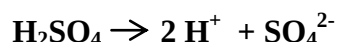
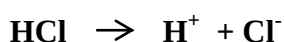
Teorie kyselin a zásad

Definice kyselin a zásad vycházejí z různých teorií.

- ❖ **Arrheniova teorie kyselin a zásad** (Arrhenius - švédský chemik):

Kyselina je látka schopná odštěpit **vodíkový kationt** H^+ .

Zásada je látka schopná odštěpit **hydroxidový aniont** OH^- .



Platí jen zčásti, zjistilo se:

kationty H^+ se v roztocích prakticky nevyskytují, ale jsou vázány na nějaké jiné částice,

kyselé roztoky tvoří i částice, které Arrheniově teorii neodpovídají, obdobně je to i se zásaditými roztoky

- ❖ **Lewisova teorie kyselin a zásad** (Lewis - americký fyzikální chemik)

Zásada je donorem elektronového páru, **kyselina** je akceptorem elektronového páru.

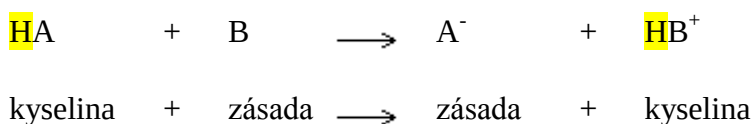
Nejobecnější teorie kyselin a zásad. Definice zahrnuje do jedné skupiny acidobazické a oxidačně redukční vlastnosti látek. Uplatňuje se při řešení mechanismů reakcí v organické chemii, v běžné praxi je však málo použitelná.

- ❖ **Brønsted–Lowryho teorie kyselin a zásad** (Brønsted - dánský chemik, Thomas Martin Lowry- anglický chemik):

Kyselina je látka schopná odštěpit proton (vodíkový kation) a předat ho jiné látce – je donorem protonu.

Zásada je látka schopná přijmout proton – je akceptorem protonu.

Mechanismus protolytické reakce je založen na výměně protonu mezi kyselinou a zásadou, přitom vzniká nová kyselina zásada.



Vzniklý anion A^- je zase možnou zásadou a vzniklý kation HB^+ je možnou kyselinou. **HA ... A⁻ B... HB⁺** tvoří **konjugované páry**

Příklady protolytických reakcí:

Kyselina		Zásada				
HCl	+	NaOH	→	NaCl	+	H ₂ O
H ₂ O	+	NH ₃	→	OH ⁻	+	NH ₄ ⁺
HBr	+	H ₂ O	→	Br ⁻	+	OH ⁻
H ₂ O	+	HCO ₃ ⁻	→	OH ⁻	+	H ₂ CO ₃
HCO ₃ ⁻	+	OH ⁻	→	CO ₃ ²⁻	+	H ₂ O

Některé látky mohou reagovat jako kyseliny i zásady - mají **amfiprotní** charakter. Záleží na typu a síle jejich partnera, ke srovnání se obvykle používá voda. Dělení na kyseliny a zásady je relativní.

Látky aprotní – nepřijímají ani neodevzdávají protony – např. benzen, CCl₄

Významné protolytické reakce

1. Disociace kyselin a zásad

= protolytická reakce kyseliny nebo zásady s vody za vzniku iontů, velmi rychlá zvratná reakce, ustaví se disociační rovnováha

Disociace kyselin ve vodě

Protolytická reakce kyseliny a vody za vzniku aniontu a **oxoniového kationtu H₃O⁺**.



$$\text{Rovnovážná konstanta: } K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{HA}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}$$

Pokud roztok není příliš koncentrovaný, je voda v nadbytku, její koncentraci můžeme považovat za konstantní a zahrnout ji do konstanty, dostáváme tzv. **disociační konstantu**:

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

Disociace vícesytných kyselin ve vodě

Disociace vícesytných kyselin probíhá jako postupné odštěpování protonů z molekuly kyseliny, o rovnovážných koncentracích rozhoduje disociace kyseliny do 1. stupně, platí:

$$K_{A1} \gg K_{A2} \gg K_{A3}$$

- I. stupeň: $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_3\text{O}^+$
- II. stupeň: $\text{H}_2\text{PO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$
- III. stupeň: $\text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{PO}_4^{3-} + \text{H}_3\text{O}^+$

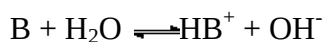
Podle hodnoty K_A rozlišujeme sílu kyselin.

- **silné kyseliny $K_A > 10^{-2}$**
Ve vodě jsou téměř úplně disociovány na oxoniové kationty a příslušné anionty
Příklady: HClO_4 , HCl , H_2SO_4 , HNO_3 , HI , HBr
- **středně silné kyseliny $10^{-4} < K_A < 10^{-2}$**
Ve vodných roztocích jsou koncentrace nedisociovaných molekul a disociací vzniklých iontů srovnatelné
Příklady: HF , H_3PO_4 , HNO_2
- **slabé kyseliny $K_A < 10^{-4}$**
Převažují nedisociované molekuly
Příklady: H_2CO_3 , H_2S , HClO

Obecně platí: nejslabší jsou ty kyslíkaté kyseliny, v jejichž molekulách se shoduje počet atomů vodíku a kyslíku, čím více je atomů kyslíku než atomů vodíku, tím je kyselina silnější.

Disociace zásad ve vodě

Disociace kyseliny ve vodě je protolytická reakce zásady a vody za vzniku iontů.



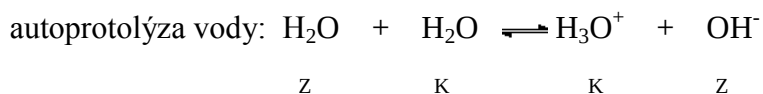
Lze odvodit obdobně disociační konstantu pro zásady

$$K_B = \frac{[\text{HB}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{B}]}$$

- **silné zásady $K_B > 10^{-2}$**
Příklady: hydroxidy, oxidy, sulfidy, hydridy alkalických kovů a zemin
- **středně silné zásady $10^{-4} < K_B < 10^{-2}$**
Příklady: fosforečnany a uhličitany alkalických kovů
- **slabé zásady $K_B < 10^{-4}$**
Příklady: NH_3 , siřičitany, hydrogenuhličitany, hydrogensulfidy

Disociační konstanty jsou uvedeny v tabulkách jako tzv. **pK_a (pK_b)** – záporný dekadický logaritmus disociační konstanty kyseliny (zásady) při 25°C.

2. Autoprotolýza = vzájemná reakce 2 molekul stejné látky amfiprotního charakteru.
 Jedna látka reaguje jako kyselina, druhá jako zásada za vzniku nové kyseliny a nové zásady.



velmi rychlá reakce, ustaví se autoprotolytická rovnováha: $K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$

disociuje jen nepatrná část vody, koncentrace vody je v přebytku, může být považována prakticky za konstantní

$K \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2 = K_V = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] \dots \text{iontový součin vody}$ $K_V = 1 \cdot 10^{-14}$ (při $t = 20^\circ\text{C}$, $p_0 = 101,325 \text{ kPa}$)

v čisté vodě jsou koncentrace obou iontů stejné $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] \dots \text{neutrální roztok}$

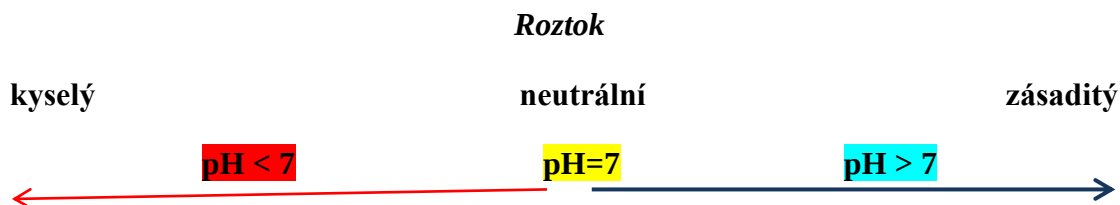
můžeme psát: $K_V = [\text{H}_3\text{O}^+]^2$

Rovnováha mezi oxoniovými a hydroxidovými anionty se ustavuje ve všech vodných roztocích

roztoky zásadité: $[\text{OH}^-] > [\text{H}_3\text{O}^+]$ **roztoky kyselé:** $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$

Počítání s mocninami je nevýhodné, proto byla zavedena tzv. **stupnice pH:**

pH = - log [H₃O⁺] obdobně lze zavést: **pOH = - log [OH⁻]** **pH + pOH = 14**

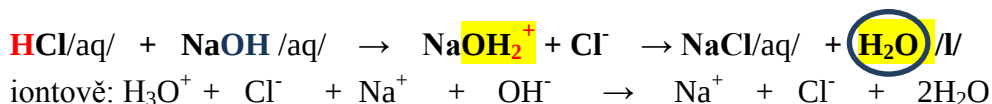


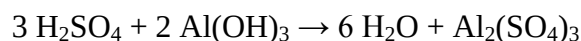
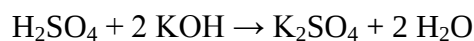
Kyselost a zásaditost se zjišťuje: acidobazické katalyzátory, přesné stanovení pH-metry

3. Neutralizace

= neutralizace je reakce mezi kyselinami a zásadami za vzniku solí a vody

Příklady:





princip: oxoniové kationty a hydroxidové anionty poskytují molekulu vody

4. Hydrolýza solí

= protolytická reakce iontů solí s vodou.

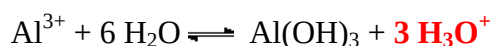
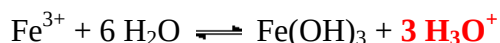
Při reakci soli s vodou mohou nastat tyto případy:

1. Sůl odvozená od silné kyseliny a silné zásady tvoří roztoky prakticky neutrální. Při disociaci solí s vodou vznikají stabilní ionty Na^+ , NO_3^- , K^+ , hydrolýza neprobíhá.

Příklad: NaCl , KNO_3 , Na_2SO_4 , KBr

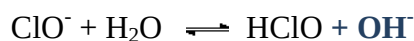
2. Sůl odvozená od silné kyseliny a slabé zásady tvoří roztoky kyselé. Kationty slabé zásady jsou nestabilní, podléhají hydrolýze a při reakci s vodou uvolňují ionty H_3O^+ .

Příklad: NH_4NO_3 , FeCl_3 , AlCl_3



3. Sůl odvozená od slabé kyseliny a silné zásady tvoří roztoky zásadité. Anionty slabé kyseliny jsou nestabilní, podléhají hydrolýze a při reakci s vodou uvolňují ionty OH^- .

Příklad: Na_2S , Na_2CO_3 , K_3PO_4 , NaClO



4. Sůl odvozená od slabé kyseliny a slabé zásady tvoří roztoky přibližně neutrální. Hydrolýze podléhají oba ionty, současně se uvolňují ionty H_3O^+ i OH^- .

Příklad: $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, NH_4HCO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{S}$,

Hydrolýze podléhají oba ionty, takže se současně uvolňují ionty H_3O^+ i OH^- , a proto není rovnováha těchto iontů narušena.

Použitá literatura:

KOVALČÍKOVÁ Tatiana. Obecná a anorganická chemie. 3. doplněné vydání v roce 2004. [s.l.]: Nakl. KLOUDA PAVEL, 2001. 120 s.

ŠRÁMEK Vratislav. Chemie obecná a anorganická, Nakladatelství Olomouc 2005. 264 stran. ISBN 8071820997

KOTLÍK B., RUŽIČKOVÁ K. Chemie I. a II. v kostce. Havlíčkův Brod: Fragment, 1999. ISBN 80-7200-056-X.

DVOŘÁČKOVÁ Svatava. Rychlokurz chemie. Nakladatelství Rubico, Olomouc 2000. 238 stran. ISBN 8085839423.

Odkazy:

<http://www.jergym.hiedu.cz/~canovm/ph/ph2/teoriez.htm>

<http://www.prix-nobel.org/EN/Chemistry/images/arrhenius.jpg>

<http://xerius.jergym.hiedu.cz/~canovm/objevite/objev2/sorensen5.jpg>

http://cs.wikipedia.org/wiki/Soubor:Johannes_Br%C3%B8nsted.jpg

5 Dusík a jeho sloučeniny

Dusík, Nitrogenium $_7\text{N}$ $A_r = 14,007$

Objev: 1777 popsal C. W. Scheele, pojmenoval A. Lavoisier (azote)

Charakteristika:

Perioda: 2

Skupina: 15 (V.A), patří mezi pentely

Izotopy: ^{14}N 99,634%, ^{15}N 0,366%, umělý ^{13}N

Teplota tání: $-210,1^\circ\text{C}$ (63,05 K)

Teplota varu: $-195,79^\circ\text{C}$ (77,36 K)

Elektronegativita: $X_{\text{N}} = 3,1$

Elektronová konfigurace: $[\text{He}]2s^22p^3$

1s	2s	2p
$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\uparrow\uparrow$

snaha nabýt stabilnější $2s^22p^6$ (přijetí nebo sdílení elektronů)

Oxidační stupně: -III, 0, I, II, III, IV, V

Výskyt:

volný se nachází v atmosféře (78obj.%) v dvouatomových molekulách N_2 . Nepatrně se v atmosféře vyskytuje amoniak, uvolňuje se tlením organických sloučenin, při elektrickém výboji může dojít v atmosféře k reakci dusíku s kyslíkem za vzniku oxidu dusnatého, z něj rychle vzniká oxid dusičitý, je obsažen v kyselých deštích. V přírodě se nachází chilský ledek- dusičnan sodný. Vázaný dusík je v řadě organických sloučenin (biogenní prvek).

Vlastnosti:

- bezbarvý plyn, bez chuti a zápachu, netoxický
- lehčí než vzduch, ve vodě velmi málo rozpustný
- mezi prvky je na 3. místě v elektronegativitě
- ve všech sloučeninách s vodíkem tvoří vodíkové můstky (amoniak, bílkoviny)
- inertní plyn, molekuly N_2 $\text{N}\equiv\text{N}$ jsou velmi stabilní (štěpí se až za teplot 4000°C), proto reakce probíhají až za vysokých teplot
- atomární dusík je velmi reaktivní, nelze ho uchovávat.

Laboratorní příprava :

zahřívání koncentrovaného roztoku dusitanu amonného: $\text{NH}_4\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$

tepelný rozklad dichromanu amonného $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{N}_2 + \text{Cr}_2\text{O}_3 + 4 \text{H}_2\text{O}$

Průmyslová výroba:

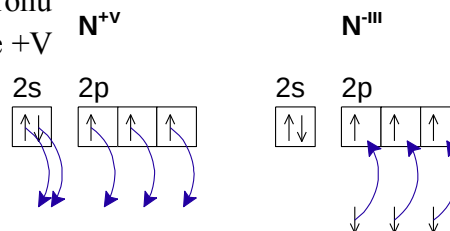
ze zkapalněného vzduchu frakční destilací nebo pomocí molekulových sít.

Použití:

Výroba amoniaku, vytváření inertní atmosféry, plnění obalů výrobků (např. sáčky s brambůrky), kapalný dusík se používá k udržení nízké teploty prostředí (uchovávání tkání, spermií a vajíček) a vypalování bradavic.

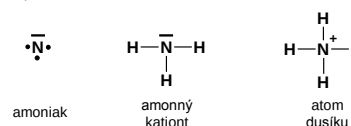
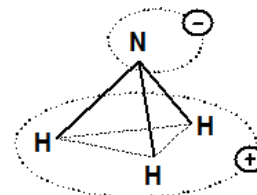
Sloučeniny:

Dusík může do své valenční vrstvy přijmout 3 elektrony, záporné oxidační číslo – III (amoniak). Také může až 5 valenčních elektronů poskytnout do vazeb, nejvyšší kladné oxidační číslo je +V (kyselina dusičná).

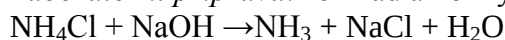


Amoniak (čpavek) NH_3

- bezbarvý plyn, lehčí než vzduch, charakteristický štiplavý zápach
- leptá sliznice, má svíravou chuť
- dobré rozpouštědlo
- velmi dobře rozpustný ve vodě za vzniku hydroxidu amonného
 $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4\text{OH}$
- volný elektronový pár způsobuje jeho zásaditý charakter, může tvořit amonný kation
- reaguje se solemi za vzniku amonných solí
 $2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
- redukční vlastnosti $3\text{CuO} + 2\text{NH}_3 \rightarrow 3\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$
- při reakci s alkalickými kovy vznikají amidy $2\text{NH}_3 + 2\text{Na} \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{NaNH}_2$
- používá se jako hnojivo, surovina pro výrobu dalších anorganických a organických sloučenin (kyselina dusičná, močovina, aminoderiváty)



Laboratorní příprava: rozklad amonných solí silnými zásadami



Průmyslová výroba: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$ podmínky: 34 MPa, 500°C, kat. porézní Fe

Amonné soli – bílé krystalické látky, většinou dobře rozpustné ve vodě

salmiak NH_4Cl pájení, suché články

$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ kypřicí prášky na perník

NH_4NO_3 hnojivo, výbušnina

Hydrazin N_2H_4

- bezbarvá, na vzduchu silně dýmající kapalina
- zásaditý charakter, tvoří soli hydrazinia
- používá se jako redukční činidlo a raketové palivo

Hydroxylamin NH_2OH

- snadno se rozkládá, stabilnější jsou příslušné soli
- roztok hydroxylaminu reaguje silně zásaditě

Močovina $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ = diamid kyseliny uhličitě

- bezbarvé až bílé krystalky
- hnojivo, výroba močovinoformaldehydových pryskyřic

Oxidy

- **N_2O rajský plyn:** bezbarvý, slabý zápach, nasládlá chuť, málo rozpustný ve vodě, vyrábí se tepelným rozkladem dusičnanu amonného: $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}$ používá se jako celkové anestetikum (narkózy) a jako hnací plyn (šlehačka)
- **NO :** bezbarvý, velmi jedovatý, při kontaktu s kyslíkem reaguje na oxid dusičitý, ve vodě je velmi málo rozpustný, patří mezi inertní oxidy, důležitý meziprodukt při výrobě kyseliny dusičné
- **N_2O_3 :** temně modrá kapalina, rychle se rozkládá
- **NO_2 :** hnědočervený plyn, silně jedovatý charakteristický zápachu, silné oxidační činidlo snadno dimeruje na bezbarvý N_2O_4
- **N_2O_5 :** bezbarvá krystalická látka, není stabilní, může explodovat

Kyseliny

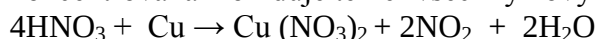
Kyselina dusitá HNO_2

- nestálá, středně silná, podléhá oxidaci i redukci, soli dusitany (nitrity) jsou jedovaté látky rozpustné ve vodě, některé hygroskopické, význam v organické syntéze

Kyselina dusičná HNO_3

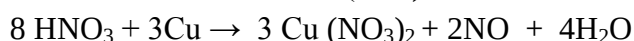
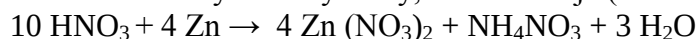
- silná kyselina, bezbarvá kapalina, ve větší koncentraci se na světle rozkládá na oxid dusičitý (žloutnutí), vodu a kyslík: $4\text{HNO}_3 \rightarrow 4\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
- silné oxidační činidlo
- xantoproteinová reakce – žluté zbarvení bílkovin
- reaguje s většinou kovů, produkty reakce mohou být různé, závisí na podmínkách reakce (teplota, koncentrace, druh kovu, ...)

koncentrovaná – oxiduje téměř všechny kovy s výjimkou Pt a Au



Fe, Cr, Al se konc. HNO_3 pasivují, reagují pouze se zředěnou

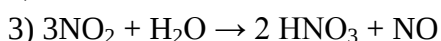
zředěná – účinky silné kyseliny, slabě oxiduje (velmi zředěná neoxiduje, uvolňuje se vodík)



lučavka královská: $\text{HNO}_3 + 3\text{HCl}$ rozpouští i Pt a Au

nitrační směs $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4$ nitruje org. sloučeniny

Výroba: 1) $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$ kat. Pt + Rh, $t = 860^\circ\text{C}$



Použití: výroba hnojiv, výbušnin, barviv

dusičnany NO_3^-

- bezbarvé krystalické látky, dobře rozpustné ve vodě
- silná oxidační činidla, zahřátím se rozkládají $2 \text{KNO}_3 \rightarrow 2 \text{KNO}_2 + \text{O}_2$

NH_4NO_3 ledek amonný	} hnojiva
$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ledek vápenatý	
NaNO_3 chilský ledek	

Kyselina azidovodíková HN_3

bezbarvá, ostře páchnoucí kapalina s jedovatými parami, které explodují velmi prudce, pokud přijdou do styku s horkým předmětem, ve vodném roztoku je kyselina azidovodíková stálá i azidy jsou ve vodě velmi dobře rozpustné, AgN_3 , $\text{Pb}(\text{N}_3)_2$ výbušniny.

Zdroje

Použitá literatura:

KOVALČÍKOVÁ, Tatiana. Obecná a anorganická chemie. 3. doplněné vydání v roce 2004. [s.l.]: Nakl. KLOUDA PAVEL, 2001. 120 s.
ŠRÁMEK Vratislav. Chemie obecná a anorganická. Nakladatelství Olomouc 2005. 264 stran. ISBN 8071820997
KOTLÍK B., RUŽIČKOVÁ K. Chemie I. a II. v kostce. Havlíčkův Brod: Fragment, 1999. ISBN 80-7200-056-X.
DVOŘÁČKOVÁ Svatava. Rychlokurz chemie. Nakladatelství Rubico, Olomouc 2000. 238 stran. ISBN 8085839423.

Odkazy:

<http://cs.wikipedia.org/wiki/Dus%C3%ADk>
http://katedry.osu.cz/kch/albert_kch/projekt/pr.doc
<http://cs.wikipedia.org/wiki/Dus%C3%ADk>
http://cs.wikipedia.org/wiki/Kolob%C4%9Bh_dus%C3%ADku

6 Kyslík a jeho sloučeniny

Kyslík, Oxygenium $_8\text{O}$ $A_r = 15,999$

Objev: 1774 Joseph Priestley (1733-1804)

Charakteristika:

Perioda: 2

Skupina: 16 (VI.A), patří mezi chalkogeny

Izotopy: ^{16}O 99,8%, ^{17}O 0,04%, ^{18}O 0,16%

Teplota tání: $-218,35^\circ\text{C}$ (54,8 K)

Teplota varu: $-182,95^\circ\text{C}$ (90,2 K)

Elektronegativita: $X_{\text{O}} = 3,5$

Elektronová konfigurace: $_8\text{O}[\text{He}]2s^22p^4$ snaha nabýt stabilnější $2s^22p^6$ (přijetí nebo sdílení elektronů)

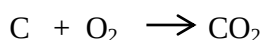
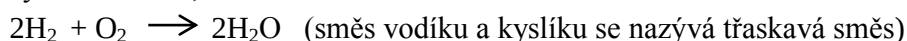
Oxidační stupně: -II, 0, -I (+I, +II)

Výskyt: nejrozšířenější prvek na Zemi, je obsažen v atmosféře (21obj.%), hydrosféře, litosféře (49%) a biosféře. Volný se nachází v atmosféře v dvouatomových molekulách O_2 a ve formě tříatomových molekul ozónu O_3 především v ozonové vrstvě. Tvoří řadu sloučenin: voda, většina minerálů, kyseliny, hydroxidy, soli, organické sloučeniny (biogenní prvek).

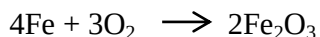
Vlastnosti: reaktivní bezbarvý plyn, bez chuti a zápachu, těžší než vzduch, kondenzuje na namodralou kapalinu, ve vodě se rozpouští ($3,08\text{cm}^3$ ve 100cm^3 vody), rozpustnost se vzrůstající teplotou klesá, tvoří molekuly O_2 , UV zářením se tvoří ozón O_3 .

Kyslík je velmi reaktivní, po fluoru má nejsilnější oxidační vlastnosti. Za vyšších teplot oxiduje přímo většinu prvků, jedná se o silně exotermní reakce často doprovázené také uvolňováním světla; ještě silnější oxidační činidlo je ozón O_3 . Pouze s fluorem tvoří fluorid kyslíku.

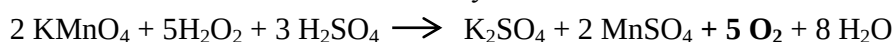
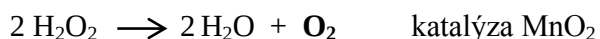
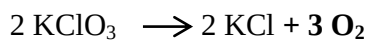
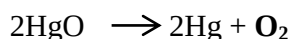
Rychlá oxidace, hoření:



Pomalá oxidace za nízkých teplot; dýchání, koroze kovů:



Příprava kyslíku - rozklad kyslíkatých sloučenin

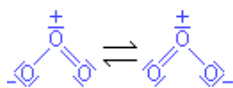


Průmyslová výroba kyslíku:

ze vzduchu – frakční destilace zkapalněného vzduchu nebo dělení pomocí molekulových sít

z vody – elektrolýzou $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2$ kyslík na anodě $\text{A}^+ : 4\text{OH}^- - 2\text{e}^- \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Ozón O_3



Bezbarvý až namodralý plyn charakteristického zápachu. Ve větším množství je zdraví škodlivý, má silné oxidační účinky, např. $\text{PbS} + 2\text{O}_3 \rightarrow \text{PbSO}_4 + \text{O}_2$. Je silně bakteriocidní, využívá se k dezinfekci - **ozonizaci** pitné vody; vyrábí se působením tichého elektrického výboje v ozonátorech. Ozónová vrstva chrání živé organismy před škodlivými ultrafialovými paprsky, nachází se 25-30 km nad zemským povrchem.

Význam kyslíku:

- biogenní prvek prvního řádu (makrobiogenní) nezbytný pro aerobní živočichy
- významné oxidační činidlo (spalování paliv, výroby org. a anorg. látek)
- svařování a řezání kovů (kyslíkoacetylenový plamen - až 3000°C),
- dýchací přístroje
- raketové palivo
- dodává se stlačený na 15 MPa v ocelových lahvích

staré značení

nové značení



Sloučeniny

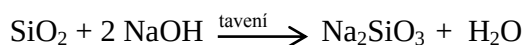
Oxidy: binární sloučeniny kyslíku, **oxidační číslo -II** (výjimka: difluorid kyslíku $\text{O}^{\text{II}}\text{F}_2^{-\text{I}}$)

Dělení oxidů – podle chemické reakce s vodou:

- **kyselinotvorné oxidy** – oxidy nekovů, případně kovů s oxidačním číslem V – VII: CO_2 , SO_2 , NO_2 , SO_3 , CrO_3 , Mn_2O_7 , ...

rozpuštěné tvoří s vodou oxokyseliny $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$

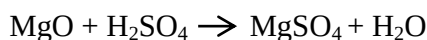
oxidy nerozpustné ve vodě reagují se zásadami za vzniku solí



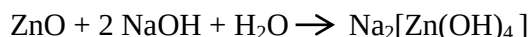
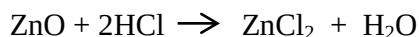
- **zásadotvorné oxidy** – oxidy kovů s oxidačním číslem I-IV: Na_2O , CaO , MgO , ...

tvoří s vodou hydroxidy $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$

oxidy ve vodě nerozpustné reagují s kyselinami za vzniku solí



- **amfoterní oxidy** - reagují s kyselinami i se zásadami za vzniku solí: ZnO , Al_2O_3



- **netečné (inertní) oxidy** – nereagují s vodou ani kyselinami a zásadami: CO , N_2O , ClO_2

! Jeden prvek může tvořit oxidy rozdílného oxidačního stupně a vlastností (Mn, Cr):
CrO zásadotvorný, Cr₂O₃ amfoterní, CrO₃ kyselinotvorný

Dělení oxidů – podle jejich struktury:

- iontové oxidy – hlavně oxidy kovů (CaO)
- molekulové oxidy - složené z jednotlivých molekul; převážně oxidy nekovů
- polymerní oxidy - celky o velkém počtu atomů (křemen SiO₂)

Přípravy oxidů

- přímé slučování s kyslíkem: $S + O_2 \rightarrow SO_2$ $2 SO_2 + O_2 \rightarrow 2 SO_3$
- termický rozklad kyslíkatých sloučenin: $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$
- dehydratace kyselin a hydroxidů: $2 H_3BO_3 \rightarrow B_2O_3 + H_2O$

Peroxid vodíku H₂O₂ H-O-O-H

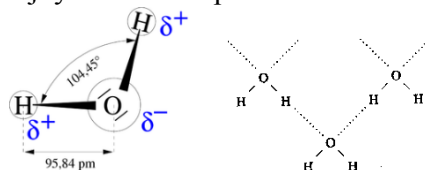
- oxidační stupeň kyslíku -I, peroxidická skupina (O₂)^{-II}
- bezbarvá kapalina, v laboratořích se používá jako 30% roztok
- velmi pomalu se rozkládá, působením např. burele MnO₂ se rozkládá prudce:
 $2H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + O_2$
- má oxidační, méně často redukční účinky
 $2 I^- + H_2O_2 + 2H^+ \rightarrow I_2 + 2H_2O$ *oxidující*
 $2 AgNO_3 + 2NaOH + H_2O_2 \rightarrow 2Ag + O_2 + 2NaNO_3 + 2H_2O$ *redukující*
- vyrábí se oxidací dihydroxyanthracenu vzdušným kyslíkem

Použití: bělicí a dezinfekční prostředek (v lékařství 3%), oxidační činidlo v org. syntéze

Peroxidy kovů: Lze je považovat za „soli“ peroxidu vodíku, nejvýznamnější jsou peroxidy alkalických kovů a kovů a kovů alkalických zemin. Chemické reakce jsou podobné jako u oxidů, dochází k uvolňování kyslíku. Zástupci: peroxid sodný Na₂O₂, peroxid barnatý BaO₂.

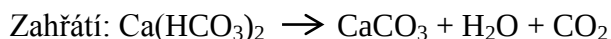
Voda (aqua) H₂O

- nejdůležitější a nejrozšířenější sloučenina, vyskytuje se ve všech 3 skupenstvích, trojný bod vody $T_T = 273,16 K (0,01\ ^\circ C)$
- bezbarvá, bez chuti a zápachu, $t_f = 0^\circ C$, $t_v = 100^\circ C$, nejvyšší hustota: při 4 °C
- molekuly jsou lomené kovalentní s polárními vazbami
- v kapalném stavu se řetězí pomocí vodíkových vazeb
- v ledu se tvoří pravidelná prostorová struktura



Tvrdost vody je způsobena rozpuštěnými solemi. Rozlišujeme:

Přechodná tvrdost – karbonátová je způsobena HCO_3^- ; především $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$. Tato tvrdost se odstraní povařením, rozkladem vznikají méně rozpustné uhličitany:

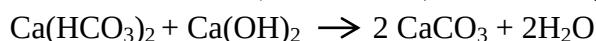


Stálá tvrdost – nekarbonátová je způsobena SO_4^{2-} , Cl^- ; především CaSO_4 , MgSO_4 . Varem se neodstraní.

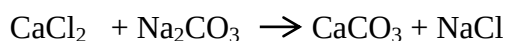
Tvrdost vody se odstraňuje změkčováním nebo úplnou demineralizací.

Provádí se chemicky srážením, přidavkem vhodných chemikálií nebo iontoměníči (katexy, anexy).

Přechodná tvrdost (karbonátová) - reakce s hydroxidem vápenatým:



Stálá tvrdost (nekarbonátová) - reakce s uhličitánem, hydroxidem nebo fosforečnanem sodnými



Iontoměniče vyměňují nežádoucí kationty a anionty za Na^+ , H^+ a OH^- .

Význam vody:

- nezbytná podmínka života
- podmínka živočišné i rostlinné výroby, pitná voda, potravinářské výrobky
- polární rozpouštědlo
- napájecí voda (výroba páry, teplotnosné médium)
- surovina (výroba vodíku a kyslíku, hydratace, hydrolyza)
- dopravní cesta
- vliv na životní prostředí, rekreační a sportovní účely
- léčebné účinky minerálních vod

Použitá literatura:

KOVALČÍKOVÁ Tatiana. Obecná a anorganická chemie. 3. doplněné vydání v roce 2004. [s.l.]: Nakl. KLOUDA PAVEL, 2001. 120 s.

MAREČEK A., HONZA J. Chemie pro čtyřletá gymnázia 1. díl. Nakladatelství Olomouc, 3.vyd. 2005, 240 str. ISBN 80-7182-055-5.

ŠRÁMEK Vratislav. Chemie obecná a anorganická, Nakladatelství Olomouc 2005. 264 stran. ISBN 8071820997

DVOŘÁČKOVÁ Svatava. Rychlokurz chemie. Nakladatelství Rubico, Olomouc 2000. 238 stran. ISBN 8085839423.

Odkazy:

<http://cs.wikipedia.org/wiki/Kysl%C3%ADk>

http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/e/e8/Mesomerni_vzorec_O3.PNG

http://cs.wikipedia.org/wiki/Joseph_Priestley

<http://www.tabulka.cz/prvky/ukaz.asp?id=8>

7 Síra a její sloučeniny

Síra, Sulphur $_{16}\text{S}$ $A_r = 32,06$

Objev: je známa od starověku

Charakteristika:

Perioda: 3

Skupina: 16 (VI.A), patří mezi chalkogeny

Izotopy: 4 stabilní izotopy ^{32}S , ^{33}S , ^{34}S a ^{36}S , 6 izotopů je radioaktivních

Teplota tání: 119,21 °C (392,36 K)

Teplota varu: 444,6 °C (717,8 K)

Elektronegativita: $X_S = 2,40$

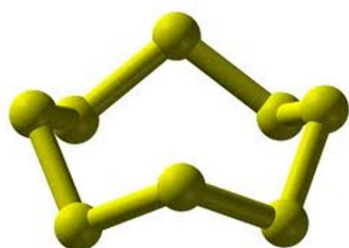
Elektronová konfigurace: $_{16}\text{S} [\text{Ne}] 3s^2 3p^4$

snaha nabýt stabilnější $3s^2 3p^6$, tvoří 2 excitované stavy

Oxidační stupně: -II, 0, VI, IV



Výskyt: Tvoří 0,03–0,09 % zemské kůry. Vyskytuje se volná i vázaná ve sloučeninách. Volná se nachází poblíž sopek nebo v okolí horkých minerálních pramenů (Polsko, Itálie, USA). Ve vázané podobě tvoří hlavně sulfidy a sírany: sulfid zinečnatý – sfalerit, disulfid železnatý – pyrit, sulfid olovnatý – galenit, sulfid rtuťnatý – cinabarit (rumělka) a chalkopyrit – směsný sulfid mědi a železa, sádrovec – dihydrát síranu vápenatého, baryt – síran barnatý. Je obsažena v sopečných plynech (sulfan H_2S , oxid siřičitý SO_2). Patří mezi významné **biogenní prvky**, je součástí bílkovin a fosilních surovin (uhlí, ropa, zemní plyn).

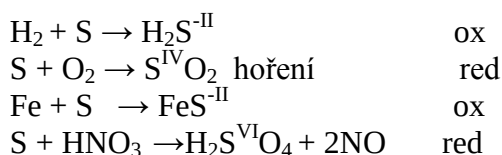


Vlastnosti: Pevná, krystalická žlutá látka nerozpustná ve vodě, dobře rozpustná v sirouhlíku, v ethanolu nebo etheru. Vyskytuje se v několika alotropických modifikacích: kosočtverečná (S_α stálá při normální teplotě), při 95°C přechází na jednoklonnou (S_β) obě modifikace mají cyklické molekuly S_8 , nad 119°C vzniká viskózní kapalina, dalším zahříváním se tvoří hnědé páry

S_8 , S_6 , S_4 , S_2 , ochlazením par – žlutý prášek = sirný květ, prudkým ochlazením kapalně síry vzniká síra plastická (amorfní) s dlouhými polymerními řetězci.



Síra je středně reaktivní, s téměř všemi prvky se slučuje přímo, má oxidační i redukční vlastnosti.

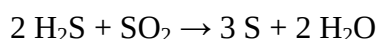


Získávání síry:

- Vháněním přehřáté páry do hlubinných vrtů a následným odčerpáváním vytékající roztavené síry.
- Získávání ze sulfanu při zpracování ropy a zemního plynu, sulfan se oxiduje vzdušným kyslíkem (spalování v peci)

z větší části probíhá reakce: $2 \text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{S}$

z menší části : $\text{H}_2\text{S} + 3/2\text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$



Význam síry:

- biogenní prvek
- průmyslové výroby- k. sírová, sirouhlík, sirná barviva
- střelný prach, zápalky
- sirné masti, sirné mléko (kožní choroby)
- vulkanizace kaučuku



Sloučeniny:

Bezokyslíkaté sloučeniny

Sulfan H_2S - prudce jedovatý plyn, zapáchá po zkažených vejcích; vzniká při rozkladu bílkovin, hoří namodralým plamenem: $2 \text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{SO}_2$

má silné redukční účinky: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} + \text{SO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$

ve vodě se rozpouští za vzniku slabé kyseliny sirovodíkové („sirovodíková voda“), tvoří soli hydrogensulfidy a sulfidy.

Hydrogensulfidy: rozpustné ve vodě

Sulfidy: s alkalickými kovy jsou rozpustné ve vodě, ostatní jsou nerozpustné a mají často typická zabarvení: CdS žlutý, ZnS bílý, MnS pleťový (růžový), Ag_2S , PbS ,... černý, roztoky sulfidů alkalických kovů rozpouštějí velké množství síry za vzniku polysulfidů např. Na_2S_n .

Příprava sulfanu: vytěsnění silnější kyselinou ze sulfidů: $\text{FeS} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S}$

Sirouhlík CS_2 - těkavá, jedovatá a zapáchající kapalina. Vyrábí se ze zemního plynu a používá se k výrobě hedvábí a celofánu, nepolární rozpouštědlo.

Kyslíkaté sloučeniny

Oxid siřičitý SO_2 - bezbarvý jedovatý plyn štiplavého zápachu, snadno se zkapalňuje, má redukční účinky, výjimečně oxidovadlo (jen v přítomnosti silných redukovadel

$\text{SO}_2 + \text{C} \rightarrow \text{S} + \text{CO}_2$).

Laboratorní příprava: rozklad solí kyselinami $\text{HCl} + \text{NaHSO}_3 \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2$

Průmyslová výroba: přímé spalování síry nebo sulfanu $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$

pražením sulfidů: $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \rightarrow 8\text{SO}_2 + 2\text{Fe}_2\text{O}_3$

Použití:

- výroba kyseliny sírové
- dezinfekční prostředek – síření sudů, konzervace sušeného ovoce

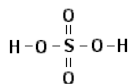
Oxid sírový SO_3 - různé modifikace, v plynném stavu monomer, ochlazením se tvoří kapalný a pevný cyklický trimer $(\text{SO}_3)_3$. Je silně hygroskopický, reaguje s vodou za vzniku k. sírové, rozpouští se v koncentrované k. sírové na oleum.

Vyrábí se katalytickou oxidací oxidu siřičitého: $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$ kat. V_2O_5 , $t = 425^\circ\text{C}$

Oxid sírový v ovzduší vzniká oxidací oxidu siřičitého, v mracích se absorbuje a je příčinou tzv. kyselých dešťů.

Kyselina siřičitá H_2SO_3 - slabá nestálá dvojsytná kyselina, známa pouze v roztocích, vzniká sycením vody oxidem siřičitým: $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$

Kyselina i její soli hydrogensiřičitany $(\text{HSO}_3)^-$ a siřičitany $(\text{SO}_3)^{2-}$ mají redukční vlastnosti.



Kyselina sírová H_2SO_4 silná dvojsytná kyselina, bezbarvá olejovitá kapalina mísí se s vodou v každém poměru, při koncentraci 98,3 % tvoří azeotropní směs. Je silně hygroskopická a má silné dehydratační účinky (uhelnatění organických látek). Koncentrovaná kyselina (> 98,3%) má silné oxidační účinky a rozpouští některé ušlechtilé kovy:

$\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuO} + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

Zředěná kyselina rozpouští neušlechtilé kovy $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{H}_2$.

Výroba: kontaktní způsob z oxidu siřičitého SO_2

1) oxidace síry nebo sulfanu - výroba oxidu siřičitého

2) výroba oxidu sírového

3) rozpouštění oxidu sírového ve zředěné nebo konc. kyselině sírové (vzniká oleum)



Použití:

- základní průmyslová surovina - výroba anorganických a organických sloučenin (sulfonace, nitrace)
- výroba léčiv, výbušnin, tenzidů, barviv, viskózních vláken
- výroba průmyslových hnojiv
- při zpracování ropy, uranových a měděných surovin
- v textilním průmyslu
- elektrolyt do Pb akumulátorů.

Soli:

Sírany (sulfáty) SO_4^{2-} a hydrogensírany HSO_4^- .

Většina síranů a hydrogensíranů je rozpustná ve vodě, nerozpustné jsou: PbSO_4 , Hg_2SO_4 , HgSO_4 , BaSO_4 , SrSO_4 . Připravují se rozpouštěním kovů nebo jejich oxidů, hydroxidů a uhličitánů v kyselině, neutralizačními nebo srážecími reakcemi.

Podvojný síran prvků s ox.č. I a III. = kamence $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ dodekahydrát síranu draselnohlinitého.

Skalice – sírany obsahující krystalovou vodu: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ modrá skalice, $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ zelená skalice, $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ bílá skalice.



Přehled dalších sloučenin síry

Thiosírany $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ – využití v jodometrii, ve fotografické technice, v textilním průmyslu...

Dithioničitan sodný $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_4$ – redukovadlo, využití jako odbarvovač, barviva

Peroxodisíran sodný $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_8$ - oxidační činidlo, iniciátor polymerací

Chlorid thionylu SOCl_2 – chlorační činidlo v organické syntéze

Zdroje

Použitá literatura:

KOVALČÍKOVÁ Tatiana. Obecná a anorganická chemie. 3. doplněné vydání v roce 2004. [s.l.]: Nakl. KLOUDA PAVEL, 2001. 120 s.

MAREČEK A., HONZA J. Chemie pro čtyřletá gymnázia 1. díl. Nakladatelství Olomouc, 3.vyd. 2005, 240 str. ISBN 80-7182-055-5.

ŠRÁMEK Vratislav. Chemie obecná a anorganická, Nakladatelství Olomouc 2005. 264 stran. ISBN 8071820997

DVOŘÁČKOVÁ Svatava. Rychlokurz chemie. Nakladatelství Rubico, Olomouc 2000. 238 stran. ISBN 80-858-394-2-3.

NEUFINGERL.F., URBAN.O., VIEHHAUSER.M., SMRŽ.M. Chemie 1 Obecná a anorganická chemie 1995. Nakladatelství Wahlberg Praha 155 s. ISBN 80-901-657-6-1

Odkazy

<http://cs.wikipedia.org/wiki/S%C3%ADra>

<http://www.tabulka.cz/prvky/ukaz.asp?id=16>

<http://www.zschemie.euweb.cz/sira/sira2.html>

<http://www.google.cz/search?q3%ADra&hl=cs&prmd=imvns&tbm=isch&tbo=u&source=niv&sa=X>

<http://www.google.cz/search?q=modr%C3%A1+skalice>

8 Kovy 2. skupiny

Prvky 2. skupiny (dříve II. A skupina) s^2 prvky

Be, Mg + Ca, Sr, Ba, Ra (kovy alkalických zemin)

Z	Značka	název	Valenční elektrony	Oxidační číslo	Elektro negativita	Teplota tání °C	Reaktivita ↓
4	Be	Berylium	$2s^2$	II	1,50	1285	
12	Mg	hořčík - Magnesium	$3s^2$	II	1,20	651	
20	Ca	vápník - Calcium	$4s^2$	II	1,00	851	
38	Sr	Stroncium	$5s^2$	II	0,99	752	
56	Ba	Baryum	$6s^2$	II	0,97	710	
88	Ra	Radium (<i>radioaktivní</i>)	$7s^2$	II	0,97	700	

Objev: Be 1798, Mg, Ca, Sr, Ba 1808,

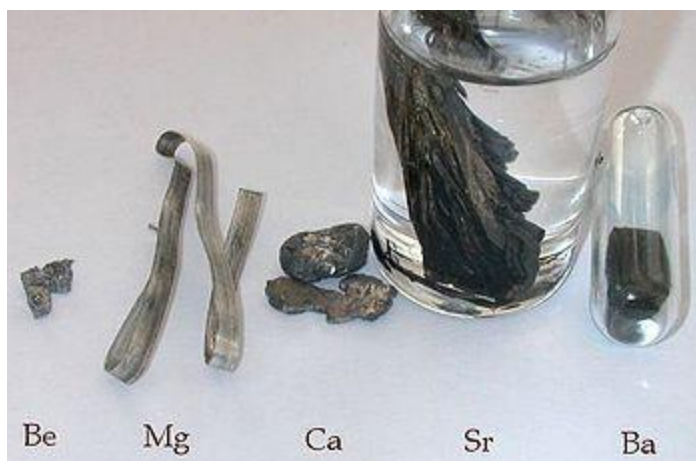
Charakteristika:

Obecná elektronová konfigurace: ns^2

Počet valenčních elektronů: 2

Oxidační stupně: II, 0

Výskyt: velmi reaktivní, proto v přírodě pouze ve sloučeninách, Ca a Mg – patří mezi 10 nejrozšířenějších prvků, oba jsou biogenní prvky (chlorofyl, krev, zuby, kosti), minerály: $3\text{BeO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ beryl (smaragd, akvamarín), MgCO_3 magnezit, $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ dolomit, CaCO_3 kalcit (vápenec, mramor, křída...), CaF_2 fluorit (kazivec), $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ sádrovec, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ apatit, $\text{MgSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ kieserit, $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ epsomit, BaSO_4 baryt



Vlastnosti:

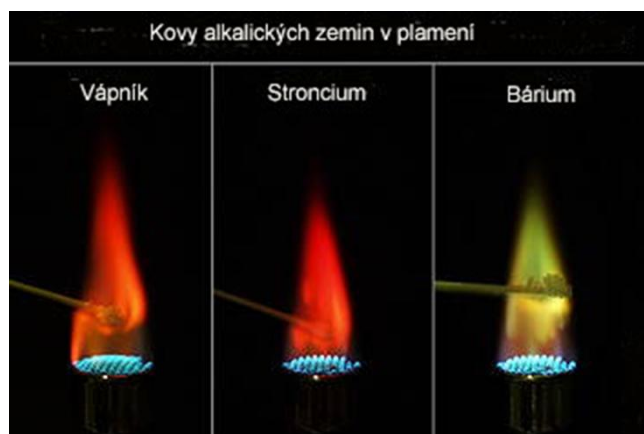
- stříbrolesklé kovy, proti s^1 jsou tvrdší, křehčí, mají vyšší hustotu i bod tání,
- silně elektropozitivní, odtržením 2 elektronů vznikají kationty M^{2+} (ns^0)
- chemicky jsou reaktivní, reaktivita roste ve skupině směrem dolů
- v Beketově řadě se nacházejí nalevo od vodíku, ve skupině roste s protonovým číslem zásaditost oxidů a hydroxidů a rozpustnost hydroxidů ve vodě, naopak klesá rozpustnost síranů a uhličitánů
- beryllium a hořčík se svými vlastnostmi liší od ostatních prvků této skupiny, na vzduchu jsou stálé, Be se podobá hliníku, je amfoterní, vytváří převážně kovalentní vazby, Mg je vlastnostmi mezi Be a kovy alkalických zemin

- sloučeniny barví charakteristicky plamen:
Ca cihlově červeně, Sr karmínově, Ba žlutozeleně



Be

Mg



Ca



Sr



Ba



Příklady reakcí:

s H_2 : hydridy $Ca + H_2 \rightarrow CaH_2$

s O_2 : oxidy (Sr a Ba i peroxidy)

s N,S,halogeny: reagují za vyšších teplot, vznikají nitridy, sulfidy, halogenidy $Ca + S \rightarrow CaS$

reakce s vodou: Be a Mg reagují pouze za vyšších teplot, ostatní i za obyčejné teploty



se zředěnými kyselinami reagují snadno $Ca + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2$

Výroba:

elektrolýza roztavených chloridů, Ba pouze aluminotermicky z BaO při vysoké teplotě

Použití:

Be – speciální do slitiny, zlepšuje tvrdost a pevnost

Mg – silné redukční činidlo, příprava Grignardových činidel, nejlehčí konstrukční materiál, základní složka slitin (dural, magnalium, elektron)

Ca, Sr a Ba - význam při úpravě některých kovů a při výrobě speciálních slitin.

Sloučeniny

Jsou bezbarvé až bílé krystalické látky. Rozpustné soli Ba^{II} jsou **velmi jedovaté!**

Oxidy – bílé látky s vysokými body tání, reagují s vodou na hydroxidy. Připravují se tepelným rozkladem uhličitánů.

Oxid hořečnatý MgO = bílá (pálená) magnézie vzniká: $\text{MgCO}_3 \rightarrow \text{MgO} + \text{CO}_2$ bílý prášek, vysoká teplota tání, žáruvzdorné materiály.

Oxid vápenatý CaO = pálené vápno se vyrábí průmyslově ve vápenkách zahříváním vápence při teplotách kolem 1000°C : $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$

Použití: ve stavebnictví na výrobu hašeného vápna, struskotvorná přísada u oceli, vodárenství.

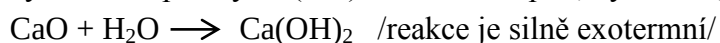
Peroxid barnatý BaO_2 se používá jako bělící a oxidační činidlo. Reakcí s kyselinou sírovou se získává peroxid vodíku H_2O_2 .

Hydroxidy – bílé krystalické látky, málo rozpustné ve vodě, hydroxidy kovů alkalických zemin jsou silné zásady

Hydroxid hořečnatý Mg(OH)_2 ve vodě téměř nerozpustný, s kyselinami tvoří soli hořečnaté $\text{Mg(OH)}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MgSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

Použití: gel na spáleniny, antacidum – neutralizuje přebytek kyselin v zažívacím traktu.

Hydroxid vápenatý Ca(OH)_2 = hašené vápno, vyrábí se „hašením“ páleného vápna:



ve vodě je málo rozpustný, vodný roztok = vápenná voda (důkazy oxidu uhličitého), vodná suspenze = vápenné mléko je nejlevnější zásada, stavebnictví (malta), změkčování vody tvrdnutí malty: $\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

Hydroxid barnatý Ba(OH)_2 silná zásada, nejsilnější ze zásad prvků alkalických zemin

Uhličitán vápenatý CaCO_3 je v přírodě nejrozšířenější sloučenina vápníku, vyskytuje se ve dvou modifikacích: kalcit, aragonit, rozpouští se nepatrně ve vodě obsahující oxid uhličitý – $\text{CaCO}_3 \downarrow + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(HCO}_3)_2 (\text{aq})$

Obdobné děje probíhají při tvorbě krasových útvarů. Opačnou reakcí dochází ke vzniku krápníkových útvarů.

Hydrogenuhličitany jsou ve vodě rozpustné. $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ a $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ způsobují přechodnou tvrdost vody, nejvíce jsou obsaženy v minerálních vodách bohatých na oxid uhličitý. Zahříváním se rozkládají na uhličitany: $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2(\text{aq}) \rightarrow \text{MgCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$

Mramor = vápenec, který lze leštit

Křída = uhličitán vápenatý vzniklý ze schránek mořských živočichů

Chlorid vápenatý CaCl_2 $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ bezvodý je velmi hygroskopický, používá se jako sušivo, z roztoků krystaluje jako hexahydrát, s ledem vytváří chladicí směs použitelnou do -50°C .

Karbid vápenatý CaC_2 tmavá, pevná, tvrdá látka, ve skutečnosti o acetylid. Připravuje se redukcí CaO koksem: $\text{CaO} + 3\text{C} \rightarrow \text{CaC}_2 + \text{CO}$

Reakcí s vodou poskytuje acetylen: $\text{CaC}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) + \text{Ca}(\text{OH})_2$

Heptahydrát síranu hořečnatého $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ = hořká sůl, je obsažen v některých minerálních vodách (Šaratica), má projímací účinky.

Dihydrát síranu vápenatého $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ = sádrovec zahříváním při teplotě kolem 160°C vzniká hemihydrát síranu vápenatého $\text{CaSO}_4 \cdot \frac{1}{2}\text{H}_2\text{O}$ tzv. sádra. Opětným přijímáním vody dochází ke tvrdnutí sádry:

$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CaSO}_4 \cdot \frac{1}{2}\text{H}_2\text{O} + \frac{3}{2}\text{H}_2\text{O}$ Používá ve stavebnictví, lékařství, sochařství.

Síran barnatý BaSO_4 vzniká srážením $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 + 2\text{NaCl}$ používá se jako kontrastní látka při rentgenu žaludku a střev.

Chroman barnatý BaCrO_4 nerozpustná žlutá sraženina, vzniká srážením rozpustných chromanů barnatými solemi

Důkazy kationtů:

S uhličitany, sírany i šťavelany vznikají bílé sraženiny. Rozpustnost síranů klesá s rostoucím protonovým číslem kovu, u šťavelanů naopak stoupá.

Kationty Ba^{2+} reagují s chromanem a dichromanem (žlutý chroman barnatý, oranžový dichroman barnatý).

Použitá literatura:

KOVALČÍKOVÁ Tatiana. Obecná a anorganická chemie. 3. doplněné vydání v roce 2004. [s. l.]: Nakl. KLOUDA PAVEL, 2001. 120 s.
MAREČEK A., HONZA J. Chemie pro čtyřletá gymnázia 2. díl. Nakladatelství Olomouc, 3.vyd., 2005, 230 str. ISBN 80-7182-141-1.
ŠRÁMEK Vratislav. Chemie obecná a anorganická, Nakladatelství Olomouc 2005. 264 stran. ISBN 8071820997
KOTLÍK B., RUŽIČKOVÁ K. Chemie I. a II. v kostce. Havlíčkův Brod: Fragment, 1999. ISBN 80-7200-056-X.
DVOŘÁČKOVÁ Svatava. Rychlokurz chemie. Nakladatelství Rubico, Olomouc 2000. 238 stran. ISBN 8085839423.

Odkazy:

http://cs.wikipedia.org/wiki/2._skupina
<http://www.obrazky.cz/?q=dolomithttp://media2.picsearch.com/is>
http://www.stastnezeny.cz/data/usr_039_default/oliv02.jpg
<http://cs.wikipedia.org/wiki/Spinel>
<http://www.mgas.de/galerie/rumaenien/baryt-rum-ts-t.jpg>
<http://cs.wikipedia.org/wiki/V%C3%A1pn%C3%ADk>
http://geologie.vsb.cz/geomorfologie/Prednasky/9_kapitola.htm
<http://cs.wikipedia.org/wiki/Vápník>
<http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/b/ba/Strontium.jpg/255px-Strontium.jpg>

9 Železo a jeho výroba

Železo, *Ferrum Fe*

Výskyt: 2. nejrozšířenější kov na Zemi (5%), vyskytuje se i ve Vesmíru

Minerály: hematit (krevel) Fe_2O_3 , magnetit (magnetovec) Fe_3O_4 , limonit (hnědel)

$\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, siderit (ocelek) FeCO_3 , pyrit FeS_2

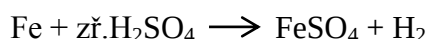
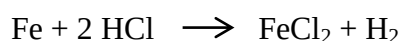
Volně: vzácně jako meteorické železo

biogenní prvek II.řádu - přenášení kyslíku

Elektronová konfigurace: ${}_{26}\text{Fe}$: $[\text{}_{18}\text{Ar}] 3\text{d}^6 4\text{s}^2$

Vlastnosti: neušlechtilý, stříbrolesklý, tažný, kujný, měkký kov, teplota tání: 1535°C , teplota varu: 3000°C , hustota $7,86 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$, malá odolnost proti korozi, ferromagnetický (do teploty 768°C tzv. Curieův bod)

S kyselinami tvoří soli:



Výroba:

výchozí suroviny: železné rudy Fe_2O_3 , Fe_3O_4 , $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, FeCO_3

redukční činidlo: koks a z něj vzniklý CO

struskotvorné přísady: k vázání hlušiny, u většiny rud má kyselý charakter, přidává se přísada zásaditého charakteru – vápenec, vytváří tzv. strusku

zdroj tepla: koks a vzduch

princip výroby: redukce kyslíkatých rud koksem a oxidem uhelnatým

zařízení: vysoká pec

popis vysoké pece:

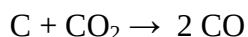
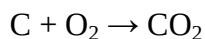
- šachtová pec 30 m vysoká, průměr 7-8 m, pancéřový ocelový plášť chlazený vodou,
- uvnitř je ohnivzdorná šamotová vyzdívka, nístěj je z grafitových cihel
- skládá se: ze sazební, šachty, rozpory, sedla a nístěje

postup výroby:

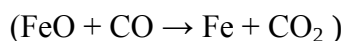
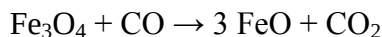
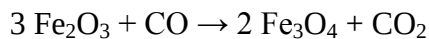
- shora se plní koksem, železnou rudou a struskotvornými přísadami (vápenec) do spodní části se vhání přehřátý vzduch
- v horní části se přehřívá vsázka a vypařuje se z ní vlhkost
- železná ruda klesá a dochází k její redukci stoupajícím CO probíhá tzv. nepřímá redukce oxidů železa ($400 - 1\,000^\circ\text{C}$)
- v nižší části pece dále stoupá teplota ($1000 - 2000^\circ\text{C}$) a dochází k přímé redukci ještě neredukovaných oxidů železa koksem
- zároveň dochází k nauhličování taveniny, surové železo má obsah uhlíku 3,5 - 5 %
- roztavené železo a struska se shromažďují na dně pece v nístěji, odvádějí se odpichem

Děje:

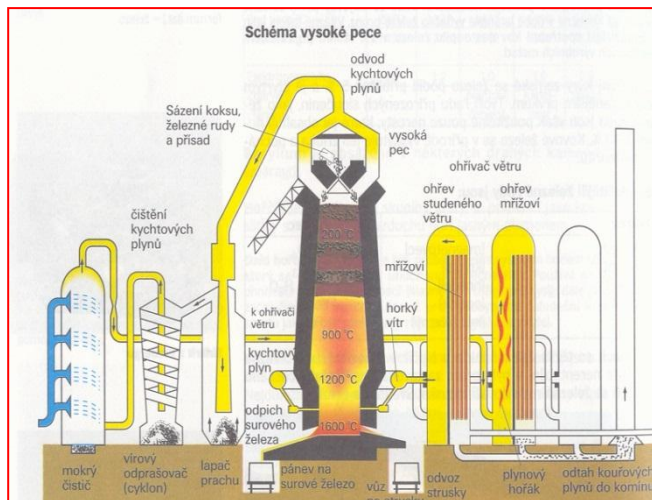
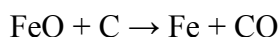
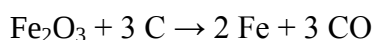
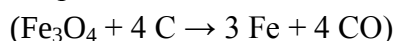
- spalování koksu a redukce CO_2



- nepřímá redukce



- přímá redukce



Produkty:

surové železo obsahuje různé příměsi: C, Si, P, Mn, je tvrdé, křehké, není kujné, nesmí být mechanicky namáháno, zpracovává se na ocel nebo litinu

struska vzniká z hlušiny a struskotvorných přísad

vysokopecní plyn 22% CO , 60% N_2 , 18% CO_2

Výroba oceli = zkujňování

- oxidační snižování obsahu uhlíku, křemíku, síry, fosforu..., z příměsí vznikají oxidy
 - oxidace se provádí volným kyslíkem v konvertorech nebo oxidací kyslíkem vázaným v železném šrotu v nístějových pecích
 - ocel obsahuje uhlík nejčastěji v rozmezí 0,2 – 1,7 %, hlavní konstrukční materiál
- Speciální oceli (legované oceli) – výroba v elektrických pecích, vlastnosti oceli se mění přísadou některých kovových prvků (Cr, Ni, Mn, V, W, Co, Ti)

Výroba litiny

- ve slévárnách v kuplovně
- shora se zavází kovová vsázka, koks, struskotvorné přísady (pálené vápno)
- vzduch se přivádí zdola, vsázka se roztaví, nežádoucí prvky přejdou do strusky - Si, S, Mn, potom se odlévají litinové odlitky (radiátory, odpadní roury,...)

Sloučeniny železa:

Sulfid železnatý FeS - černý, ve vodě nerozpustný, vzniká přímou syntézou nebo srážením železnatých kationtů sulfidy, v kyselinách se rozkládá a uvolňuje se sulfan H_2S (příprava sulfanu v laboratoři)

Hydroxid železnatý Fe(OH)_2 - bílá sraženina, na vzduchu hnědne a přechází na Fe(OH)_3

Zelená skalice $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ - vzniká reakcí železa s kyselinou sírovou, bezvodý je bílý, na vzduchu je nestálý, pozvolná se oxiduje, což se projevuje hnědnutím (vznik kationtů Fe^{3+})

Mohrova sůl $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ - světle zelená krystalická látka, použití v analytické chemii, ionty Fe^{2+} jsou v této sloučenině stabilní

Oxid železitý Fe_2O_3 - červený, vzniká tepelným rozkladem $\text{Fe}(\text{OH})_3$, použití jako červený pigment

Oxid železnato-železitý Fe_3O_4 - oxidací FeO nebo zahříváním Fe_2O_3 nad 1400°C , černý, ferromagnetický

Hydroxid železitý $\text{Fe}(\text{OH})_3$ - působením hydroxidů na roztoky železitých solí, rezavě-červená sraženina

Chlorid železitý FeCl_3 - bezvodý červenohnědý, hexahydrát je hnědožlutý, ve vodě je rozpustný, hydrolyzuje na silně kyselý roztok

Komplexní sloučeniny železa

Hexakyno-železnatan draselný $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ - žlutá krevní sůl, s Fe^{3+} vzniká Berlínská modř

Hexakyno-železitan draselný $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ - červená krevní sůl, s Fe^{2+} vzniká Turnbullova modř, (obě modře mají stejné složení)

Použitá literatura:

MAREČEK A., HONZA J. Chemie pro čtyřletá gymnázia 2. díl. Nakladatelství Olomouc, 3.vyd., 2005, 230 str. ISBN 80-7182-141-1.

ŠRÁMEK, Vratislav. Chemie obecná a anorganická, Nakladatelství Olomouc 2005. 264 stran. ISBN 8071820997

DVOŘÁČKOVÁ, Svatava. Rychlokurz chemie. Nakladatelství Rubico, Olomouc 2000. 238 stran. ISBN 8085839423.

NEUFINGERL. F., URBAN. O., VIEHHAUSER. M., SMRŽ. M. Chemie1 Obecná a anorganická chemie 1995. Nakladatelství Wahlberg Praha. 155 s. ISBN 80-901-657-6-1

Odkazy:

<http://cs.wikipedia.org/wiki/Hematit>

http://cs.wikipedia.org/wiki/Soubor:Mineral_Limonita_GDFL120.jpg

<http://geologie.vsb.cz/loziska/suroviny/rudy/magnetit.html>

<http://www.holismen.dk/krystal/images/pyrit.jpg>

http://xantina.hyperlink.cz/vyr_zeleza.html

http://geologie.vsb.cz/loziska/suroviny/zelezo/elpec_resize.jpg

http://geologie.vsb.cz/loziska/suroviny/vyroba_zeleza.html

http://cs.wikipedia.org/wiki/Soubor:Schema_kopie.jpg

10 Kovy 11. skupiny, mincovní kovy

Prvky 11. skupiny (dříve I. B skupina) = Mincovní kovy

Měď Cu, stříbro Ag, zlato Au, (Roentgenium Rg)

Z	Značka	Název	Ar	Valenční elektrony	Oxidační číslo	Hustota (kgdm ⁻³)	Teplota tání °C
29	Cu	Měď Cuprum	63,55	3d ¹⁰ 4s ¹	I, II	8,9	1 084,0
47	Ag	Stříbro Argentum	107,87	4d ¹⁰ 5s ¹	I	10,5	960,5
79	Au	Zlato Aurum	196,97	5d ¹⁰ 6s ¹	I, III	19,3	1 063,0

Objev

- Cu, Ag, Au známé v ryzí podobě od starověku (objev mědi kolem roku 5000 př. n. l.)
- Roentgenium - silně radioaktivní kovový prvek, připravený uměle 8. 11. 1994

Charakteristika

- přepokládaná konfigurace ns²(n-1)d⁹ se mění ve stabilnější konfiguraci ns¹(n-1)d¹⁰, d elektrony mohou použít pro chemické vazby, patří mezi přechodné kovy
- oxidační stupně: I, II, III, 0

Výskyt – ryzí, měď a stříbro hlavně ve sloučeninách

Vlastnosti

- měkké, těžké, ušlechtilé kovy, v elektrochemické řadě napětí kovů jsou napravo od vodíku, mají kladný redoxní potenciál, s protonovým číslem stoupá i hodnota standardního elektroodového potenciálu
- vysoká tepelná i elektrická vodivost, výborná kujnost a tažnost
- charakteristické zbarvení – měď červená, stříbro bílé, zlato žluté
- vytvářejí s ostatními kovy slitiny
- chemická reaktivita je poměrně nízká, s rostoucím protonovým číslem klesá, nejlépe reagují s halogeny
- na vzduchu jsou všechny tři kovy poměrně stálé, měď se časem pokrývá měděnkou, stříbro vrstvičkou černého sulfidu, zlato je odolné
- měď a stříbro se rozpouštějí v oxidujících kyselinách (HNO₃, koncentrované H₂SO₄ za horka), zlato jen v lučavce královské (3HCl + HNO₃) nebo v neoxidující kyselině za přítomnosti silného oxidačního činidla, např. chloru
- tvoří komplexní sloučeniny

Měď Cuprum $_{29}\text{Cu}$

Výskyt

- v přírodě výjimečně ryzí, častěji ve sloučeninách s prvky 16. skupiny
- důležité rudy: chalkopyrit CuFeS_2 , chalkosin Cu_2S , kuprit Cu_2O , malachit $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu(OH)}_2$, azurit $2\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu(OH)}_2$
biogenní prvek (např. hemocyanin v "krvi" měkkýšů)

Výroba

- nejčastěji z chalkopyritu pražením a následným tavením, přidáním SiO_2 dojde k odstranění železa (struska $\text{FeO} \cdot \text{SiO}_2$), oxid a sulfid měďný vytvoří surovou měď:
$$2\text{Cu}_2\text{S} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Cu}_2\text{O} + 2\text{SO}_2$$
$$2\text{Cu}_2\text{O} + \text{Cu}_2\text{S} \rightarrow 6\text{Cu} + \text{SO}_2$$
- rafinace se provádí elektrolyticky, jako elektrolyt slouží roztok modré skalice CuSO_4 , anodické kaly mohou být i zdrojem např. zlata nebo stříbra, rafinovaná měď dosahuje čistoty 99,90 – 99,98%
- chudší rudy se rozkládají kyselinou sírovou, ze získaných roztoků se měď získává elektrolyticky nebo cementací železným šrotem

Vlastnosti

- červenohnědý, měkký, tažný kov s výbornou vodivostí
- na vzduchu se zvolna pokrývá zelenou vrstvou zásaditých uhličitů měďnatých $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu(OH)}_2$, ve znečištěném ovzduší také vrstvičkou černých sulfidů nebo oxidů
- sloučeniny barví plamen zeleně (plamenové zkoušky)
- v neoxidujících kyselinách se nerozpouští, ale reaguje s oxidujícími kyselinami
s koncentrovanou kyselinou sírovou: $\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
se zředěnou kyselinou dusičnou: $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3 \rightarrow 3\text{Cu(NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$
s koncentrovanou kyselinou dusičnou: $\text{Cu} + 4\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu(NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Použití

- měď je po železe a hliníku třetím nejvíce vyráběným kovem na světě
- v elektrotechnice výroba vodičů a kontaktů
- ve stavebnictví pokrývání střech, instalační materiál, v potravinářství varné nádoby a kotle (např. pívovary)
- významné slitiny mědi:
bronz (dobře slévatelná slitina mědi s cínem), výroba armatur, ložisek, strojních součástí, odlévání zvonů, soch...
mosaz (slitina mědi se zinkem), výroba plechů, trubek, tyčí, ...
speciální mosazi - přísadou dalších prvků (Al, Mn, Fe, Ni, Sn, Pb, Si), slitina s niklem (75 % Cu, 25 % Ni) - mincovnictví
alpaka (Cu, Zn, 10 až 20 % Ni) výroba přístrojů, ozdobných předmětů
konstantan (45 % Ni, 55 % Cu) a nikelin (35 % Ni, 56 % Cu, 13 % Zn) - velký elektrický odpor, užívají se jako odporové vinutí pecí nebo termočlánky

Monelův kov (68 % Ni, 28 % Cu, 2,5 % Fe, 1,5 % Mn) - vysoká chemická odolnost a tvrdost, v chemickém průmyslu jako konstrukční materiál

Významné sloučeniny mědi

- **Oxid měďný Cu_2O**
červený, ve vodě nerozpustný prášek, barvení skla na červeno
- **Oxid měďnatý CuO**
černý, ve vodě nerozpustný prášek, snadno se redukuje na kovovou měď, barvení skla na modrozeleno
- **Hydroxid měďnatý $\text{Cu}(\text{OH})_2$**
vzniká srážením Cu^{2+} solí alkalickými hydroxidy jako světle modrá sraženina zahřátím dehydratuje na CuO , v amoniaku se rozpouští na intenzivně modrý roztok komplexní sloučeniny tetraamminměďnatého $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$, tzv. Schweitzerovo činidlo (rozpouští celulózu)
- **Halogenidy měďnaté**
barevné, ve vodě rozpustné, halogenidy měďné jsou bílé a ve vodě nerozpustné
- **Pentahydrát síranu měďnatého $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$** (modrá skalice)
modrá krystalická látka, dobře rozpustná ve vodě, při zahřátí na teplotu 200°C ztrácí krystalickou vodu a přechází na bílou bezvodou sůl, postřik proti škůdcům a proti hnilobě, elektrolyt při pokovování, k přípravě dalších sloučenin mědi

Stříbro, Argentum $_{47}\text{Ag}$

Výskyt

- ryzí, nejvýznamnější sloučenina argentit Ag_2S , další minerály většinou doprovázejí sulfidické rudy mědi, olova a zinku

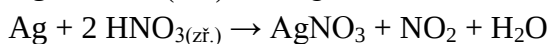
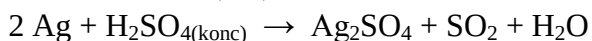
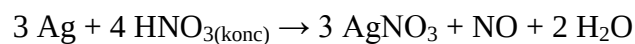
Výroba

- hydrometalurgicky vyluhováním mleté rudy vodným roztokem kyanidu:
$$\text{Ag}_2\text{S} + 4 \text{NaCN} + 2 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Na}[\text{Ag}(\text{CN})_2] + \text{Na}_2\text{SO}_4$$

stříbro se z roztoku získá zinkem: $2 [\text{Ag}(\text{CN})_2]^- + \text{Zn} \rightarrow [\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-} + 2 \text{Ag}$
- parkesování - získání Ag z tekutého olova extrakcí pomocí Zn, do zahřátého olova s příměsí stříbra se přidá zinek, při teplotě nad 419°C Zn s pohlčeným stříbrem vyplave na povrch a ve formě pěny se setře, zinek se oddestiluje
- pyrometalurgicky pražením argentitu s následující redukcí koksem
- rafinace stříbra elektrolyticky

Vlastnosti

- bílý, lesklý, lehce tavitelný kov, snadno tvoří slitiny
- největší elektrická vodivost ze všech kovů, velmi dobrá tepelná vodivost
- baktericidní účinky, koloidní roztoky mají antiseptické účinky
- na vzduchu se potahuje vrstvičkou černého sulfidu stříbrného
- rozpouští se pouze v oxidujících kyselinách a kyanidech



Použití

- klenotnictví, mincovnictví, výroba přístrojů (hlavně v podobě slitin)
- záznamové médium na CD a DVD kompaktních discích
- výroba zrcadel
- v elektrotechnice na výrobu vodičů a kontaktů
- katalyzátor (např. výroba formaldehydu)

Významné sloučeniny stříbra

- **Oxid stříbrný Ag_2O**
černá látka, rozkládá se při teplotě nad 160 °C na kovové stříbro a kyslík
- **Halogenidy stříbrné AgX**
ve vodě nerozpustné s výjimkou fluoridu stříbrného AgF , AgCl je bílý, AgBr nažloutlý, AgI žlutý
- **AgCl i AgBr** na světle černají, rozpouštějí se v roztoku thiosíranu sodného - ustalování negativů a pozitivů v černo-bílé fotografii, AgI při výrobě speciálních filmů se zvýšenou citlivostí
- **Dusičnan stříbrný AgNO_3 (lapis)**
nejdůležitější stříbrná sůl, ve vodě dobře rozpustná, antiseptické a leptavé účinky, snadno se redukuje na kovové stříbro (Tollensovo činidlo), využití k výrobě zrcadel, v analytické chemii, k výrobě dalších sloučenin stříbra, dříve k vypalování bradavic

Zlato, Aurum $_{79}\text{Au}$

Výskyt

- ryzí, primárně jako kovové šupinky a žíly v křemenu, sekundárně jako zrníčka nebo valounky v naplavených píscích

Výroba

- rýžování zlata ze zlatonosných písků
 - amalgamový způsob – přidavkem rtuti vzniká amalgam, rtuť se oddělí destilací
 - kyanidovým loužením – účinkem roztoku kyanidu za přítomnosti vzduchu, zlato se z roztoku komplexní soli vyredukuje působením kovového zinku nebo elektrolyticky
- $$2 \text{ Au} + 4 \text{ CN}^- + 2 \text{ H}_2\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow 2 [\text{Au}(\text{CN})_2]^- + 2 \text{ OH}^- + \text{H}_2\text{O}_2$$
- $$2 [\text{Au}(\text{CN})_2]^- + \text{Zn} \rightarrow [\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-} + 2 \text{ Au}$$

Vlastnosti

- velmi měkký ušlechtilý kov, pro praktické využití se leguje stříbrem nebo mědí
obsah zlata se udává v tzv. karátech, čisté zlato má ryzost 24 karátů, např.
osmnáctikarátové zlato obsahuje $18/24 = 75\%$ zlata.
- nejvyšší kujnost a tažnost ze všech kovů, z 1 g zlata lze vytáhnout drátek o délce 3 km
- rozpouští se jen v lučavce královské a v roztocích kyanidů za přítomnosti vzduchu
$$\text{Au} + 3 \text{HCl} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{AuCl}_3 + \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O}$$
$$2 \text{Au} + 4 \text{KCN} + \text{H}_2\text{O} + \frac{1}{2} \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{K}[\text{Au}(\text{CN})_2] + 2 \text{KOH}$$

Použití

- v klenotnictví (slitiny s niklem nebo palladiem tzv. bílé zlato)
- zdravotnictví (hlavně ve stomatologii)
- v elektrotechnice na výrobu paměťových buněk

Významné sloučeniny zlata

- **Chlorid zlatitý AuCl_3**
hnědá krystalická látka, rozpustná ve vodě, redukcí SnCl_2 vzniká sytě červená
sraženina kyseliny cíničité zbarvená koloidním zlatem = Cassiův purpur - k barvení
skla (rubínové sklo)
$$2 \text{AuCl}_3 + 3 \text{SnCl}_2 \rightarrow 2 \text{Au} + 3 \text{SnCl}_4 \quad \text{SnCl}_4 + 3 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SnO}_3 + 4 \text{HCl}$$

Použitá literatura:

KOVALČÍKOVÁ, Tatiana. Obecná a anorganická chemie. 3. doplněné vydání v roce 2004.
[s. l.] : Nakl. KLOUDA PAVEL, 2001. 120 s.
ŠRÁMEK Vratislav. Chemie obecná a anorganická, Nakladatelství Olomouc 2005. 264 stran.
ISBN 8071820997
KOTLÍK B., RUŽIČKOVÁ K. Chemie I. a II. v kostce. Havlíčkův Brod: Fragment, 1999.
ISBN 80-7200-056-X.
DVOŘÁČKOVÁ Svatava. Rychlokurz chemie. Nakladatelství Rubico, Olomouc 2000. 238
stran. ISBN 8085839423.

Odkazy:

http://cs.wikipedia.org/wiki/11._skupina
<http://www.tabulka.cz/prvky/ukaz.asp?id=29>
<http://cs.wikipedia.org/wiki/M%C4%9B%C4%8F>
http://cs.wikipedia.org/wiki/St%C5%99%C3%ADbro#Z.C3.A1kladn.C3.AD_fyzik.C3.A1ln.C4.9B-chemick.C3.A9_vlastnosti
<http://www.studopory.vsb.cz/studijnimaterialy/ChemieII/ChemieII.pdf>

Testy a úlohy

RADIOAKTIVITA - I. test

❖ *Co je to radioaktivita?*

1. činnost jaderné elektrárny
2. přeměna prvku v jiný prvek za současného vyzáření neviditelného záření
3. děje probíhající v rozhlasovém přijímači (radiu)
4. přeměna prvku radia ve sloučeniny
5. rozklad sloučeniny na prvky za současného vyzáření elektromagnetických vln

❖ *Který z vědců objevil schopnost látek uvolňovat neznámé záření (1896)?*

1. Marie Curie-Sklodovská
2. Frederic Joliot
3. Irene Curie-Joliot
4. Alexander Henri Becquerel
5. Albert Einstein

❖ *Z jaké látky bylo získáno radium?*

1. radioapatit
2. jáchymovský smolinec
3. liberecká žula
4. radionit
5. bauxit

❖ *Jaké znáte typy radioaktivity?*

1. přirozená a umělá radioaktivita
2. přírodní a syntetická radioaktivita
3. pouze umělá radioaktivita
4. pouze přírodní radioaktivita
5. přirozená, umělá a chemická radioaktivita

❖ *Jaké radioaktivní záření znáte?*

1. záření alfa, beta a pí
2. záření alfa, omega a pí
3. záření alfa, beta, gama a protonové
4. záření protonové, elektronové a neutronové
5. záření protonové a elektronové

❖ *Kolik je přirozených rozpadových řad a kolik umělých?*

1. 2 umělé a 2 přirozené
2. 3 přirozené, žádná umělá
3. 1 přirozená a 3 umělé
4. 3 umělé, žádná přirozená
5. 3 přirozené a 1 umělá

RADIOAKTIVITA - II. Test

1 Které radioaktivní záření je nejpronikavější?

1. všechny jsou stejně pronikavé
 2. záření beta minus
 3. záření beta plus
 4. záření alfa
 5. záření gama
-

2 K měření dávek ionizujícího záření se používá:

1. dozimetr
 2. viskozimetr
 3. polarimetr
 4. spektrometr
 5. denzitometr
-

3 K jaderné havárii došlo v elektrárně:

1. v Temelíně
 2. v Černobylu
 3. v Jaslovských Bohunicích
 4. ve Stalingradu
 5. v Mochovcích
-

4 Na území České republiky se nacházejí tyto jaderné elektrárny:

1. Jaslovské Bohunice, Temelín
 2. Dukovany, Mochovce, Temelín
 3. Dukovany, Temelín, Úžín
 4. Dukovany, Temelín
 5. Mochovce, Temelín
-

5 Radionuklid je:

1. nuklid s nestabilním jádrem
 2. atom s větším počtem protonů než neutronů
 3. synteticky vyrobený atom
 4. konečný produkt rozpadové řady
 5. jádro libovolného atomu
-

6 Radionuklidy jsou využívány:

1. při sterilizaci vody
2. pouze v jaderné energetice
3. v jaderné energetice a v terapii některých nádorových onemocnění
4. pouze ve výzkumné činnosti
5. pouze v jaderné energetice a zbrojním průmyslu

RADIOAKTIVITA úkol 1:

Pomůcky: periodická tabulka

1. Vysvětlete pojmy protonové, neutronové a nukleonové číslo, uveďte jejich značení.
2. Definujte pojmy nuklid a izotop.
3. Charakterizujte typy radioaktivního záření.
4. Jaké záření se uvolní při následující reakci? $^{24}_{11}\text{Na} \rightarrow ^{24}_{12}\text{Mg} + \dots$. Zapište úplnou rovnici.
5. Bismut ^{212}Bi podléhá přeměně β^- , zapište děj rovnici.
6. Vyjádřete rovnici, co vznikne z ^{238}U uvolněním α zářením.
7. Vyjádřete rovnici, co vznikne z ^{226}Ra uvolněním α zářením.
8. Vyjádřete rovnici přeměny protaktinia ^{234}Pa uvolněním β^- záření.
9. Definujte poločas rozpadu.
10. Doplňte tabulku:

Částice (základní stav)	Počet protonů (Z)	Počet neutronů (A-Z)	Počet elektronů
^{226}Ra			
^{234}Th			
^{238}U			
^{212}Bi			
$^{27}\text{Al}^{3+}$			
$^{127}\text{I}^-$			

RADIOAKTIVITA úkol 2:

Pomůcky: internet, učebnice chemie, periodická tabulka

1. Vyhledejte významné osoby a data spojené s objevy a využitím radioaktivity, zpracujte do tabulky.
2. Co víte o požití jaderných zbraní v historii lidstva, potřebné informace vyhledejte.
3. Vyhledejte informace k nemoci z ozáření.
4. Zjistěte informace o mírovém využití jaderné energie a radionuklidů.
5. Seznamte se s radiouhlíkovou metodou.

PERIODICKÁ TABULKA PRVKŮ – test

❖ *Které z následujících tvrzení o uspořádání prvků v periodické tabulce je správné?*

1. Prvky jsou rozmístěny do 16 period
2. Každá perioda je ukončena halogenem
3. Prvky jsou zařazeny podle rostoucích nukleonových čísel
4. Počet prvků ve všech skupinách je stejný
5. Prvky jsou rozmístěny v 7 periodách

❖ *Vlastnosti prvků jsou podle periodického zákona periodicky závislé na*

1. Nukleonovém čísle
2. Počtu neutronů
3. Protonovém čísle
4. Velikosti atomů
5. Jiná odpověď

❖ *Podobné vlastnosti jako chlor má*

1. Síra
2. Argon
3. Kyslík
4. Brom
5. Jiná odpověď

❖ *Třetí perioda periodické soustavy obsahuje*

1. Tři prvky
2. Dva prvky
3. Šest prvků
4. Osmnáct prvků
5. Jiná odpověď

❖ *Do 1. skupiny (1.A) patří*

1. Na, K
2. Ag, Au
3. H, He
4. Cl, Br
5. Jiná odpověď

❖ *Které z následujících tvrzení je správné*

1. O, S, Cl patří mezi prvky přechodné
2. Mn, Fe, Co patří mezi prvky hlavní
3. Mezi halogeny patří kyslík a síra
4. Mezi alkalické kovy patří měď a stříbro
5. Žádné tvrzení není správné

❖ *Kovový charakter prvků v PTP*

1. Nezávisí na postavení prvku v tabulce
2. Stoupá zleva doprava a shora dolů
3. Stoupá zprava doleva a zdola nahoru
4. Stoupá zprava doleva a shora dolů
5. V příslušné skupině mají všechny stejný kovový charakter

❖ *Elektronegativita prvků v PT*

1. Nezávisí na postavení prvku v tabulce
2. Stoupá s protonovým číslem
3. Klesá ve skupině směrem dolů a stoupá v periodě zleva doprava
4. Klesá ve skupině směrem dolů a stoupá v periodě zprava doleva
5. Stoupá s nukleonovým číslem

PERIODICKÁ TABULKA PRVKŮ – úkol 1:

Vyplňte za pomoci periodické tabulky

Prvek	Značka	Ar	Protonové číslo	Počet elektronů	Číslo skupiny	Počet valenčních elektronů	Perioda	Zařazení prvku: s,p,d,f	Elektronegativita
fosfor									
železo									
argon									
baryum									
uran									
fluor									

PERIODICKÁ TABULKA PRVKŮ úkol 2:

Najděte v následujících větách 5 chyb:

- alkalické kovy jsou poměrně málo reaktivní
- kovy alkalických zemin jsou prvky vedlejší skupiny
- všechny prvky 14. skupiny jsou nekovy
- vzácné plyny mají vždy plně obsazenou vnější vrstvu
- mezi hlavními prvky se nenacházejí prvky radioaktivní
- triády obsahují vždy 3 po sobě následující prvky ve skupině s velmi blízkými vlastnostmi
- sloučeniny halogenů s vodíkem tvoří při rozpuštění ve vodě silné kyseliny

PERIODICKÁ TABULKA PRVKŮ úkol 3:

- Kolik valenčních elektronů mají atomy vodíku, dusíku, vápníku, síry, olova, kryptonu a jódu?
- Co mají společného uhlík a křemík na základě jejich polohy v periodické tabulce?

Opravte následující úryvek z textu:

Prvky ve stejné skupině se vyznačují stejným počtem valenčních elektronů. Elektronegativita v hlavních skupinách vzrůstá s rostoucím protonovým číslem. Prvky s nízkou elektronegativitou označujeme jako prvky elektropozitivní. Najdeme je uprostřed periodické tabulky. Kovový charakter vzrůstá ve skupinách směrem dolů. Oxidační schopnosti ve skupině halogenů s růstem protonového čísla stoupají.

- Uveďte počty valenčních elektronů u prvků:
 - 18. skupiny
 - 2. skupiny
 - chalkogenů

CHEMICKÁ ROVNOVÁHA - test

❖ *Chemická rovnováha je stav, kdy:*

1. Na konci reakce je stejné množství reaktantů a produktů.
2. Ustanou veškeré chemické děje.
3. Rychlost přímé a zpětné reakce je stejná.
4. Rychlost zpětné reakce je nulová.
5. Stupeň přeměny je 50%.

❖ *Rovnovážné složení soustavy obecně ovlivníme:*

1. Změnou koncentrací látek, katalyzátorem, změnou teploty.
2. Tlakem, katalyzátorem, změnou teploty.
3. Tlakem, změnou koncentrací výchozích látek, katalyzátorem.
4. Změnou koncentrací látek, změnou teploty, změnou tlaku.
5. Změnou koncentrací produktů, katalyzátorem, změnou tlaku.

❖ *Rovnovážná konstanta K_p reakce $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ je dána vztahem:*

1. $K_p = p_{\text{H}_2\text{O}}^2 / (p_{\text{H}_2}^2 \cdot p_{\text{O}_2})$
2. $K_p = 2p_{\text{H}_2\text{O}} / (2p_{\text{H}_2} + p_{\text{O}_2})$
3. $K_p = (2p_{\text{H}_2} + p_{\text{O}_2}) / (2p_{\text{H}_2\text{O}})$
4. $K_p = (p_{\text{H}_2}^2 \cdot p_{\text{O}_2}) / p_{\text{H}_2\text{O}}^2$
5. $K_p = p_{\text{H}_2\text{O}} / (2p_{\text{H}_2} \cdot p_{\text{O}_2})$

❖ *Jestliže u následující reakce zvýšíme tlak: $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$*

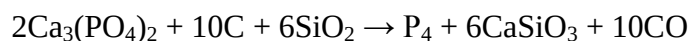
1. Chemická rovnováha se tím neovlivní.
2. Rovnováha se posune ve prospěch reaktantů.
3. Rovnováha se posune ve prospěch produktů.
4. Zvýší se rychlost ustanovení rovnovážné konstanty, ale ne rovnovážné složení.
5. Není možno jednoznačně odpovědět.

CHEMICKÁ ROVNOVÁHA – úkoly I:

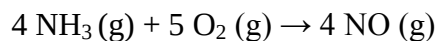
- a. Vyjádřete K_p pro následující reakci: $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$
- b. Vyjádřete K_c pro následující reakci: $\text{I}_2 + 5\text{Cl}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{HIO}_3 + 10\text{HCl}$
- c. Karbid křemičitý vzniká endotermní reakcí z oxidu křemičitého a koksu. Ovlivníme chemickou rovnováhu této reakce dodáváním tepla? A jak?
- d. Při pálení vápence se ustavuje rovnováha mezi vápencem, páleným vápnem a oxidem uhličitým: $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$ Jak bude tato rovnováha ovlivněna tlakem a teplotou? Jak se posune, jestliže z vápenné pece může unikat oxid uhličitý?

CHEMICKÁ ROVNOVÁHA – úkoly II:

- 1) Vyjádřete rovnovážnou konstantu výrobu bílého fosforu vyjádřeného následující reakcí:

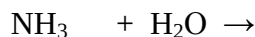
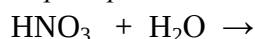


- 2) Určete koncentraci látky C v rovnovážné reakční směsi reakce $\text{A} + \text{B} = \text{C} + \text{D}$, jestliže byly naměřeny koncentrace $c_{\text{A}} = 0,1 \text{ mol/l}$, $c_{\text{B}} = 0,8 \text{ mol/l}$, $c_{\text{D}} = 0,9 \text{ mol/l}$ a je známo, že rovnovážná konstanta reakce je $K_r = 8$.
- 3) Rovnovážná reakce je popsána chemickou rovnicí $\text{C} = 2 \text{D}$. V rovnovážném stavu byly naměřeny koncentrace $c_{\text{C}} = 0,1 \text{ mol/l}$ a $c_{\text{D}} = 0,2 \text{ mol/l}$. Určete rovnovážnou koncentraci.
- 4) Určete rovnovážnou konstantu chemické reakce, která je popsána rovnicí $\text{K} + \text{L} = \text{M} + \text{N}$, když v rovnovážném stavu byly naměřeny koncentrace $c_{\text{K}} = 0,2 \text{ mol/l}$, $c_{\text{L}} = 0,2 \text{ mol/l}$, $c_{\text{M}} = 0,8 \text{ mol/l}$, $c_{\text{N}} = 0,8 \text{ mol/l}$.
- 5) Vyjádřete rovnovážnou konstantu reakce:



PROTOLYTICKÉ ROVNOVÁHY - pracovní list

- 1) Doplňte pravou stranu u následujících rovnic:



- 2) V tabulce jsou uvedeny hodnoty disociačních konstant některých kyselin, doplňte názvy kyselin, zařadte od nejsilnější po nejslabší (od 1. do 4.):

kyselina	název	disociační konstanta K_A	pořadí
HCN		$4,93 \cdot 10^{-10}$	
HNO ₃		$2 \cdot 10^1$	
HClO ₄		10^8	
HBr		10^6	

- 3) Vyberte z uvedených sloučenin 2 vhodné látky a запиšte rovnici neutralizaci: hydroxid vápenatý, kyselina sírová, kyselina chlorovodíková, hydroxid draselný:

- 4) Doplňte do sloupce vpravo, který vztah je správný (A) a nesprávný (N).

vztah	správnost
$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$	
$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$	
$[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$	
$\text{pH} + \text{pOH} = 7$	
$\text{pH} + \text{pOH} = 14$	

- 4) Jakou mají ve vodném roztoku následující soli, doplňte je **vzorcem** do správného políčka v tabulce:

hydrogenuhličitan draselný, chlorid barnatý, chlorid amonný, sulfid sodný, síran amonný

neutrální	kyselou	alkalickou

PROTOLYTICKÉ REAKCE - test

Které z následujících tvrzení je správné?

1. Kyselina je látka, která přijímá oxoniový kation.
2. Kyselina je látka, která odštěpuje oxoniový kation.
3. Kyselina je látka, která odštěpuje kation vodíku (hydron).
4. Kyselina je látka, která přijímá kation vodíku (hydron).
5. Kyselina je látka, která obsahuje 1 nebo více vodíků.

❖ *Které z následujících tvrzení je správné?*

1. Zásada je látka, která přijímá oxoniový kation.
2. Zásada je látka, která odštěpuje oxoniový kation.
3. Zásada je látka, která odštěpuje kation vodíku (hydron).
4. Zásada je látka, která přijímá kation vodíku (hydron).
5. Zásada je látka, která obsahuje 1 nebo více hydroxylových aniontů.

❖ *Který ze vztahů je nesprávný?*

1. $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$
2. $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$
3. $[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$
4. $\text{pH} + \text{pOH} = 7$
5. $\text{pH} + \text{pOH} = 14$

❖ *Které z tvrzení je nejpřesnější?*

1. Roztok soli má vždy $\text{pH} = 7$.
2. Roztok soli je přibližně neutrální.
3. Roztok soli může mít pH v oblasti kyselé, neutrální i zásadité.
4. Roztok soli může mít pH v oblasti kyselé nebo zásadité.
5. U roztoku solí nelze pH změřit.

PROTOLYTICKÉ ROVNOVÁHY – úkol:

1. Zapište disociaci kyseliny uhličitě do prvního stupně.
2. Zapište disociaci kyseliny sírové do obou stupňů.
3. Vyhledejte v tabulkách hodnoty disociačních konstant kyseliny uhličitě, sírové, chloristé a fluorovodíkové. Na co můžete z těchto hodnot usuzovat?
4. Rozhodněte, která z uvedených solí bude podléhat hydrolýze, rozhodnutí zdůvodněte a zapište děje rovnicemi: sulfid amonný, chlorid barnatý, siřičitan draselný. V jaké oblasti bude pH roztoku?

DUSÍK A JEHO SLOUČENINY – test

❖ *Kolik valenčních elektronů má dusík?*

1. Jeden.
2. Dva.
3. Tři
4. Pět.
5. Sedm.

❖ *Tvoří dusík excitované stavy? Pokud ano, tak kolik:*

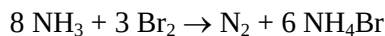
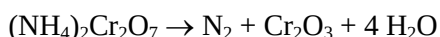
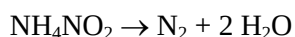
1. Dusík excitované stavy netvoří, protože nemá k dispozici vhodné d orbitaly.
2. Tvoří 1 excitovaný stav, protože může excitovat 1 elektron z 2s orbitalu.
3. Tvoří 3 excitované stavy, protože má 3 nepárové valenční elektrony
4. Tvoří 2 excitované stavy, protože má 2 valenční elektrony v 2s orbitalu.
5. Dusík excitované stavy netvoří, protože se nachází v 15 skupině.

❖ *V molekule dusíku N_2 jsou atomy spojené:*

1. Jednoduchou nepolární vazbou.
2. Dvojnou nepolární vazbou.
3. Dvojnou polární vazbou.
4. Trojnou nepolární vazbou.
5. Trojnou polární vazbou.

DUSÍK A JEHO SLOUČENINY - úkoly

1. Následující redoxní reakce lze využít k laboratorní přípravě dusíku. Zapište oxidační stupně u prvků, které se oxidují nebo redukují.



2. Doplňte a vyčíslete rovnice rozpouštění kovů v kyselině dusičné:



3. Proč se v 1. stupni výroby kyseliny používá dražší amoniak místo dusíku?
4. Proč zvýšený tlak používaný při výrobě amoniaku zvyšuje výtěžek této reakce?

KYSLÍK A JEHO SLOUČENINY – test:

❖ *Kolik valenčních elektronů má kyslík?*

1. Jeden.
2. Dva.
3. Čtyři
4. Šest.
5. Osm.

❖ *Tvoří kyslík excitované stavy? Pokud ano, tak kolik:*

1. Kyslík excitované stavy netvoří, protože nemá k dispozici vhodné d orbitály.
2. Tvoří 1 excitovaný stav, protože může excitovat 1 elektron z 2s orbitalu.
3. Tvoří 2 excitované stavy, protože má 2 nepárové valenční elektrony
4. Tvoří 4 excitované stavy, protože má 4 valenční elektrony v 2p orbitalech.
5. Kyslík excitované stavy netvoří, protože se nachází v 16 skupině.

❖ *V molekule kyslíku O_2 jsou atomy spojené:*

1. Jednoduchou nepolární vazbou.
2. Jednoduchou polární vazbou.
3. Dvojnou nepolární vazbou.
4. Dvojnou polární vazbou.
5. Trojnou vazbou.

❖ *Které tvrzení je správné:*

1. Oxid barnatý je zásadotvorný a oxid sírový inertní oxid.
2. Oxid sírový je kyselinotvorný oxid a oxid dusnatý zásadotvorný oxid .
3. Oxid draselný je amfoterní oxid a oxid hlinitý oxid zásadotvorný.
4. Oxid fosforečný je kyselinotvorný oxid a oxid chromový zásadotvorný oxid.
5. Oxid dusný je inertní oxid a oxid sírový je kyselinotvorný oxid.

❖ *Úkoly:*

- a. Voda obsahující rozpuštěný síran vápenatý a hydrogenuhličitan hořečnatý má být změkčena. Navrhněte způsob a запиšte děje rovnicemi.
- b. Zjistěte způsoby dezinfekce vody, vyjádřete aspoň 1 děj chemickou rovnicí.
- c. Navrhněte přípravu oxidu vápenatého, oxidu zinečnatého, oxidu uhličitého.
- d. Vyhledejte informace o zásobách pitné vody na Zemi.

KYSLÍK A JEHO SLOUČENINY – úkoly:

- 1) Určete hmotnostní zlomek kyslíku v síranu draselném.
- 2) Vyberte amfoterní oxid:
 - KOH
 - Ba(OH)₂
 - H₂O₂
 - N₂O

 - ZnO
 - Cl₂O₅
- 3) Vyberte zásadotvorný oxid:
 - oxid uhelnatý
 - oxid sírový
 - oxid dusičitý
 - oxid barnatý
 - oxid hlinitý
 - oxid fosforečný
- 4) Zapište elektrochemické děje probíhající na obou elektrodách při elektrolýze vody.
- 5) Proč nemohou ryby přežívat v převařené vodě?

SÍRA A JEJÍ SLOUČENINY – test:

❖ *Které z následujících tvrzení je správné?*

1. Kyselina sírová zředěná reaguje s: železem, olovem a mědí za vzniku solí a vodíku.
2. Kyselina sírová zředěná reaguje s: železem, zinkem a hořčíkem za vzniku solí a vodíku.
3. Kyselina sírová zředěná reaguje s: železem, zinkem a hořčíkem za vzniku solí a vody.
4. Kyselina sírová zředěná reaguje s: mědí, stříbrem a rtutí za vzniku solí a vody.
5. Kyselina sírová zředěná reaguje s: mědí, stříbrem a rtutí za vzniku solí a vodíku.

❖ *Které z následujících tvrzení je správné?*

1. Při ředění kyseliny sírové přidáváme vodu vždy do kyseliny.
2. Při ředění kyseliny sírové přidáváme kyselinu vždy do vody.
3. Při ředění kyseliny sírové nejdříve mísíme kyselinu s vodou v poměru 1:1.
4. Při ředění kyseliny sírové nezáleží na tom, co k čemu přidáváme, vždy se jedná o exotermní reakci.
5. Při ředění koncentrované kyseliny sírové přidáváme kyselinu vždy do vody, u zředěné kyseliny na pořadí nezáleží.

❖ *Koncentrovaná kyselina sírová reaguje se stříbrem, za vzniku:*

1. Vodíku a síranu stříbrného.
2. Vody a síranu stříbrného.
3. Vodíku, oxidu sírového a síranu stříbrného.
4. Vody, oxidu siřičitého a síranu stříbrného.
5. Vody, oxidu sírového a síranu stříbrného.

❖ *Oleum je*

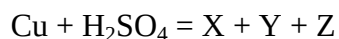
1. Koncentrovaná kyselina sírová.
2. Koncentrovaná kyselina sírová s přebytkem rozpuštěného oxidu siřičitého.
3. Koncentrovaná kyselina sírová s přebytkem rozpuštěného oxidu sírového.
4. Směs kyseliny sírové a kyseliny dusičné, také se nazývá nitrační směs.
5. Kyselina sírová o hmotnostní koncentraci 160%.

❖ *Úkoly:*

1. Vysvětlíte nejnižší a nejvyšší oxidační čísla síry v rozmezí –II, IV, VI na základě stavby atomu.
2. Při reakci kyseliny sírové se siřičitanem sodným vzniká bezbarvý plyn štiplavého zápachu. Napište rovnici a vysvětlíte průběh děje.
3. Zapište rovnicemi všechny 3 stupně výroby kyseliny sírové.

SÍRA A JEJÍ SLOUČENINY – úkoly:

- 1) Který minerál obsahuje více síry: sádrovec nebo baryt?
- 2) Určete objem roztoku kyseliny sírové ($w=10\%$, $r = 1,07 \text{ g.cm}^{-3}$) potřebný k přípravě 2 dm^{-3} této kyseliny o koncentraci $0,05 \text{ mol.dm}^{-3}$.
- 3) Jak reaguje koncentrovaná kyselina sírová za horka s mědí? Doplňte naznačenou rovnici:



- 4) Proč se zahřeje studená koncentrovaná kyselina sírová, když se smíchá se studenou vodou?
- 5) Jak se musí v praxi provádět ředění kyseliny sírové?
- 6) Napište disociaci kyseliny sírové do obou stupňů, vyjádřete disociační konstanty do obou stupňů.
- 7) Měřením byly zjištěny disociační konstanty $K_{A1} = 10^3$ a $K_{A2} = 10^{-2}$. Co na základě těchto hodnot můžete tvrdit?

KOVY 2. SKUPINY – test

❖ *Mezi kovy alkalických zemin patří:*

1. Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra
2. Be, Mg, Ca, Sr, Ba
3. Mg, Ca, Sr, Ba, Ra
4. Ca, Sr, Ba, Ra
5. Ca, Sr, Ba

❖ *Kolik valenčních elektronů mají kovy alkalických zemin?*

1. 1
2. 2
3. 3
4. 0
5. Be a Mg 2, ostatní 1

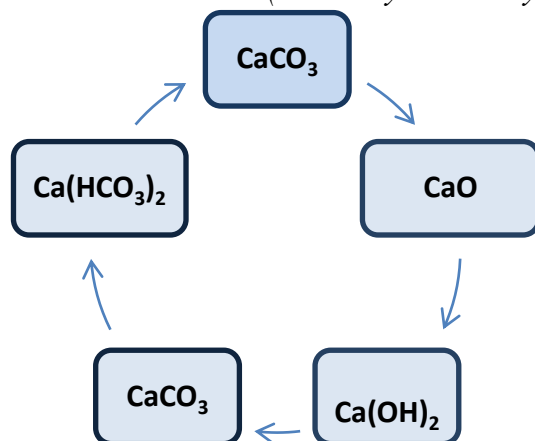
❖ *Sloučeniny některých kovů barví charakteristicky plamen, vyberte správné tvrzení*

1. Be barví karmínově a Ca fialově
2. Ca cihlově červeně a Ba modře
3. Mg žlutě a Ba zeleně
4. Sr karmínově a Ba žlutě
5. Ca cihlově červeně a Ba zeleně

0. *Doplňte tabulku*

Triviální nebo mineralogický název	Systematický název	vzorec
		$\text{CaSO}_4 \cdot 1/2 \text{H}_2\text{O}$
	Oxid vápenatý	
pálená magnézie		
alabastr		
hašené vápno		
	Uhličitan hořečnatý	
	Křemičitan berylnato-hlinitý	$3\text{BeO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$
fluorit (kazivec)		
barytová voda	Roztok hydroxidu barnatého	

❖ *Doplňte rovnicemi dané schéma (uved'te výchozí látky i produkty, případně podmínky)*



❖ *Zapište rovnici uvedené děje:*

1. Tvrdnutí malty:
2. Tvrdnutí sádry:
3. Reakce vápence s kyselinou chlorovodíkovou:
4. Děje probíhající při vzniku krápníků (krápníkové jevy):

KOVY 2. SKUPINY – úkoly:

- 1) Vypočítejte hmotnost CaO, který vznikne tepelným rozkladem uhličitanu vápenatého z 500 kg vápence, jestliže vápenec obsahuje 90% uhličitanu vápenatého.
- 2) Jaký objem CO₂ se spotřebuje při tvrdnutí malty obsahující 30 kg hydroxidu vápenatého?
- 3) Hořčíkové pochodně shoří i pod vodou. Jaká reakce při tom probíhá? Zapište rovnici.
- 4) Jakým způsobem se vyrábí sádra? Zapište děj rovnicí a popište rovnici i děj při jejím tuhnutí.
- 5) Určete hmotnost dusičnanu vápenatého potřebného pro přípravu 200 g roztoku, je-li $w = 8 \%$.

ŽELEZO A JEHO VÝROBA – test:

❖ *Které z následujících tvrzení je správné?*

1. Železo patří mezi s-prvky
2. Železo patří mezi p-prvky
3. Železo patří mezi d-prvky
4. Železo patří mezi f-prvky

❖ *Které z následujících dvojic patří mezi rudy železa?*

1. Kassiterit, limonit
2. Hematit, sfalerit
3. Galenit, kuprit
4. Siderit, cinabarit
5. Magnetit, hematit

❖ *Do vysoké pece se shora dávkují tyto suroviny*

1. Železná ruda, struskotvorné přísady, koks
2. Železná ruda, struska, vápenec
3. Železná ruda, hnědé uhlí, koks
4. Železná ruda, koks, písek
5. Železná ruda, černé uhlí, struska

❖ *Jako nepřímou redukci označujeme*

1. Redukci oxidů železa hliníkem
2. Redukci oxidů železa oxidem uhelnatým
3. Redukci oxidů železa oxidem uhličitým
4. Redukci oxidů železa koksem
5. Redukci oxidů železa oxidem uhelnatým

❖ *Jako přímou redukci označujeme*

1. Redukci oxidů železa hliníkem
2. Redukci oxidů železa oxidem uhelnatým
3. Redukci oxidů železa oxidem uhličitým
4. Redukci oxidů železa koksem
5. Redukci oxidů železa oxidem uhelnatým

❖ *Ocel se vyrábí ze surového železa zkujňováním, co je podstatou děje?*

1. Redukce příměsí v surovém železe uhlíkem
2. Oxidace části železa kyslíkem
3. Oxidace uhlíku a dalších příměsí kyslíkem
4. Redukce uhlíku a dalších příměsí kyslíkem
5. Redukce zbývajících oxidů železa koksem

ŽELEZO A JEHO VÝROBA – úkoly:

1) Při reakci zelené skalice s KOH vzniká:

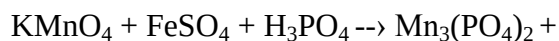
1. síran železitý
2. síran železnatý
3. nestálý hydroxid železnatý
4. nestálý hydroxid železitý

2) Přítomnost zelené skalice v roztoku je možno prokázat modrou sraženinou, kterou dává s roztokem

1. hexakynoželeznatan draselný
2. hexakynoželezitan draselný
3. thiokyanatan draselný
4. hydroxid měďnatý

3) Jaký je hmotnostní zlomek železa v hexakynoželeznatanu železitém?

4) Vyčíslete následující rovnici:



5) Jaký význam má při vysokopecním procesu chemická reakce oxidu uhličitého s uhlíkem? Zapište reakci rovnicí.

KOVY 11. SKUPINY, MINCOVNÍ KOVY – test:

Vyberte pravdivé tvrzení

1. Ag, Au, Cu reagují pouze s koncentrovanou kyselinou dusičnou a lučavkou královskou
2. Cu reaguje se všemi silnými anorganickými kyselinami, Ag a Au pouze s lučavkou královskou
3. Au se rozpouští v lučavce královské a v roztoku kyanidu za přítomnosti kyslíku
4. Cu a Ag reagují pouze s kyselinou dusičnou a Au s lučavkou královskou
5. Cu, Ag a Au z kyselin vytěsňují vodík

Rozpustné ve vodě jsou následující sloučeniny – vyberte pravdivé tvrzení

1. AgCl, AuCl₃, AgCN, CuCl₂
2. AgNO₃, AuCl₃, AgBr, CuCl₂
3. CuCO₃ · Cu(OH)₂, Ag₂S, AuCl₃
4. Ag₂CrO₄, CuCl₂ · 2H₂O, AgI, HAuCl₄
5. AuCl₃, Cu(NO₃)₂ · 3H₂O, AgNO₃, CuCl₂

Nerzpustné ve vodě jsou následující sloučeniny – vyberte pravdivé tvrzení

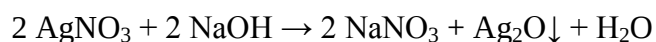
1. AgCl, Cu₂O, AgCN, AgI
2. AgCl, AuCl₃, AgBr, CuO
3. CuCO₃ · Cu(OH)₂, Ag₂S, AuBr
4. Ag₂CrO₄, CuCl₂, AgI, HAuCl₄
5. AuCl₃, AgNO₃, Cu₂O, CuCO₃ · Cu(OH)₂

Doplňte tabulku

Triviální nebo ineralogický název	Systematický název	vzorec
chalkozín		
	sulfid stříbrný	
		Cu ₂ O
malachit		
		CuFeS ₂
azurit		
lapis		
lučavka královská		
	kation tetraaquamědnatý	
	chlorid diammin stříbrný	

KOVY 11. SKUPINY, MINCOVNÍ KOVY – úkoly:

- 1) Oxid stříbrný se získává reakcí hydroxidu sodného a dusičnanu stříbrného:



- 2) Kolik gramů dusičnanu stříbrného ($M=170,0 \text{ g/mol}$) se spotřebuje teoreticky na výrobu $10 \text{ g Ag}_2\text{O}$, jestliže vycházíme z technické suroviny s 18% nečistot?
3) Vyčíslete rovnici:



- 4) Zastoupení zlata ve slitinách se udává v karátech. Ryzí zlato má 24 karátů. Kolik % zlata obsahuje 14karátová slitina?
5) Při výrobě mědi se mimo jiné používá postup, kdy se kov vylučuje ze zředěného roztoku síranu měďnatého přidávkem železného šrotu. Napište rovnici, určete typ reakce a uveďte, jak se tento postup nazývá v technické praxi.
6) Zjistěte:
- kde se v České republice nacházejí nebo nacházela naleziště zlata (3 místa)
 - nejvýznamnější světové producenty zlata

V rámci realizace projektu „Digitální škola III.“ – podpora využití ICT ve výuce technických předmětů, registrační číslo CZ 1.07/1.1.26/01.0018, byl zhotoven tento soubor výukových materiálů:

Gymnázium, Šternberk,
Horní náměstí 5

Střední škola logistiky
a chemie, Olomouc,
U Hradiska 29

Střední průmyslová škola
Hranice, Studentská 1384

