

ZÁPADOČESKÁ UNIVERZITA V PLZNI

FAKULTA PEDAGOGICKÁ

KATEDRA CHEMIE

REDOXNÍ REAKCE VE VÝUCE NA VYŠŠÍM STUPNI

GYMNÁZIA

DIPLOMOVÁ PRÁCE

Bc. Štěpánka Zemanová

Studijní program:

N7504 Učitelství pro střední školy

Studijní obory:

Učitelství biologie pro střední školy

Učitelství chemie pro střední školy

Vedoucí práce: Mgr. Milan Klečka, Ph.D

Plzeň

Červen 2017

ČESTNÉ PROHLÁŠENÍ

Prohlašuji, že jsem diplomovou práci zpracovala samostatně a že jsem uvedla všechny použité prameny a literaturu, ze které jsem čerpala.

V Plzni:

Bc. Štěpánka Zemanová

PODĚKOVÁNÍ:

Děkuji vedoucímu práce Mgr. Milanovi Klečkovi, Ph.D. za jeho odborné vedení, cenné rady a informace, které mi byly velkým přínosem při zpracování této diplomové práce.

ZÁPADOČESKÁ UNIVERZITA V PLZNI
Fakulta pedagogická
Akademický rok: 2015/2016

ZADÁNÍ DIPLOMOVÉ PRÁCE

(PROJEKTU, UMĚLECKÉHO DÍLA, UMĚLECKÉHO VÝKONU)

Jméno a příjmení: **Bc. Štěpánka ZEMANOVÁ**
Osobní číslo: **P15N0167P**
Studijní program: **N7504 Učitelství pro střední školy**
Studijní obory: **Učitelství biologie pro střední školy**
Učitelství chemie pro střední školy
Název tématu: **Redoxní reakce ve výuce na vyšším stupni gymnázia**
Zadávající katedra: **Katedra chemie**

Zásady pro vypracování:

1. Prostudovat dostupnou literaturu a seznámit se s danou problematikou.
2. Vypracovat přípravy ve formě prezentací pro danou tematiku.
3. Vyhledat, vyzkoušet a zařadit do výuky demonstrační pokusy i vhodné žákovské pokusy k dané tematice.
4. Připravit soubor zajímavostí, motivačních textů, obrázků, případně dalších pomůcek.
5. Připravit pracovní listy k procvičování této tematiky.



Rozsah grafických prací:

Rozsah kvalifikační práce: 40 stran

Forma zpracování diplomové práce: tištěná

Seznam odborné literatury:

Čtrnáctová H. a kol.: Chemické pokusy pro školu a zájmovou činnost. Prospektum, 2000.

Eisner W. a kol.: Chemie 1a pro střední školy. Scientia, spol. s r.o., 1996.

Eisner W. a kol.: Chemie 2a pro střední školy. Scientia, spol. s r.o., 1998.

Flegr V., Dušek B.: Chemie I (obecná a anorganická) pro gymnázia. SPN Praha, 2001.

Skalková J.: Obecná didaktika. ISV Praha, 1999.

Solárová M.: Chemické pokusy pro základní a střední školu. Paido Brno, 1996.

Vedoucí diplomové práce: Mgr. Milan Klečka, Ph.D.

Katedra chemie

Datum zadání diplomové práce: 15. března 2016

Termín odevzdání diplomové práce: 30. června 2017


RNDr. Miroslav Randa, Ph.D.
děkan




Doc. Mgr. Václav Richter, CSc.
vedoucí katedry

V Plzni dne 15. března 2016

OBSAH

Úvod	9
1 Teoretická část	10
1.1 Chemická reakce	10
1.2 Základní chemické zákony	10
1.3 Klasifikace chemických reakcí	10
1.3.1 Rozdělení chemických reakcí dle vnějších změn	10
1.3.2 Rozdělení chemických reakcí dle skupenství reaktantů	11
1.3.3 Rozdělení chemických reakcí dle tepelného zabarvení	11
1.3.4 Rozdělení chemických reakcí dle typu přenášených částic	11
1.4 Oxidačně-redukční reakce (redoxní)	12
1.4.1 Oxidační číslo	12
1.4.2 Oxidační činidlo	13
1.4.3 Redukční činidlo	13
1.4.4 Vyčíslování oxidačně-redukčních rovnic	13
1.5 Oxidačně redukční reakce a jejich využití	15
1.5.1 V přírodě	15
1.5.2 Redoxní reakce probíhající při výrobě kovů	19
1.5.3 Redoxní reakce probíhající při výrobě chemikálií	22
1.5.4 Redoxní reakce kovů ve vodném roztoku	23
1.6 Beketovova řada napětí kovů	23
1.7 Elektrolýza	24
1.8 Galvanické články	27
1.8.1 Primární články	27
1.8.2 Sekundární články	29
2 Presentace	32
2.1 Oxidačně redukční reakce	32
2.2 Využití oxidačně redukčních reakcí	37
2.3 Elektrolýza a galvanické články	42
3 Laboratorní návody	47
3.1 Bengálské ohně	47

3.2	Tepelný rozklad dichromanu amonného – sopka	49
3.3	Oheň bez zápalek	50
3.4	Elektrolýza vodného roztoku chloridu sodného	51
3.5	Reakce zinku a hořčíku s kyselinou chlorovodíkovou	53
3.6	Příprava kyslíku a jeho důkaz	54
3.7	Střelný prach	56
3.8	Blesky pod vodou	57
3.9	Kovový chameleón	59
3.10	Třaskavé válečky	60
3.11	Hoření hořčíku na vzduchu	61
3.12	Reakce železitých iontů s jodidovými ionty	62
3.13	Reakce hořčíku a vápníku s vodou	63
3.14	Reakce sodíku s vodou	64
3.15	Reakce zinku se sírou	65
3.16	Redukční vlastnosti siřičitanů	67
3.17	Různé barvy manganu	68
3.18	Vytěsňování mědi železem	70
4	Pracovní listy	72
4.1	Pracovní list číslo 1	72
4.2	Pracovní list číslo 2	76
4.3	Pracovní list číslo 3	80
4.4	Pracovní list číslo 4	84
4.5	Pracovní list číslo 5	86
4.6	Pracovní list číslo 6	91
4.7	Pracovní list číslo 7	96
4.8	Pracovní list číslo 8	100
5	Praktická část	105
5.1	Test Oxidačně-redukční reakce	105
5.2	Vyhodnocení 1. třída	108
5.3	Vyhodnocení 2. třída	114
5.4	Celková úspěšnost	120

5.5	Závěrečné vyhodnocení	121
6	Závěr	123
7	Resumé	124
8	Seznam literatury a použitých zdrojů	125
9	Seznam obrázků, tabulek, grafů	128

Úvod

Redoxní reakce (také oxidačně-redukční reakce) jsou chemické reakce, při nichž se mění oxidační čísla atomů, tuto definici se žáci učí již na druhém stupni základní školy či na nižším stupni gymnázia. Přesto problematika vyčíslování rovnic, poznání principů samotných chemických reakcí je pro žáky složitá.

V rámci vyššího stupně gymnázia jde pak o snahu systematického prohlubování vědomostí a znalostí žáků v této oblasti. Samozřejmě jde též o zkvalitňování samotné výuky tohoto předmětu, kdy samotné studium chemie je pro žáky náročné.

Ve své práci předkládám ucelený soupis učiva se kterým by se žáci v rámci studia chemie měli seznámit, soupis teorie je doplněn prezentací sloužící jako pomůcka při výkladu učiva. Osvojování si tohoto tématického celku dělá některým žákům problémy a pro učitele není lehké zaujmout žáky danou tematikou, proto v práci předkládám soubor pokusů, který lze využít jako motivaci pro daný problém, názornost pokusu může žákovi pomoci i při chápání principu samotných redoxních reakcí.

Celá práce je nejen soubor pokusů, spadajících do oboru obecné chemie, která by měla sloužit jako inspirace pro pedagogy, ale též pro všechny, kdo našel zálibu v chemii jako takové.

1 Teoretická část

1.1 Chemická reakce

Podstatou chemické reakce jsou změny vazeb ve sloučeninách mezi atomy. Z výchozích látek (reaktantů) vznikají nové látky (produkty). Chemické reakce můžeme zapisovat pomocí chemických rovnic.

Reaktant je látka, která vstupuje do chemické reakce. Produkt je látka, která vystupuje z chemické reakce.



A a B jsou reaktanty, C a D jsou produkty.[1]

1.2 Základní chemické zákony

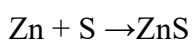
1. zákon zachování hmotnosti- hmotnost reaktantů se rovná hmotnosti produktů.
2. zákon zachování energie - energie soustavy chemické reakce je konstantní.
3. zákon stálých poměrů slučovacích - poměr prvků nebo součástí dané sloučeniny je vždy stejný, nezávisí na způsobu přípravy sloučenin.[1,2]

1.3 Klasifikace chemických reakcí

1.3.1 Rozdělení chemických reakcí dle vnějších změn

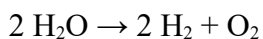
a) reakce skladné (syntézy)

Z většího počtu výchozích látek vzniká jeden produkt. Příkladem syntézy je slučování zinku se sírou kdy vzniká sulfid zinečnatý.



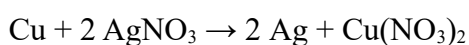
b) reakce rozkladné (analýzy)

Z jedné výchozí látky vzniká více produktů. Například rozklad vody na kyslík.



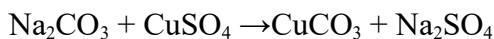
c) reakce vytěsňovací (substituce)

Částice z jedné výchozí látky nahradí částici ve druhé výchozí látce. Příkladem substituce je například vytěsnění stříbra z dusičnanu stříbrného mědí.



d) podvojně záměny (konverze)

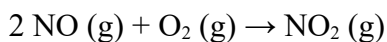
Při této reakci dochází k záměně funkčních skupin mezi výchozími látkami. Například srážení uhličitanu měďnatého, reakcí uhličitanu sodného se síranem měďnatým.



1.3.2 Rozdělení chemických reakcí dle skupenství reaktantů

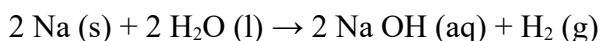
a) reakce homogenní

Reaktanty se vyskytují všechny ve stejném skupenství. Příkladem této reakce je oxidace oxidu dusnatého se vzdušným kyslíkem na oxid dusičitý.



b) reakce heterogenní

Skupenství reaktantů je různé. Heterogenní reakcí je například reakce sodíku s vodou a vzniká hydroxid sodný a vodík.

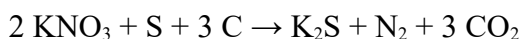


Písmenka v závorkách označují skupenství reaktantů, (s) značí pevnou látku, (l) kapalinu, (g) plyn a (aq) vodný roztok.

1.3.3 Rozdělení chemických reakcí dle tepelného zabarvení

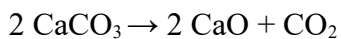
a) reakce exotermní (exotermické)

Při těchto reakcích se teplo uvolňuje. Příkladem exotermické reakce, je reakce roztaveného dusičnanu draselného s uhlím a sírou (střelný prach).



b) reakce endotermní (endotermické)

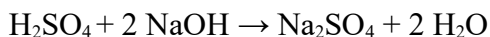
U endotermických reakcích se musí teplo dodávat. Například rozklad uhličitanu vápenatého.



1.3.4 Rozdělení chemických reakcí dle typu přenášených částic

a) reakce acidobazické (protolytické)

Při této reakci je přenášena částicí proton. Příkladem protolytické reakce je neutralizace kyseliny sírové hydroxidem sodným.



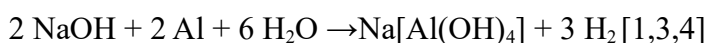
b) Reakce oxidačně-redukční (redoxní)

U redoxních reakcí je přenášena částicí elektron. K tomu dochází například u tepelného rozkladu manganistanu draselného za vzniku manganu draselného, oxidu manganičitého a kyslíku.



c) Reakce komplexotvorné

Při komplexotvorných reakcích je přenášena celý elektronový pár. Příkladem je reakce hliníku a roztokem hydroxidu sodného a vzniká tetrahydroxidohlinitan sodný a vodík.

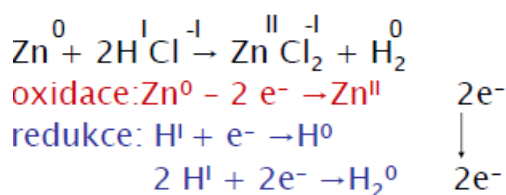


1.4 Oxidačně-redukční reakce (redoxní)

Při redoxních reakcích dochází k přenosu elektronu z jedné látky na druhou. Každá redoxní reakce lze rozložit na dvě dílčí poloreakce oxidaci a redukci. Tyto dvě poloreakce musí probíhat vždy současně. Uvolněním elektronu z jednoho atomu musí být doprovázeno přijetím elektronu druhým atomem.

Oxidace je děj, při kterém dochází ke zvyšování oxidačního čísla atomu. Atom při tom odevzdává jeden nebo více elektronů.

Redukce je děj, při kterém dochází ke snižování oxidačního čísla atomu a při tom atom přijímá elektrony.[5,6]



1.4.1 Oxidační číslo

Oxidační číslo prvku je elektrický náboj, který by se nacházel na atomu prvku, kdyby elektrony všech vazeb, které vycházejí z daného atomu, přidělili elektronegativnějším atomu. Oxidační čísla značíme římskými číslicemi a mohou

nabývat kladných i záporných hodnot, ale i nulu. Kladná oxidační čísla se pohybují mezi +I do + VIII a záporná oxidační čísla v rozmezí – I až -IV. Z toho vyplývá:

- oxidační číslo volných prvků je rovno nule (0)
- kyslík má skoro ve všech sloučeninách oxidační číslo -II (kromě peroxidů, ozonidů, hyperoxidů a binárních sloučenin s fluorem)
- vodík má většinou oxidační číslo I ve sloučeninách (mimo kovových hydridů)

Oxidační číslo je formální pojem a nemusí odpovídat skutečnému rozložení náboje. Když jsou navázány prvky se stejnou elektronegativitou, rozhoduje o oxidačním čísle chemické chování sloučeniny. Vždy musí, ale platit, že součet oxidačních čísel je roven nule.[3,6]

-IV -III -II -I 0 I II III IV V VI VII VIII
----- oxidace ----->
< ----- redukce -----

1.4.2 Oxidační činidlo

Je taková látka, která napomáhá oxidaci jiné látky (odebere jí elektron) a tím pádem se sama redukuje. Oxidačními činidly jsou obvykle volné prvky s vysokou elektronegativitou (halogeny, kyslík) nebo prvky které mají ve sloučeninách příliš vysoké oxidační číslo (Mn^{VII} , Cl^{V} , Cl^{VII} , Cr^{VI}).[3,5]

1.4.3 Redukční činidlo

Je látka, která napomáhá redukci (předá jí své elektrony) a tím pádem se samo oxiduje. Mezi redukční činidla patří volné prvky s malou elektronegativitou (alkalické kovy, kovy alkalických zemin) nebo prvky, které ve svých sloučeninách mají nízké oxidační číslo (C^{II} , Cr^{II}).[3,5]

1.4.4 Vyčíslování oxidačně-redukčních rovnic

Bude uvedeno na následujícím příkladě:

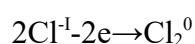


je vidět, že vyčíslení některých oxidačně-redukčních rovnic není jednoduché a dopočítat koeficienty výpočtem by dalo hodně práce nebo by se vůbec nepodařilo. Existuje postup, který dopočítání koeficientů usnadní

1) Nejprve musíme určit oxidační čísla všech prvků:

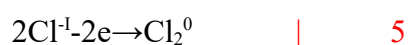
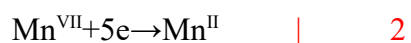


2) Změnu oxidačních čísel zapíšeme podle uvedeného schématu:



Množství odevzdaných elektronů jedním atomem se musí rovnat množství přijatých elektronů druhým atomem.

3) Aby se počet přijatých elektronů Mn^{VII} rovnalo počtu odevzdaných elektronů $\text{Cl}^{-\text{I}}$, využijeme křížové pravidlo



4) Do pravé i levé části rovnice k atomu Mn přepíšeme koeficient 2



5) Koeficient chloru můžeme stanovit pouze na pravé straně, na levé straně je $\text{Cl}^{-\text{I}}$ spotřebováván jak na vznik plynného chloru tak na vznik chloridu.



6) Zbylé koeficienty dopočítáme obvyklým způsobem



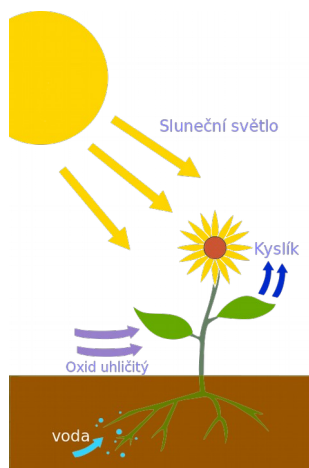
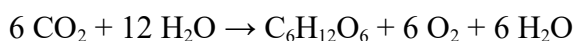
[7,8,9]

1.5 Oxidačně redukční reakce a jejich využití

1.5.1 V přírodě

a) Fotosyntéza

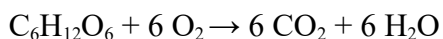
Je redoxní reakce, která probíhá v zelených rostlinách v chloroplastech. Při fotosyntéze dochází k přeměně jednoduchých látek na látky složitější. Při této reakci dochází k uvolňování kyslíku. Aby fotosyntéza mohla probíhat, musí být splněny některé podmínky (světlo, energie, oxid uhličitý, voda, chlorofyl). Při fotosyntéze dochází k přeměně světelného záření na energii chemické vazby při redukci oxidu uhličitého a jeho zabudování do organických látek.[10,11]



Obr.1 Fotosyntéza [12]

b) Dýchání

Dýchání neboli respirace je biochemický proces, při kterém se uvolňuje chemická energie vazeb organických látek a vzniká energetický zdroj pro buňku ATP. Při této reakci vzniká jako odpadní produkt oxid uhličitý a voda. Dýchání je proces s opačným průběhem než fotosyntéza.[10]



c) Hoření

Hoření neboli oxidace je chemická reakce při které se uvolňuje teplo, světlo a jiné látky. Při této reakci vzniká plamen, což je sloupec hořících plynů. Aby mohlo začít

hořet, je zapotřebí přítomnost hořlavé látky, oxidačního prostředku a zdroje zapálení s dostatečným množstvím energie a vysokou teplotou.

- dokonalé spalování $C + O_2 \rightarrow CO_2$

- nedokonalé spalování $2 C + O_2 \rightarrow 2 CO$, toto spalování probíhá při nedostatku kyslíku a vzniká smrtelně jedovatý plyn oxid uhelnatý.[10]

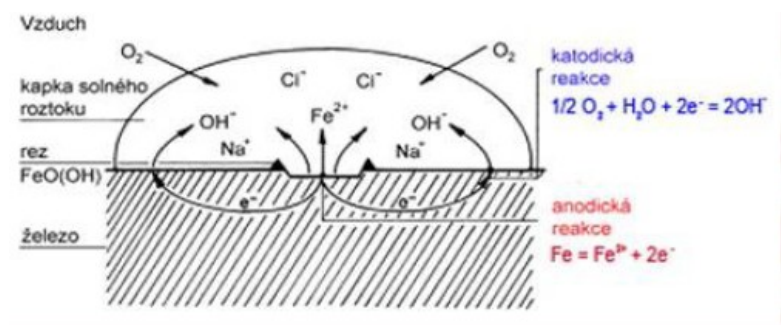


Obr. 2 Hoření [13]

d) Koroze

Při korozi dochází k rozrušování kovů vlivem látek z prostředí jako je voda, vzduch nebo plyny. Při tomto ději se na povrchu kovů vytváří vrstvička látek, tato vrstva mění vlastnosti kovů. Narušování kovů začíná na povrchu a dále postupuje dovnitř materiálu. Přitom kovy ztrácejí svůj lesk, tvar, pevnost atd.

Nejznámější je rezavění neboli koroze železa. Ke korozi železa dochází ve vlhkém prostředí, povrch kovu je pokryt rží neboli oxidem železitým. Rez kov nechrání, po čase se tato vrstva odlupuje a koroze pokračuje. $4 Fe + 3 O_2 + H_2O \rightarrow 4 Fe(OH)_4$



Obr. 3 Koroze Fe [14]

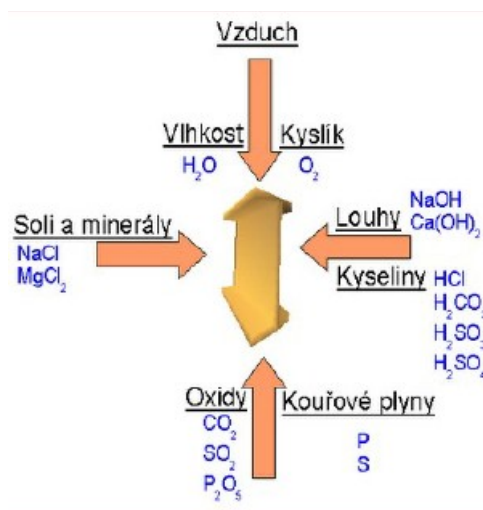
Na rozdíl od železa se na povrchu hliníku vytváří také vrstvička oxidu hlinitého, ale tato vrstvička kov chrání neboli pasivuje. K pasivaci také dochází u koroze zinku. Na povrchu ušlechtilého kovu stříbra se časem vytvoří černá vrstvička sulfidu stříbrného, tato vrstvička vzniká reakcí se sloučeninami síry z okolního prostředí. Měď a výrobky z mědi i její slitiny jsou při dlouhodobém vystavení povětrnostním podmínkám pokryty zeleným povlakem, neboli měděnkou.

Korozi můžeme rozdělit:

1. Podle vnitřního mechanismu

a) chemická koroze - při této korozi dochází pouze k chemickým reakcím. Tato reakce probíhá mezi prostředím a materiálem, a dále probíhá v elektricky nevodivém prostředí.

b) elektrochemická koroze - tato koroze probíhá v elektricky vodivém prostředí.



Obr. 4 Chemická koroze [14]

2. Podle druhu korozního prostředí

a) atmosférická koroze - jak bude tato koroze silná závisí na obsahu vlhkosti a agresivních plynných a tuhých rozpustných nečistot ve vzduchu.

b) koroze v kapalinách - nejčastější koroze probíhá ve vodě, rychlost koroze je závislá na obsahu kyslíku. Koroze ve vodě je způsobena hlavně znečištěním vody agresivními látkami ve formě kapalné, plynné a tuhé.

c) koroze v plynech - závisí na obsahu kyslíku a na složení plynu.

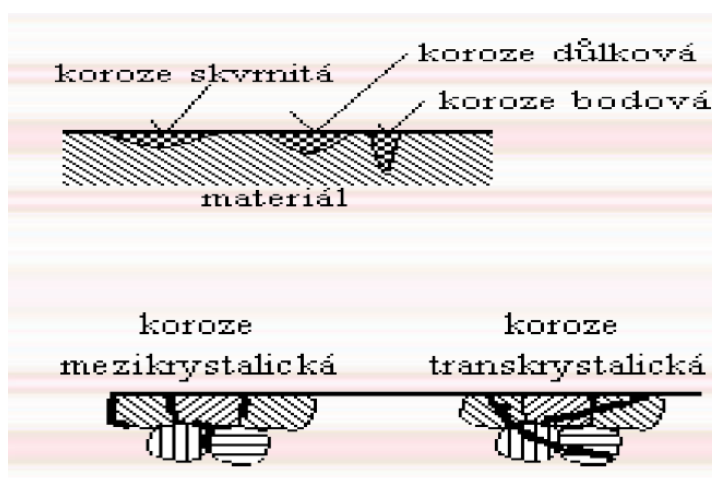
d) půdní koroze - je nejsložitější korozi, protože půda obsahuje tuhé, kapalné i plynné agresivní látky.

3. Podle druhu korozního napadení

a) rovnoměrná koroze - je napadený celý povrch a to stejnoměrně.

b) nerovnoměrná koroze - napadení není stejnoměrné na celém povrchu. Rozlišujeme několik druhů nerovnoměrné koroze:

- skvrnitou, důlkovou, bodovou, mezikrystalickou, transkrystalickou, selektivní



Obr. 5 Nerovnoměrná koroze [14]

4. Podle kombinace s vnějším činitelem

a) koroze při mechanickém namáhání materiálu

b) koroze při únavě materiálu

c) vibrační koroze

d) korozní praskání



Obr. 6 Korozní praskání [14]

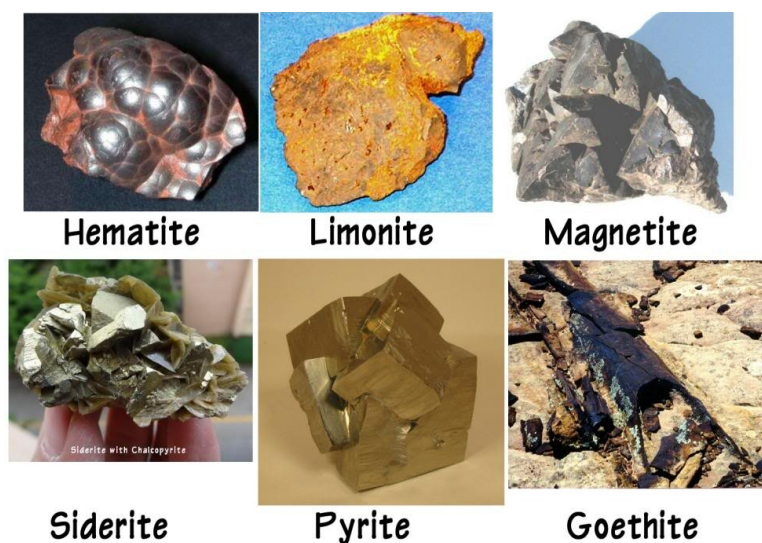
Kovy proti korozi můžeme chránit a to několika způsoby:

- a) pokovování - povrch kovu je pokryt vrstvou kovu, která je odolná vůči korozi
- b) smaltování - je metoda při které nanášíme na povrch kovu vrstvičku smaltu. Tato metoda je využívána například u dřezů, van nebo sporáků
- c) povlaky z plastů - na povrch kovu je nanášena vrstva fólie
- d) nátěry barev a laků - na povrch kovů je nanášena barva nebo lak, aby tato ochrana byla co nejúčinnější tak musí být povrch kovu před nátěrem dokonale očištěn.[10,15]

1.5.2 Redoxní reakce probíhající při výrobě kovů

Výroba železa

Železo je velice důležitý kov, který má velké využití. Protože se železo nevyskytuje v přírodě ryzí, ale pouze ve sloučeninách, musíme železo získávat z těchto sloučenin. Když je v hornině výskyt železa více než 25% tak tuto horninu nazýváme železná ruda. Mezi nejznámější železné rudy patří například: hematit, magnetit, limonit atd.



Obr. 7 Železné rudy [16]

Hematit (oxid železitý), magnetit (oxid železnato - železitý), limonit (oxid - hydroxid železitý), pyrit (disulfid železnatý)

Železo je získáváno ze železných rud redukcí. Už od 18. století se k redukcí používá koks z černého uhlí. Při redukcí dochází k zbavení takzvané hlušiny (zbavení

průvodních hornin). Jako průvodní minerál se používá například pyrit, který je oxidován vzduchem nebo kyslíkem a vzniká oxid železitý a plynný oxid siřičitý. Takto upravené železné rudy jsou redukovány ve vysokých pecích.

Vysoká pec

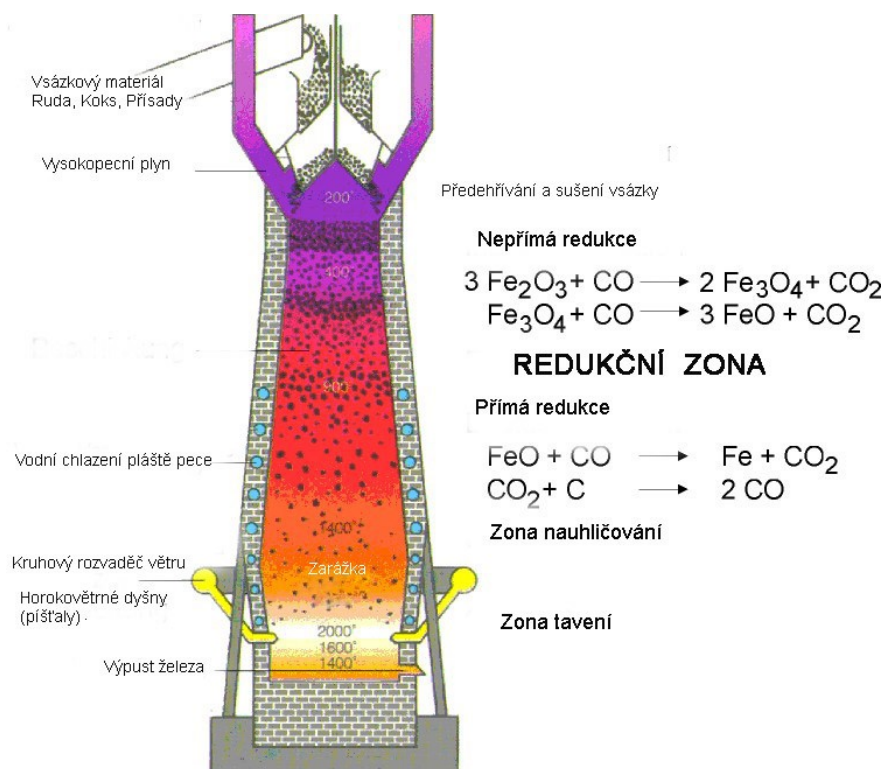
K redukcii železných rud při vysokých teplotách dochází v 30 až 40 m vysokých šachtovitých pecích, které se nazývají vysoké pece.



Obr. 8 Vysoká pec [17]

Vysoká pec je přibližně 1,5 m široká, užitečný prostor je asi 4000 m³, stěny vysoké pece jsou z ohnivzdorného materiálu a k chlazení slouží otvory ve vnější části stěn, kde trvale protéká voda. Vysoké pece je střídavě shora zavážena koksem a železnou rudou. Ke směsi koksu a železné rudy se přidává vápenec a živec. Vápenec a živec slouží k převedení průvodní horniny na nízkotající strusku. Ze zdola je vháněn pod tlakem předehřátý vzduch. Spodní vrstva koksu reaguje s kyslíkem při teplotě 800 °C a vzniká oxid uhličitý. Při této reakci se uvolňuje velké množství tepelné energie, tato energie ohřeje teplotu až na 1600 až 2000 °C. Vzniklý oxid uhličitý ve vyšší vrstvě reaguje s koksem a to téměř dokonale, za vzniku oxidu uhelnatého. Vzniklý oxid uhelnatý redukuje železnou rudu na železo. Při těchto reakcích vzniká spousta plynů a ty nazýváme kychtové plyny. Tyto plyny jsou v horní části vysoké pece odváděny a dále využívány na předehřátí vzduchu, který je vháněn do vysoké pece. [18]

Na následujícím obrázku jsou popsány reakce probíhající ve vysoké peci



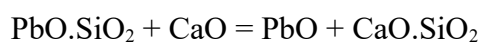
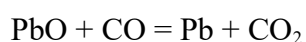
Obr. 9 Reakční schéma vysoké peci [19]

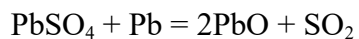
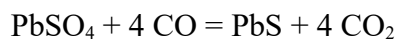
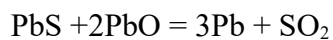
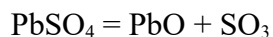
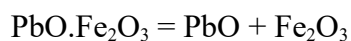
Výroba olova

Olovo se stejně jako železo v přírodě nevyskytuje ryzí, ale pouze ve sloučeninách. Nejdůležitější olovnatou rudou je galenit neboli PbS . Výroba olova probíhá v několika krocích:

- 1) pražení, při kterém dochází k odstranění síry a převedení siřníků kovů na oxidy
- 2) aglomerace
- 3) redukční tavení
- 4) rafinace surového olova [10]

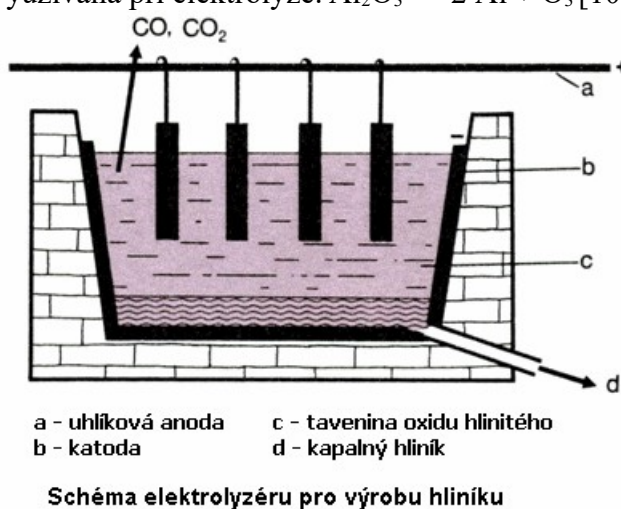
Hlavní reakce v peci:





Výroba hliníku

Redoxní reakce je využívána při elektrolýze. $\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow 2 \text{Al} + \text{O}_3$ [10]

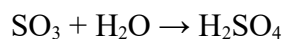
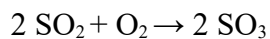
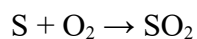


Obr. 10 Schéma elektrolýzéro pro výrobu hliníku [20]

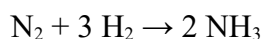
1.5.3 Redoxní reakce probíhající při výrobě chemikálií

Redoxní reakce probíhají i při výrobě chemikálií a to například:

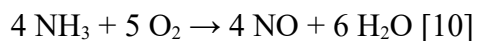
a) výroba kyseliny sírové



b) výroba amoniaku



c) výroba kyseliny dusičné

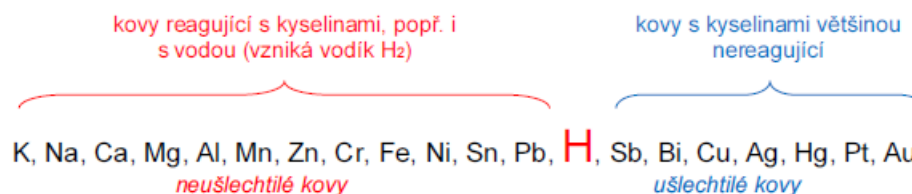


1.5.4 Redoxní reakce kovů ve vodném roztoku

Mezi další důležité redoxní děje jsou reakce kovů s vodou a roztoky kyselin. Některé kovy jako sodík, draslík a vápník reagují s vodou za normálních podmínek. Zinek a železo reaguje pouze s vodní párou a některé kovy nereagují s vodou vůbec jako například zlato a platina.[10]

1.6 Beketovova řada napětí kovů

Podle reakcí kovů ve vodném roztoku (jejich snaze vytvářet kationty, odevzdávat elektrony a tím se oxidovat) byla vytvořena Beketovova řada napětí.



Z Beketovovy řady napětí vyplývá několik zákonitostí:

1. Zleva doprava klesá schopnost kovů tvořit kationty. Kovy vytváří kationty tak, že odevzdávají valenční elektrony. Této schopnosti se říká elektropozitivita.
2. Zleva doprava klesají redukční účinky kovů. Kovy, které jsou umístěny více vlevo, mají schopnost redukovat kovy z roztoků solí kovů, které jsou umístěny od nich vpravo, sami se přitom oxidují a vytváří kationty. A přitom kov, který se nachází více vpravo oxiduje kov nacházející se více vlevo, sám se přitom redukuje.
3. Zleva doprava klesá snaha reagovat se zředěnými kyselinami. Kov ležící vlevo od vodíku má schopnost reagovat s roztoky kyselin nebo s vodou za vzniku plynného vodíku. Reakce probíhá tím intenzivněji, čím je kov dále od vodíku.

Kovy, které se nacházejí vlevo do vodíku nazýváme kovy neušlechtilé, tyto kovy jsou snadno rozpustné v kyselinách. Při této reakci dochází k uvolňování vodíku. Jsou to kovy, které se snadno oxidují a v přírodě se vyskytují ve formě sloučenin.

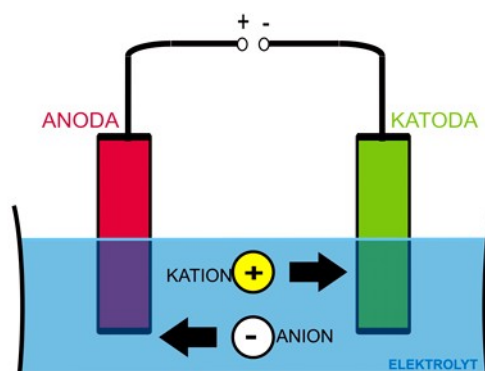
Ušlechtilé kovy jsou ty, které se v Beketovově řadě napětí nacházejí vpravo od vodíku. Tyto kovy reagují pouze s kyselinami, které mají oxidační účinky (jako má koncentrovaná kyselina sírová nebo koncentrovaná kyselina dusičná), ale při této reakci se z roztoku vodík neuvolňuje. Oxidace u ušlechtilých kovů probíhá velice obtížně. V přírodě se buď vyskytují ve sloučeninách nebo i jako ryzí kovy.

4. Zleva doprava klesá chemická reaktivita. Například draslík musíme uchovávat v petroleji, železo na vzduchu koroduje, ale rtuť je na vzduchu stálá a nereaguje ani s vodou.

5. U neušlechtilých kovů jsou hodnoty E^0 záporné a u ušlechtilých kovů je hodnota E^0 kladné. Kovy v Beketovově řadě řazeny podle vzrůstajících standardních elektrodoých potenciálů E^0 . Čím je standardní elektrodoý potenciál negativnější, tím snadněji kov uvolňuje elektrony a tvoří kationt.[10]

1.7 Elektrolýza

Elektrolýza je elektrochemický děj (redoxní děj), tento děj probíhá na elektrodách při průchodu stejnosměrného elektrického proudu a to buď roztokem nebo taveninou elektrolytu.



Obr. 11 Schéma elektrolýzy [21]

Aby mohla elektrolýza probíhat jsou zapotřebí dvě elektrody, zdroj stejnosměrného elektrického napětí a elektrolyt. Elektrody (katoda, anoda) musí být připojeny ke zdroji stejnosměrného elektrického napětí a musí být zavedeny do

elektrolytu. Když jsou tyto podmínky splněny tak uvnitř elektrolytu mezi elektrodami vznikne elektrické pole. Toto elektrické pole vyvolá usměrněný pohybů iontů v roztoku.

Jako elektrody jsou používány vodiče elektrického proudu 1. třídy, například železný plíšek. Elektroda je vodivě spojena s nekovovou vodivou částí a to nejčastěji s roztokem elektrolytu.

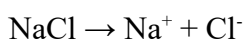
Elektrolyt musí být taková látka, která je schopná disociovat se na ionty. Mezi nejčastěji používané elektrolyty patří kyseliny, zásady a soli jako například chlorid sodný.

Elektrody vedou elektrický proud pomocí elektronů a průchodem proudu se chemicky nemění, zatímco elektrolyty vedou proud pomocí iontů a průchodem proudu se rozkládají na ionty a podléhají chemickým změnám.

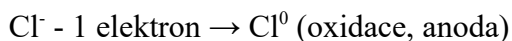
Kladně nabitá elektroda se nazývá anoda a je připojena ke kladnému pólu zdroje elektrického proudu. Katoda je záporně nabitá elektroda a je připojena k zápornému pólu zdroje elektrického proudu.

Elektrolýza je děj, který se skládá ze dvou reakcí a to oxidaci a redukci. Při oxidaci dochází ke odevzdávání elektronů a proto tento děj probíhá na anodě (kladně nabitá elektrodě). Proto záporně nabitá částice putují k anodě, kde se oxidují. Redukce je opačný děj k oxidaci. Při redukci dochází ke snižování oxidačního čísla a tím k přijímání elektronů. Tento děj probíhá na katodě, která je záporně nabitá. Kladné částice putují ke katodě a zde se redukují.

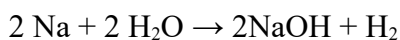
Známým příkladem elektrolýzy je elektrolýza vodného roztoku chloridu sodného. Chlorid sodný disociuje podle následující rovnice:

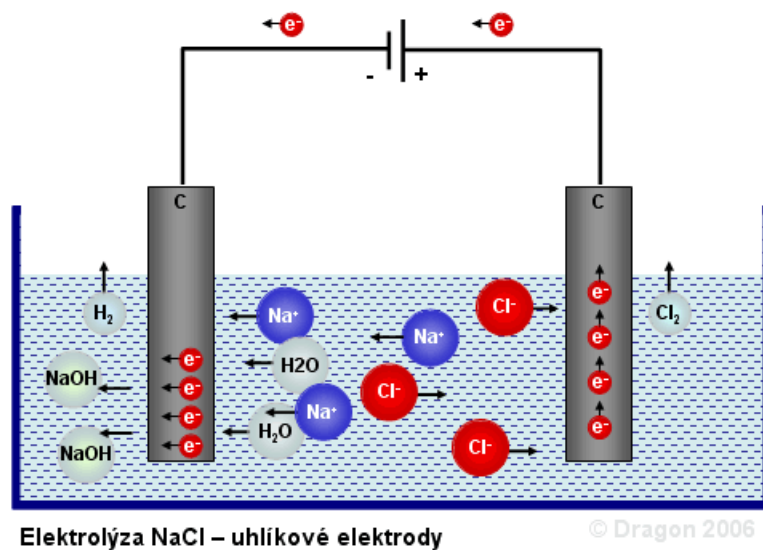


Zavedením stejnosměrného proudu vznikají primární produkty elektrolýzy:



Na katodě vyloučené atomy sodíku reagují s vodou za vzniku sekundárních produktů elektrolýzy:





Obr. 12 Elektrolýza NaCl [22]

Elektrolýza je děj, kdy při průchodu stejnosměrného elektrického proudu elektrolytem dochází k látkovým změnám. Při těchto změnách dochází k výměně elektronů mezi nabitými ionty v elektrolytu a elektrodami. Pomocí oxidačně-redukčních reakcí z iontů vzniknou neutrální atomy nebo skupiny atomů, tyto atomy se vyloučí na elektrodách.[2,6]

Využití elektrolýzy

- výroba kovů (například Cu)
- výroba prvků a sloučenin (Na, K, H₂, Cl₂, Mg, Al, NaOH, KOH)
- elektrolýza vody, kterou se vyrábí čistý kyslík a vodík
- galvanické pokovování (pozinkování, poměďování, pozlacování, posříbřování...)
- galvanické články, akumulátory, polarografie- při určování chemického složení látek, a to pomocí změn elektrického proudu procházejícího roztokem látky
- galvanoplastika- kovové obtisky předmětů, používané například při výrobě odlévacích forem
- elektrolytické čištění kovů neboli rafinace Cu, Zn, Ni
- galvanické leptání [10]

1.8 Galvanické články

Jsou rozsáhle používané zdroje elektrického proudu. Mohou sloužit jako zdroje pro hračky, rádia, hodinky, fotoaparáty, kalkulačky a podobně. Galvanický článek se nazývá primární článek a tyto články nejdou znova dobíjet. Sekundární články jsou takové články, které jdou opakovaně nabíjet a říkáme jim akumulátory. [6]

1.8.1 Primární články

Kolem roku 1865 G. Leclanché vyrobil primární článek dnes známý jako baterie. U baterie je anoda tvořená zinkovým kelímkem, který slouží jako schránka. Katodu tvoří grafitová tyčinka obklopená směsí burelu. Jako elektrolyt slouží chlorid amonný a chlorid zinečnatý, které jsou zahuštěny škrobem tím pádem tvoří takzvaný suchý článek. Následující rovnice popisují reakce v Leclanchéově článku:

Anoda (záporný pól) $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{ elektrony}$

Katoda (kladný pól) $\text{MnO}_2 + \text{H}^+ + \text{elektron} \rightarrow \text{MnO(OH)}$

Roztok elektrolytu $\text{Zn}^{2+} + 2 \text{NH}_4^+ + 2 \text{Cl}^- \rightarrow [\text{Zn(NH}_3)_2]\text{Cl}_2 + 2 \text{H}^+$

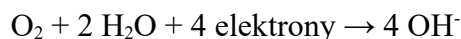
Celková reakce $\text{Zn}^{2+} + 2 \text{MnO}_2 + 2 \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow 2 \text{MnO(OH)} + [\text{Zn(NH}_3)_2]\text{Cl}_2$



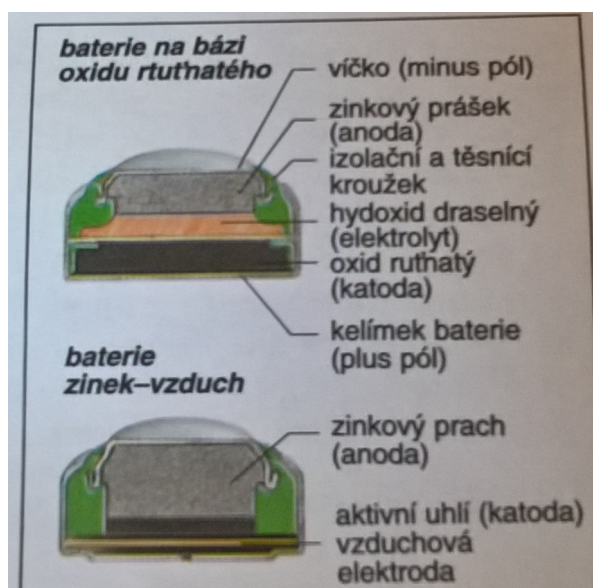
Obr. 13 Schéma Leclanchéova článku [6]

Při odebrání proudu se zinkový kelímk rozpouští, mohlo by dojít k úniku elektrolytu, a proto je zinkový kelímk těsně obalen ocelovým pláštěm.

Zvláštní formou Leclanchéova článku je článek zinek/vzduch. V tom to článku je směs burelu nahrazena směsí aktivního uhlí. Směs aktivního uhlí je v kontaktu se vzduchem. Pomocí aktivního uhlí se vzduch redukuje:



Jako elektrolyt se u tohoto článku používá směs zahuštěného chloridu amonného a hydroxidu draselného. Článek zinek/vzduch se používá jako zdroj proudu pro elektrické ohradníky na pastviny nebo pro lampy na staveništích.



Obr 14 Schéma baterií do hodinek [6]

Při poptávce baterií s dlouhou životností například pro hodinky a kalkulačky, byli vyvinuty lithiové baterie. V těchto bateriích je jako anoda používán lithium a jako katoda burel. Obě elektrody jsou v organickém rozpouštědle a v něm rozpuštěném chloristanu lithného. Při průchodu elektrického proudu je mangan v oxidačním čísle IV redukován na mangan v oxidačním stavu III. Kationty lithné se tvoří oxidací a vstupují do krystalové struktury burelu. Nejmodernější lithiové baterie mají životnost až pět let. Primárních článků je velké množství, ale důležitý význam mají mezi nimi i malé baterie (zinek/oxid rtuťnatý) a jako elektrolyt je používán hydroxid draselný. [6]

1.8.2 Sekundární články

Olověný akumulátor patří mezi sekundární články. A. Planté vyrobil olověný článek roku 1859. Využití toho článku je především jako startovací baterie u motorových vozidel. Dvě sady mřížkových desek jsou paralelně seřazeny a jsou tvořeny slitinou olova. Tyto dvě sady tvoří jeden blok, který je ponořen do elektrolytu kyseliny sírové. Desky první sady jsou naplněny olovem a desky druhé sady jsou naplněny oxidem olovičitým. Kyselinovzdorné separátory jsou umístěny mezi deskami. 12 V akumulátor tvoří šest takto seřazených desek. Při jeho vybití probíhají následující reakce zleva:

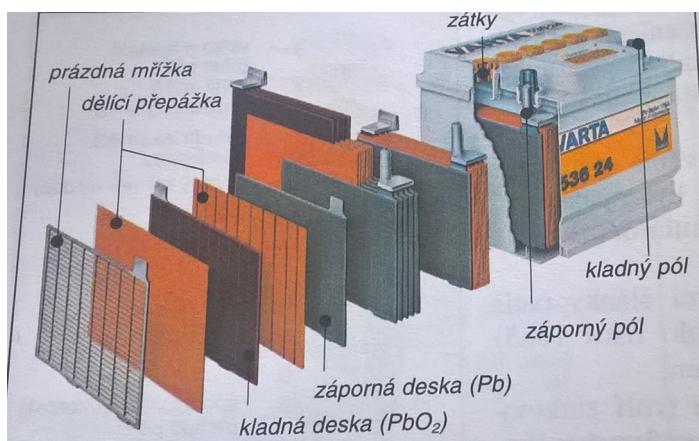
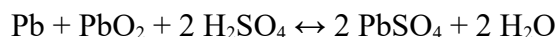
záporný pól



kladný pól



celková reakce



Obr. 15 Schéma olověného akumulátoru [6]

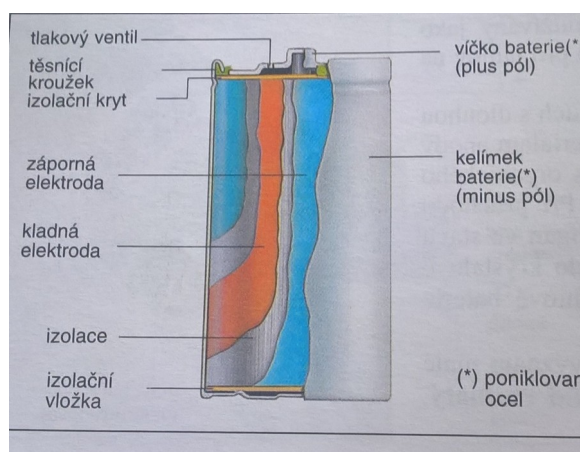
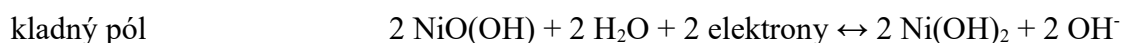
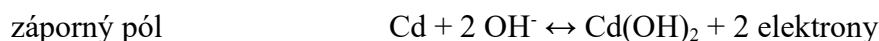
Málo rozpustný síran, který při reakci vzniká, se usazuje jako povlak na elektrodách nebo na dně. Při vybití akumulátoru se spotřebovává kyselina sírová, proto je možné z hustoty akumulátoru usuzovat stav nabití.

Při nabíjení akumulátoru, které probíhá vložením vnějšího napětí na elektrody se chemické reakce obrací. Nabíjení článku je možné díky vylučování vodíku na olovu a je spojeno s vysokým přepětím. Když se při nabíjení spotřebuje vzniklý síran olovnatý, na katodě začne vznikat vodík a na anodě kyslík, to jsou akumulátorové plyny. Tyto

reakce probíhají souběžně při nabíjení akumulátoru. Hustota kyseliny sírové při nabíjení stoupá.

Nikl/kadmiový akumulátor

Nikl/kadmiový akumulátor má široké využití a to pro to, že se dá až 1000 krát nabít, pro dobrou mechanickou odolnost a snadné zacházení. Elektrodami tohoto článku jsou ocelové a niklové plechy, na nich je nanesen hydroxid kademnatý a hydroxid nikelnatý. Při nabíjení vzniká kadmium a oxid-hydroxid niklitý, jako elektrolyt se používá hydroxid draselný. Následující reakce popisují děje který v článku probíhají:



Obr. 16 Schéma nikel/kadmiového akumulátoru[6]

Palivové články

V dosud popisovaných galvanických člancích byly látky, které poskytovaly elektrický proud pouze po omezenou dobu. Proto bylo snahou vyvinout speciální galvanický článek, do kterého je kontinuálně z vnějšku dodáváno oxidační a redukční činidlo neboli palivo. Největší pokrok dosáhly palivové články obsahující vodík a kyslík.

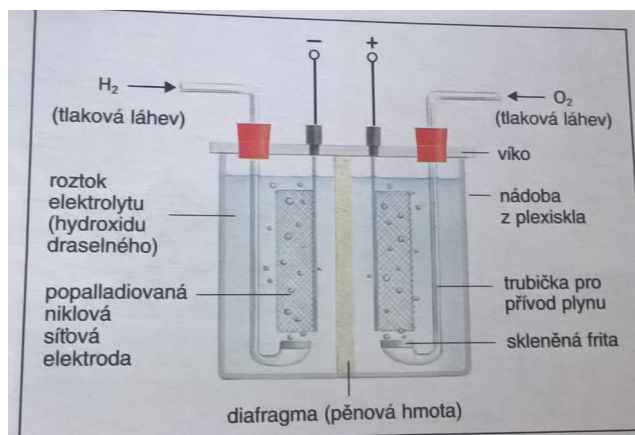
Při této elektrochemické přeměně jsou plyny přiváděny elektrolytem ke katalyticky aktivním elektrodám. Jako elektrolyt je nejběžněji používán hydroxid

sodný. Reakce, které v tomto článku probíhají, můžeme zjednodušeně zapsat následovně:

záporný pól: $\text{H}_2 + 2 \text{OH}^- \leftrightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{elektrony}$

kladný pól: $\text{O}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + 4 \text{elektrony} \leftrightarrow 4 \text{OH}^-$

celková reakce: $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$



Obr. 17 Model palivového článku [6]

Jako paliva se používají i jiné látky jako například hydrazin, který je rozpuštěný v elektrolytu. Plynný kyslík můžeme získat z roztoku peroxidu vodíku, který je kataliticky rozkládán na aktivní elektrodě na vodu a kyslík. Nejvýznamnější použití palivových článků je použití ve vesmírných sondách. [6]

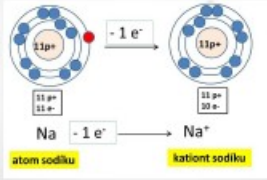
2 Prezentace

Druhá kapitola je pomůckou učitele k názornému doplnění výkladu probírané látky. Žáci gymnázia mohou prezentaci využít jako materiál pro studium. Prezentace je rozdělena do tří částí, učitel i žák zde najdou stručný výklad učiva oxidačně- redukční reakce. Materiál je doplněn názornými ukázkami, praktickým využitím, příklady rovnic na vysvětlení a k procvičení.

2.1 Oxidačně- redukční reakce

První prezentace obsahuje 27 snímků vytvořených jako názorná podpora výkladu učitele při probírání učiva. Učitel i žák zde najdou teorii podpořenou obrázky a příklady rovnic oxidačně- redukčních reakcí.

<div data-bbox="304 271 794 633"> <h3>Oxidačně redukční reakce</h3> <p>1</p> </div>	<div data-bbox="874 271 1364 633"> <h3>Oxidačně redukční reakce</h3> <ul style="list-style-type: none"> • Nebo-li redoxní reakce • Redoxní reakce jsou takové reakce při kterých dochází k přenosu elektronu mezi reagujícími částicemi • Charakteristickým pro redoxní reakce je změna oxidačního čísla • V redoxních reakcích rozlišujeme dvě dílčí reakce <p>OXIDACI X REDUKCI</p> <p>2</p> </div> <p>[1,2,3]</p>
<div data-bbox="304 801 794 1164"> <h3>Obecný zápis redoxní reakce</h3> $\text{red}_1 + \text{ox}_2 \xrightarrow{\text{oxidace}} \text{red}_2 + \text{ox}_1$ <p>3</p> </div> <p>[10]</p>	<div data-bbox="874 801 1364 1164"> <h3>Zápis redoxní reakce</h3> <p><i>měď se oxidovala</i></p> $\text{Cu}^0 + \text{S}^0 \xrightarrow{\hspace{2cm}} \text{Cu}^{\text{II}}\text{S}^{\text{-II}}$ <p><i>síra se zredukovala</i></p> <p>4</p> </div>
<div data-bbox="304 1330 794 1693"> <h3>Oxidace</h3> <ul style="list-style-type: none"> • Při oxidaci dochází: <ol style="list-style-type: none"> 1. Atom odevzdává elektrony 2. Proto se oxidační číslo zvyšuje $\text{Cu}^0 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NiO} + \text{H}_2\text{O}$ <p>Oxidace: $\text{Cu}^0 - 2 \text{ elektrony} \rightarrow \text{Cu}^{\text{II}}$</p> <p>5</p> </div> <p>[5,6]</p>	<div data-bbox="874 1330 1364 1693"> <h3>Redukce</h3> <ul style="list-style-type: none"> • Při redukci dochází: <ol style="list-style-type: none"> 1. Atom přijímá elektrony 2. Proto se oxidační číslo snižuje $\text{Cu}^0 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NiO} + \text{H}_2\text{O}$ <p>Redukce: $\text{N}^{\text{V}} + 3 \text{ elektrony} \rightarrow \text{N}^{\text{II}}$</p> <p>6</p> </div> <p>[5,6]</p>

<div data-bbox="300 264 794 631"> <h3>Redoxní reakce</h3> <ul style="list-style-type: none"> Mechanismus redoxní reakce je založen na předávání elektronu mezi reagujícími částicemi  <p style="text-align: right;">7</p> </div>	<div data-bbox="874 264 1369 631"> <h3>Oxidační číslo</h3> <ul style="list-style-type: none"> Je elektrický náboj, který by se nacházel na atomu prvku, kdyby elektrony všech vazeb, které vycházejí z daného atomu, přidělili elektronegativnějšímu atomu. Oxidační čísla značíme římskými číslicemi Nabývají hodnot od - IV do + VIII <p style="text-align: right;">8</p> </div>
<div data-bbox="300 797 794 1164"> <h3>Oxidační číslo</h3> <ul style="list-style-type: none"> Oxidační číslo volných prvků je rovno nule (0) <p>$6 \text{I}_2^0 + 6 \text{Ba}^{\text{II}}(\text{OH})_2^{\text{II}} \rightarrow 6 \text{Ba}^{\text{II}}(\text{IO}_3)^{\text{VI}} + 5 \text{Ba}^{\text{II}}\text{I}_2^{\text{I}} + 6 \text{H}_2\text{O}^{\text{II}}$</p> <ul style="list-style-type: none"> Kyslík má skoro ve všech sloučeninách oxidační číslo-II (kromě peroxidů, ozonidů, hyperoxidů a binárních sloučenin s fluorem) <p>$2 \text{Fe}^{\text{II}}\text{Cl}_2^{\text{I}} + \text{H}_2\text{O}_2^{\text{I}} + 2 \text{H}^{\text{I}}\text{Cl}^{\text{I}} \rightarrow 2 \text{Fe}^{\text{III}}\text{Cl}_3^{\text{I}} + 2 \text{H}_2\text{O}^{\text{II}}$</p> <ul style="list-style-type: none"> Vodík má většinou oxidační číslo I ve sloučeninách (mimo kovových hydridů) <p style="text-align: right;">9</p> </div>	<div data-bbox="874 797 1369 1164"> <h3>Oxidační číslo</h3> <p style="text-align: center;">-IV -III -II -I 0 I II III IV V VI VII VIII</p> <p style="text-align: center;">----- oxidace -----></p> <p style="text-align: center;"><----- redukce -----</p> <p style="text-align: right;">10</p> </div>
<div data-bbox="300 1326 794 1693"> <h3>Úkol</h3> <ul style="list-style-type: none"> Urči oxidační čísla následujících sloučenin: <ol style="list-style-type: none"> HNO_3 $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ $\text{Fe}(\text{OH})_3$ CrO_5 H_2SiO_3 $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ NaCl KOH <p style="text-align: right;">11</p> </div>	<div data-bbox="874 1326 1369 1693"> <h3>Oxidační činidlo</h3> <ul style="list-style-type: none"> Je látka, která napomáhá oxidaci jiné látky (odebere jí elektron) a tím pádem se sama redukuje. Oxidační činidla dělíme do 4 skupin: <ul style="list-style-type: none"> a) elektronegativní kovy – kyslík, chlór, fluór, bróm b) kationty přechodných kovů- Au^{III}, Ag^+, Fe^{III}, Co^{III} c) anionty kyslíkatých kyselin- MnO_4^-, ClO_4^-, ClO_3^-, NO_3^- d) oxidy prvků s vyššími oxidačními čísly a peroxidy- MnO_2, PbO_2, CrO_3, H_2O_2, OsO_4 <p style="text-align: right;">12</p> </div>

Obr. 18 Vznik iontů [38]

[6,3]

7

8

[6,3]

9

10

[3,5]

11

12

Redukční činidlo

- Je látka, která napomáhá redukcí (předává jí své elektrony) a tím pádem se sama oxiduje.
- Redukční činidla dělíme do 3 skupin:
 - a) prvky s nízkou elektronegativitou – I. až III. A skupina, vodík, uhlík, zinek a lanthanoidy
 - b) ionty kovů s nízkým oxidačním číslem, které se snadno oxidují, protože snadno ztrácejí elektrony - Cr^{2+} , Ti^{2+}
 - c) iontové hydroxidy a oxidy s nízkým oxidačním číslem prvku - NaH , LiH , CaH_2 , CO

[3,5]

13

Oxidační a redukční činidla

$\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}_2 + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$

Cu – REDUKČNÍ ČINIDLO

HNO_3 – OXIDAČNÍ ČINIDLO

$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NaNO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

NaNO_2 – REDUKČNÍ ČINIDLO

$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – OXIDAČNÍ ČINIDLO

14

Úkol

- Rozhodni, která rovnice je oxidačně redukční

 - a) $\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{NaCl}$
 - b) $\text{AgNO}_3 + \text{KI} \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{AgI}$
 - c) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
 - d) $\text{Pb} + \text{S} \rightarrow \text{PbS}$
 - e) $\text{PCl}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{HCl}$
 - f) $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{SO}_4$
 - g) $\text{SiO}_2 + \text{HF} \rightarrow \text{SiF}_4 + \text{H}_2\text{O}$

15

Chemické rovnice redoxních reakcí

POSTUP:

1. zápis chemického děje pomocí rovnice a zápis oxidačních čísel prvků u nichž se oxidační číslo mění
2. zápis oxidace a redukce pomocí dílčích rovnic s počtem vyměněných elektronů
3. matematická úprava pro shodu počtu vyměněných elektronů (tzv. křížové pravidlo)
4. zápis získaných stechiometrických koeficientů do rovnice
5. dodatečná úprava rovnice (molekuly vody upravíme jako poslední)

[7,8,9]

16

Řešení rovnic metodou rovnosti vyměňovaných elektronů

1. Musíme určit oxidační čísla všech prvků:

$\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$

2. Změnu oxidačních čísel zapíšeme podle následujícího schématu:

$\text{Mn}^{+7} + 5e \rightarrow \text{Mn}^{+2}$
 $2\text{Cl}^{-1} - 2e \rightarrow \text{Cl}_2^0$

17

Řešení rovnic metodou rovnosti vyměňovaných elektronů

3. Aby se počet přijatých elektronů rovnal počtu odevzdaných elektronů musíme je vzít v poměru (Křížové pravidlo):

$\text{Mn}^{+7} + 5e \rightarrow \text{Mn}^{+2} \quad | 2$
 $2\text{Cl}^{-1} - 2e \rightarrow \text{Cl}_2^0 \quad | 5$

4. Do levé i pravé části rovnice píšeme k atomu Mn zjištěný koeficient 2:

$2\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow 2\text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$

18

Řešení rovnic metodou rovnosti vyměňovaných elektronů

5. V pravé části reakce má být 5 molekul chloru, v levé části zatím nemůžeme zatím doplnit koeficient protože Cl⁻ se spotřebovává nejen na vytvoření plynného chloru, ale i na vytvoření chloridu:



6. Obvyklým způsobem dopočítáme zbývající koeficienty:



19

Řešení rovnic metodou rovnosti vyměňovaných elektronů

7. Konečný vzhled uvedené redoxní reakce by měl vypadat následovně:

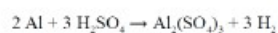
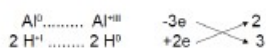
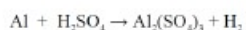


20

19

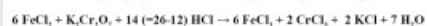
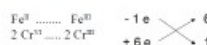
20

Příklady vyčíslování rovnic



21

Příklady vyčíslování rovnic

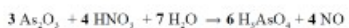
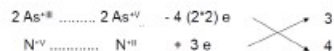
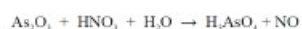


22

21

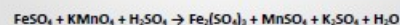
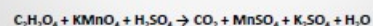
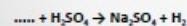
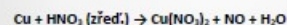
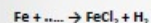
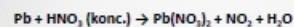
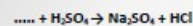
22

Příklady vyčíslování rovnic



23

Úkol - Doplníte chybějící vzorce a určete stechiometrické koeficienty



24

23

24

<p>Úkol – Dopiňte chybějící vzorce a určete stechiometrické koeficienty</p> <p>$\text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$</p> <p>$\dots + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$</p> <p>$\dots + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{Br}_2 + \text{MnBr}_2 + \text{H}_2\text{O}$</p> <p>$\text{CaO} + \dots \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$</p> <p>$\text{H}_2\text{SO}_4 + \dots \rightarrow \text{Br}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$</p> <p>$\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \dots + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$</p> <p>$\dots + \text{HCl} \rightarrow \text{PbCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$</p> <p style="text-align: right;">25</p>	<p>Výsledky</p> <p>$2 \text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{HCl}$</p> <p>$\text{Pb} + 4 \text{HNO}_3 (\text{konc.}) \rightarrow \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{NO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$</p> <p>$\text{Fe} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$</p> <p>$3 \text{Cu} + 8 \text{HNO}_3 (\text{zřed.}) \rightarrow 3 \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{NO} + 4 \text{H}_2\text{O}$</p> <p>$2 \text{Na} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2$</p> <p>$5 \text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4 + 2 \text{KMnO}_4 + 3 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 10 \text{CO}_2 + 2 \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 8 \text{H}_2\text{O}$</p> <p>$10 \text{FeSO}_4 + 2 \text{KMnO}_4 + 8 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 5 \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 2 \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 8 \text{H}_2\text{O}$</p> <p style="text-align: right;">26</p>
<p>Výsledky</p> <p>$8 \text{KI} + 5 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 4 \text{I}_2 + 4 \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S} + 4 \text{H}_2\text{O}$</p> <p>$\text{CaH}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + 2 \text{H}_2$</p> <p>$4 \text{HBr} + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{Br}_2 + \text{MnBr}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$</p> <p>$\text{CaO} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$</p> <p>$\text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{HBr} \rightarrow \text{Br}_2 + \text{SO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$</p> <p>$\text{MnO}_2 + 4 \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$</p> <p>$\text{PbO}_2 + 4 \text{HCl} \rightarrow \text{PbCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$</p> <p style="text-align: right;">27</p>	

2.2 Využití oxidačně- redukčních reakcí

Druhá prezentace obsahuje 24 snímků. Učitel a žák zde naleznou příklady oxidačně- redukčních reakcí vyskytujících se v přírodě. Dále redoxní reakce využívané se při výrobě kovů a chemikálií.

Redukční reakce a jejich využití

1

V přírodě

a) Fotosyntéza

- Je redoxní děj, který probíhá v zelených rostlinách v chloroplastech
- Princip této reakce je přeměna jednoduchých látek na látky složitější
- Dochází k přeměně světelného záření na energii chemické vazby, při redukci oxidu uhličitého a jeho zabudování do organických látek

2

[10,11]

1

2

V přírodě

$$6 \text{ CO}_2 + 12 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6 \text{ O}_2 + 6 \text{ H}_2\text{O}$$

3

Obr. 19 Fotosyntéza [12]

V přírodě

b) Dýchání

- Dýchání nebo-li respirace je biochemický proces, při kterém se uvolňuje chemická energie vazeb organických látek a vzniká energetický zdroj pro buňku ATP. Při této reakci vzniká jako odpadní produkt oxid uhličitý a voda.
- Dýchání je proces s opačným průběhem než fotosyntéza

$$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6 \text{ O}_2 \rightarrow 6 \text{ CO}_2 + 6 \text{ H}_2\text{O}$$

4

[10]

3

4

V přírodě

c) Hoření

- Nebo-li oxidace je chemická reakce, při které se uvolňuje teplo, světlo a jiné látky
- Při této reakci vzniká plamen, což je sloupec hořících plynů
- Podmínky při hoření: přítomnost hořlavé látky, oxidační prostředek, zdroj zapálení, energie a teplota

5

[10]

V přírodě

- Dokonalé spalování:
 $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$
- Nedokonalé spalování:
 $2 \text{C} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CO}$

K nedokonalému spalování dochází při nedostatku kyslíku

6

Obr. 20 Hoření [13]

[10]


5

6

V přírodě

d) Koroze

- Dochází rozrušování kovů vlivem vody, vzduchu a plynů
- Při tomto ději se na povrchu kovů vytváří vrstvička látek, která mění vlastnosti kovů
- Při korozi ztrácejí kovy lesk, tvar a pevnost



Obr. 21 Koroze [10,14,15]

7

V přírodě

Koroze železa

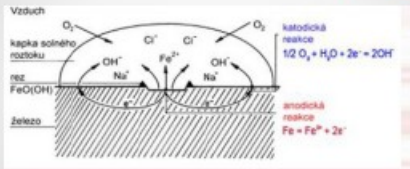
- Rezavění
- Na povrchu se vytváří vrstva oxidu železitého
- Rez kov nechrání, po čase se tato vrstva odlupuje a koroze pokračuje

$$4 \text{ Fe} + 3 \text{ O}_2 + \text{ H}_2\text{O} \rightarrow 4 \text{ Fe(OH)}_2$$

[10,14,15]

8

Koroze železa



Obr. 22 Koroze Fe [14]

9

V přírodě

Koroze dalších kovů

- Hliník vytváří na povrchu vrstvu oxidu hlinitého, ale tato vrstva kov pasivuje nebo-li chrání
- K pasivaci také dochází u zinku
- Na povrchu stříbra se tvoří vrstva sulfidu stříbrného
- Na mědi a jeho slitin se vytváří zelený povlak, nebo-li měděnka

[10,14,15]

10

V přírodě

Dělení koroze

1. Podle vnitřního mechanismu
 - a) chemická koroze
 - b) elektrochemická koroze
2. Podle druhu korozního prostředí
 - a) atmosférická koroze
 - b) koroze v kapalinách
 - c) koroze v plynech
 - d) půdní koroze

[10,14,15]

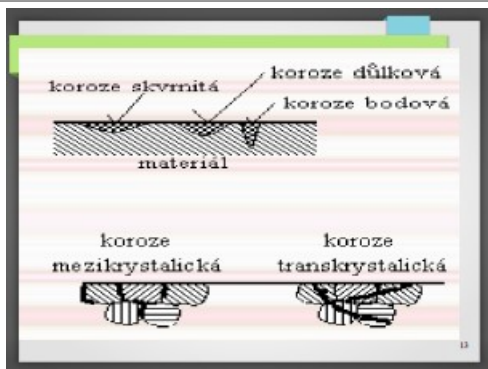
11

V přírodě

3. Podle druhu korozního napadení
 - a) rovnoměrná koroze
 - b) nerovnoměrná koroze
 - skvrnitou
 - oškvřelou
 - bodovou
 - mezikrystalickou
 - transkrystalickou
 - selektivní

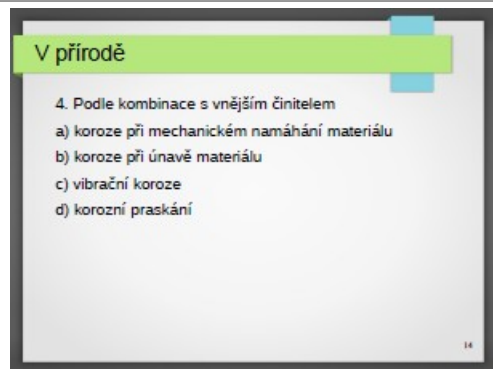
[10,14,15]

12



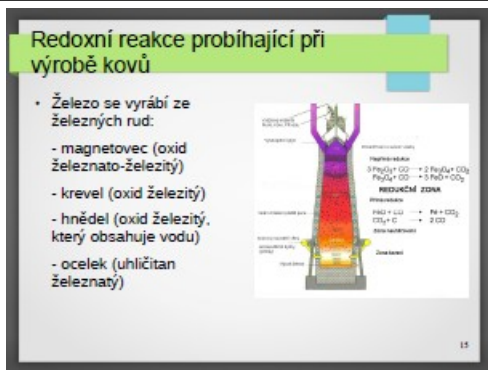
Obr. 23 Nerovnoměrná korozí [14]

13



[10,14,15]

14



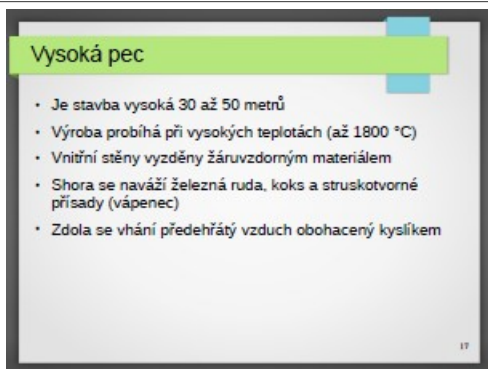
Obr. 24 Reakční schéma vysoké peci [19]

15



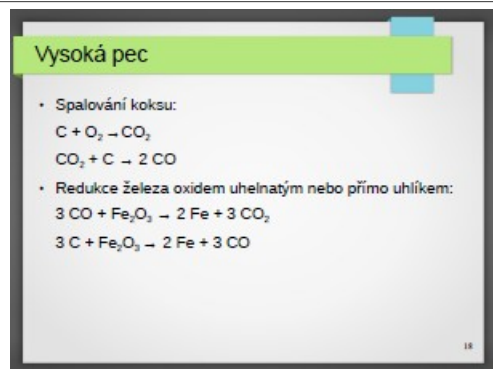
Obr. 25 Železné rudy [18]

16



[18]

17



[18]

18

Redoxní reakce probíhající při výrobě kovů

- Výroba olova

$$2 \text{PbS} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{PbO} + 2 \text{SO}_2$$

$$\text{PbO} + \text{C} \rightarrow \text{Pb} + \text{CO}$$
- Výroba hliníku

elektrolýza

$$\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow 2\text{Al} + \text{O}_3$$

[10]

19

Výroba hliníku

a - uhlíková anoda
 b - katoda
 c - Lazečná oměta hlinitého
 d - kapalná sůl

Schéma elektrolyzéry pro výrobu hliníku

Obr. 26 Schéma elektrolyzéry [14]

20

Redoxní reakce probíhající při výrobě kovů

- Výroba mědi

$$2 \text{Cu}_2\text{S} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Cu}_2\text{O} + 2 \text{SO}_2$$

$$2 \text{Cu}_2\text{O} + \text{Cu}_2\text{S} \rightarrow 6 \text{Cu} + \text{SO}_2$$

[10]

21

Redoxní reakce probíhající při výrobě chemikálií

- Výroba kyseliny sírové

$$\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$$

$$2 \text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{SO}_3$$

$$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$$
- Výroba amoniaku

$$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$$
- Výroba kyseliny dusičné

$$4 \text{NH}_3 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{NO} + 6 \text{H}_2\text{O}$$

[10]

22

Redoxní reakce kovů ve vodném roztoku

- Mezi důležité redoxní děje patří reakce kovů s vodou a roztoky kyselin.
 - sodík, draslík, vápník: tyto kovy reagují s vodou za normální
 - zinek a železo: reagují pouze s vodní párou
 - zlato a platina: nereagují s vodou vůbec
- Jedná se v podstatě o schopnost kovu vytvářet kationty.

[10]

23

Redoxní reakce kovů ve vodném roztoku

- Beketovova řada kovů
je to elektrochemická řada napětí kovů

Li K Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Ni Sn Pb **H** Cu Ag Hg Pt Au

- Z Beketovovi řady napětí vyplývá několik zákonitostí:
 - zleva doprava klesá schopnost kovů tvořit kationty
 - zleva doprava klesají redukční účinky kovů
 - zleva doprava klesá snaha reagovat se zředěnými kyselinami
 - zleva doprava klesá chemická reaktivita

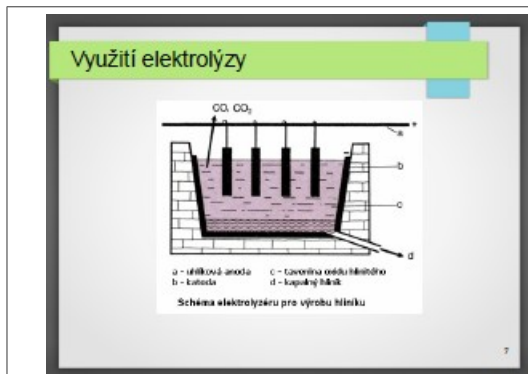
[10]

24

2.3 Elektrolýza a galvanické články

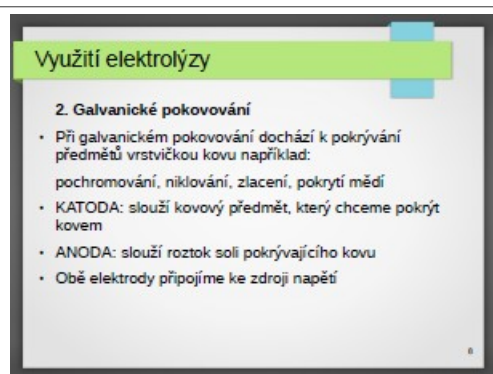
Třetí prezentace obsahuje 28 snímků zobrazujících princip elektrolýzy a princip galvanických článků.

<div data-bbox="301 477 794 844" data-label="Image"> </div>	<div data-bbox="874 477 1367 844" data-label="Image"> </div> <p>[2,6]</p>
<div data-bbox="301 969 794 1337" data-label="Image"> </div> <p>Obr. 27 Schéma elektrolýzy [23]</p>	<div data-bbox="874 969 1367 1337" data-label="Image"> </div> <p>[2,6]</p>
<div data-bbox="301 1473 794 1841" data-label="Image"> </div> <p>Obr. 28 Elektrolýza roztoku jodidu zinečnatého [14]</p>	<div data-bbox="874 1473 1367 1841" data-label="Image"> </div> <p>[2,6,10]</p>



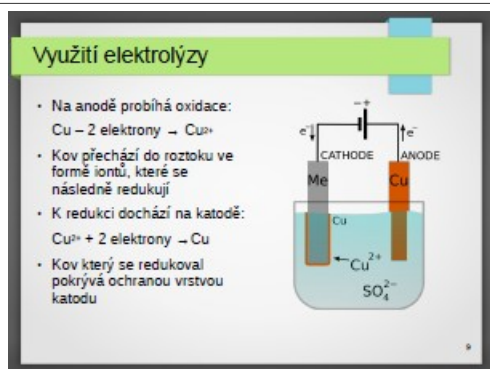
Obr. 29 Schéma elektrolyzáru pro výrobu hliníku [14]

7



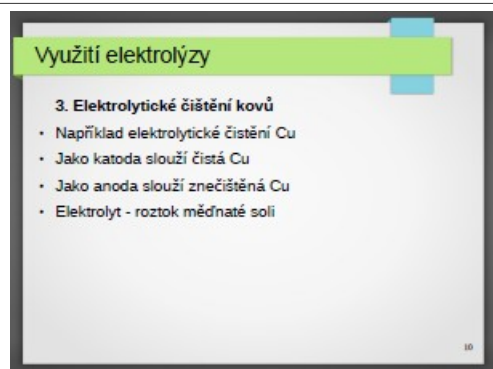
[2,6,10]

8



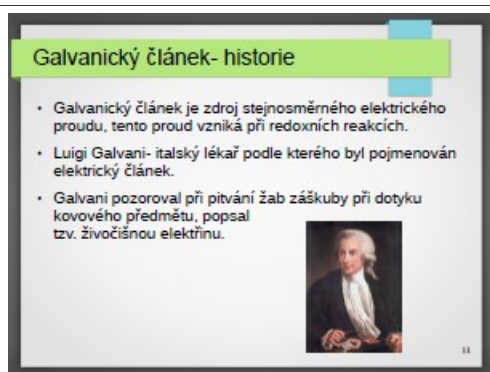
Obr. 30 Využití elektrolýzy [23]
[2,6,10]

9



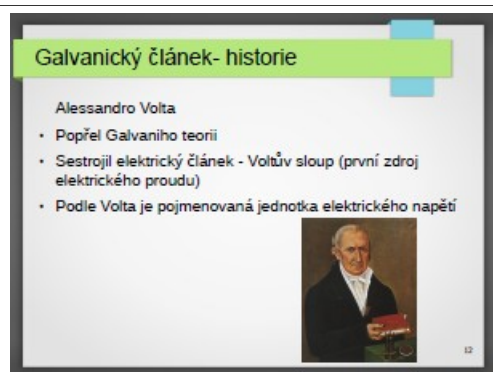
[2,6,10]

10



Obr. 31 Luigi Galvani [24]
[6]

11



Obr. 32 Alessandro Volta [25]
[6]

12

Galvanický článek- historie

Voltův sloup

- Elektrody:
 - a) zinková
 - b) měděná
- Elektrolyt byl tvořen plátky kůží nasáklé oxyseleným roztokem kyseliny sírové



13

Obr. 33 Voltův sloup [23]
[6]

13

Galvanický článek- princip

Je tvořen například:

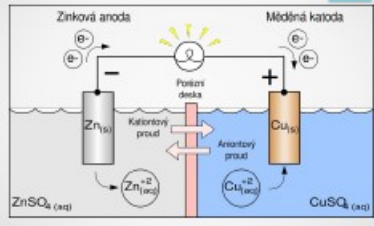
- Zinkovou elektrodou, která je ponořena do síranu zinečnatého
- Měděnou elektrodou, která je ponořena do síranu měďnatého
- Obě elektrody jsou připojeny k voltmetru
- Mezi roztoky síranů je porézni přepážka, která umožňuje vodivé spojení, ale brání smíchání roztoků
- Dále se používají také kádinky spojené U-trubicí naplněné roztokem KNO_3

14

[6]

14

Galvanický článek



15

Obr. 34 Galvanický článek [23]

15

Galvanický článek

Anoda (oxidace)

$$\text{Zn} - 2 \text{ elektrony} \rightarrow \text{Zn}^{2+}$$

Katoda (redukce)

$$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{ elektrony} \rightarrow \text{Cu}$$

- Při oxidaci se zinková elektroda rozpadá → článek se vybíjí
- Měď se vylučuje na elektrodě → elektroda narůstá
- Při přenosu elektronů vniká elektrický proud, který se projeví výchylkou na voltmetru
- Elektrický proud s časem klesá

16

[6]

16

Využití galvanických článků

1. jako baterie pro hodinky, mobilní telefony, notebooky, fotoaparáty, kamery
2. záložní zdroje elektrické energie

- Výhody
malé rozměry, snadná manipulace, malá hmotnost
- Nevýhody
nízký výkon a elektromotorické napětí, krátká životnost


17

[6]

17

Dělení galvanických článků

- a) Primární
 - nedají se znovu nabít
- b) Sekundární
 - dají se opět nabít



18

Obr. 35 Ukázka různých galvanických článků [23]

[6]

18

Primární článěk

Suchý článěk (zinko-uhlíkový článěk)

- Anoda (záporný pól)- zinkový obal
- Katoda (kladný pól)- uhlíková tyčinka obalená MnO_2
- Elektrolyt slouží chlorid amonný

Anoda (záporný pól) $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2 \text{ elektrony}$

Katoda (kladný pól) $MnO_2 + H^+ + \text{elektron} \rightarrow Mn(OH)$

Roztok elektrolytu $Zn^{2+} + 2 NH_4^+ + 2 Cl^- \rightarrow [Zn(NH_4)_2]Cl_2 + 2 H^+$

Celková reakce $Zn^{2+} + 2 MnO_2 + 2 NH_4Cl \rightarrow 2 Mn(OH) + [Zn(NH_4)_2]Cl_2$

19

[6]

19

Suchý článěk

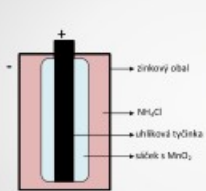

- Zinkový obal je při vybíjení spotřebováván, může vzniknout díra a z baterie vyteče elektrolyt. Elektrolyt při vybíjení obsahuje mnoho vody a dochází ke korozi přístroje
- Zinko-chloridové články - jako elektrolyt se používá chlorid zinečnatý. Tento článěk má vysoký výkon. Článěk nevytéká, protože voda je vybíjením spotřebovávána
- Alkalické články - jako elektrolyt je používán hydroxid draselný

20

[6]

20

Suchý článěk

21

Obr. 36 Schéma suchého článku [23]
Obr. 37 Suchý článěk [23]

21

Sekundární článěk

Olověný akumulátor

- Jako elektrolyt nádoba naplněná kyselinou sírovou
- Do elektrolytu jsou ponořené desky z olova a z olova pokrytého PbO_2 - pravidelně se střídají

záporný pól $Pb + SO_4^{2-} \rightarrow PbSO_4 + 2 \text{ elektrony}$

kladný pól $PbO_2 + 4 H^+ + SO_4^{2-} + 2 \text{ elektrony} \rightarrow PbSO_4 + 2 H_2O$

celková reakce $Pb + PbO_2 + 2 H_2SO_4 \rightarrow 2 PbSO_4 + 2 H_2O$

22

[6]

22

Olověný akumulátor

- Při vybíjení se spotřebovává kyselina sírová
- Nabíjení probíhá při vložení většího napětí na elektrody
- PbO_2 je jedovatá látka, nebezpečná pro životní prostředí, proto nevyhazovat do odpadu

23

[6]

23

Olověný akumulátor



24

Obr. 38 Olověný akumulátor [23]

24

Další používané akumulátory

Nikl-kadmiový akumulátor (NiCd)

- Dobíjecí baterie

záporný pól $\text{Cd} + 2 \text{OH}^- \rightarrow \text{Cd(OH)}_2 + 2 \text{elektrony}$

kladný pól $2 \text{Ni(OH)} + 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{elektrony} \rightarrow 2 \text{Ni(OH)}_2 + 2 \text{OH}^-$

celková reakce $\text{Cd} + 2 \text{Ni(OH)} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cd(OH)}_2 + 2 \text{Ni(OH)}_2$

25

[6]

25

Nikl-kadmiový akumulátor

26

Obr. 39 Nikl-kadmiový akumulátor [6]

26

Další používané akumulátory

NiMH – nikl-metal hydridový akumulátor

- Kvalitní akumulátory
- Používaná pro hračky a drobnou elektroniku
- Dlouhodobá životnost

27

Obr. 40 Baterie [23]

[6]

27

Další používané akumulátory

Lithium-iontový akumulátor

- Nejpoužívanější typ baterie v elektrotechnice

Lithium-polymerový akumulátor

- Baterie často používaná v osobních elektronických zařízeních
- Vyšší cena
- Rychlé nabíjení, dlouhá životnost, velký výkon

28

[6]

28

3 Laboratorní návody

3.1 Bengálské ohně

Typ pokusu: demonstrační

Téma: oxidační činidla, barvení plamene, sacharidy, soli, exotermická reakce, alkalické kovy a kovy alkalických zemin

a) laboratorní pomůcky

- třecí miska s tloučkem, lžička, kádinka, pipeta

b) chemikálie

- chlorečnan draselný, cukr, dusičnan (Li^+ , Ca^{2+} , K^+ , Na^+ , Ba^{2+}), koncentrovaná kyselina sírová

c) laboratorní postup

- do třecí misky nasypte dvě lžičky chlorečnanu draselného, lžičku dusičnanu a dvě lžičky cukru

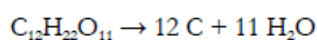
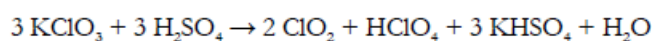
- směs důkladně promíchejte

- pomocí pipety přidejte malé množství koncentrované kyseliny sírové

- směs prudce zreaguje a vznikne plamen

Tabulka 1 **Barvy plamene [26]**

Dusičnan	Barva plamene
Lithný	Karmínová
Vápenatý	Žlutá
Draselný	Fialová
Sodný	Cihlově červená
Barnatý	Žlutozelená



d) vysvětlení

Při reakci chlorečnanu draselného s kyselinou sírovou vzniká oxid chloričitý (velmi silné oxidační činidlo). Oxid chloričitý reaguje se sacharózou a vzniká uhlík a voda. Dusičnan má za příčinu barvu plamene.

e) poznámky

- kyselina sírová musí být koncentrovaná
- směs musí být dokonale promíchaná
- barva plamene závisí také na stáří dusičnanu

f) bezpečnost

- používat ochranný štít obličeje
- směs promíchat na papíře
- kyselinu přidávat z dostatečného odstupu, reakce začne téměř okamžitě
- chlorečnan draselný nevdechovat je zdraví škodlivý
- kyselina sírová je silně žíravá látka [26,27]



Obr. 41 Bengálské ohně [27]

3.2 Tepelný rozklad dichromanu amonného – sopka

Typ pokusu: demonstrační

Téma: redoxní reakce, exotermická reakce, motivační pokusy

a) laboratorní pomůcky

- kahan, trojnožka, kruh, keramická síťka, lžička

b) chemikálie

- dichroman amonný

c) laboratorní postup

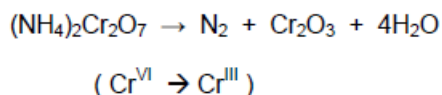
- na keramickou síťku nasypeme lžičku dichromanu amonného

- hromádku dichromanu amonného zvolna zespodu zahříváme

- po zapálení dichromanu amonného odstavíme nebo zhasneme kahan

- pozoruje průběh reakce

d) vysvětlení



Při této reakci probíhá redukce chromu.

e) poznámky

- reakce po spuštění probíhá samovolně a bouřlivě

- dichroman amonný je oranžová látka, která při reakci nabývá na objemu a mění barvu na tmavě zelenou

f) bezpečnost

- používat ochranný štít obličeje

- pokus provádět v digestoři

- dichroman amonný lze také zapálit shora špejlí [27]



Obr. 42 Sopka [28]

3.3 Oheň bez zápalek

Typ pokusu: demonstrační

Téma: redoxní reakce, exotermická reakce, motivační pokusy

a) laboratorní pomůcky

- třecí miska s tloučkem, lžička, porcelánová miska, kapátko, skleněná tyčinka, kahan

b) chemikálie

- manganistan draselný, koncentrovaná kyselina sírová

c) laboratorní postup

- půlku lžičky manganistanu draselného rozetřete ve třecí misce

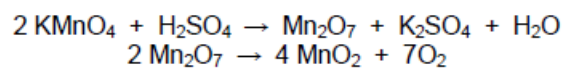
- prášek manganistanu draselného přesypte do porcelánové misky

- přikápněte několik kapek koncentrované kyseliny sírové

- směsí obalte skleněnou lžičku a přeneste nad kahan

d) vysvětlení

Reakci manganistanu draselného s kyselinou sírovou popisují následující reakce:



Manganistan draselný je silné oxidační činidlo.

e) poznámky

- směs manganistanu draselného a kyseliny sírové musí být připravena čerstvě

f) bezpečnost

- používat ochranný štít obličeje [27]

vzplanutí



Obr. 43 Oheň bez zápalek [27]

3.4 Elektrolýza vodného roztoku chloridu sodného

Typ pokusu: demonstrační, žákovský ve skupinách

Téma: redoxní reakce- elektrolýza

a) laboratorní pomůcky

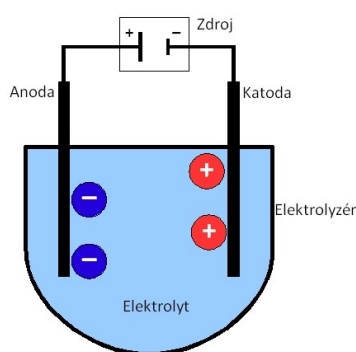
- kyveta (krystalizační miska, Petriho miska), uhlíkové elektrody, vodiče, svorky, zdroj stejnosměrného napětí 9V- 12V

b) chemikálie

- nasycený roztok chloridu sodného, jodidoškrobový papírek, fenolftalein

c) laboratorní postup

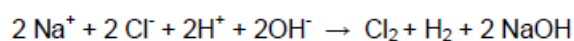
- do nasyceného roztoku chloridu sodného ponořte elektrody
- k elektrodě připojte zdroj stejnosměrného elektrického napětí
- do roztoku kolem katody přidejte roztok fenolftaleinu



Obr. 44 Schéma elektrolyzy [29]

d) vysvětlení

Chlorid sodný je ve vodě disociován na sodný kation a chloridový anion. Část vody je také disociována na vodíkové kationty a hydroxidové anionty. Zjednodušeně lze elektrolyzu zapsat pomocí následující rovnice:



Při elektrolyze se oxidoval chloridový anion na plynný chlor a vodíkový kationt se redukoval na plynný vodík. Pomocí fenolftaleinu jsme dokázali přítomnost hydroxidu sodného.

e) poznámky

- na obou elektrodách pozorujeme únik plynů
- na anodě uniká chlor, který dokážeme modrofialovým zbarvením jodidoškrobového papírku [27]



Obr. 45 Elektrolýza vodného roztoku chloridu sodného [27]

3.5 Reakce zinku a hořčíku s kyselinou chlorovodíkovou

Typ pokusu: demonstrační

Téma: redoxní reakce, reaktivita kovů, elektrochemická řada napětí kovů

a) laboratorní pomůcky

- 2 stojany, 2 držáky, 2 křížové svorky, 2 zkumavky, 2 zátky se skleněnou trubičkou, 2 kádinky, 2 malé balónky

b) chemikálie

- kyselina chlorovodíková (10%), zinek, hořčík

c) laboratorní postup

- na stojany pomocí svorek a držáků připevněte zkumavky

- do první zkumavky vložte zinek

- do druhé zkumavky vložte hořčík

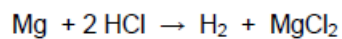
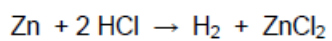
- na zátku s trubičkou umístěte balónek

- do obou zkumavek přilijte kyselinu chlorovodíkovou

- zkumavky uzavřete zátkami

d) vysvětlení

Reakce probíhající ve zkumavkách popisují následující rovnice:

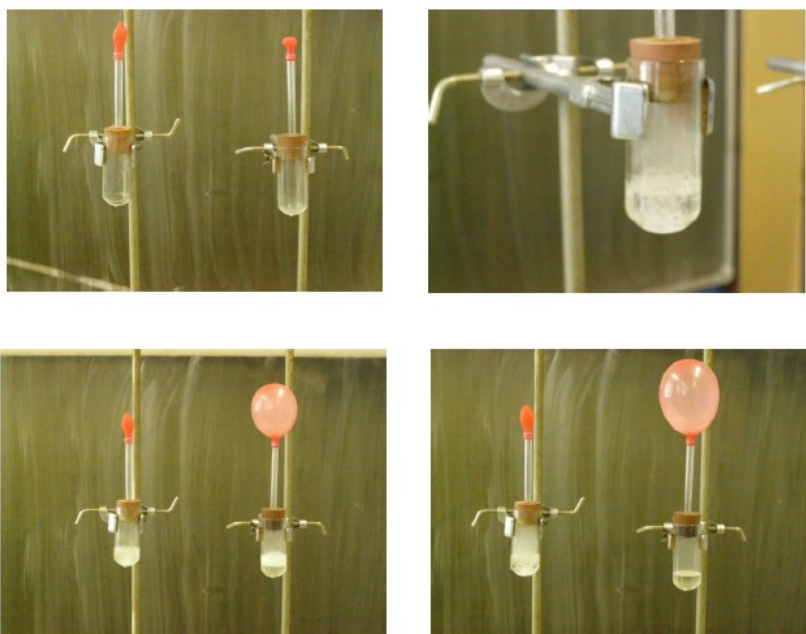


e) poznámky

- ve zkumavkách okamžitě pozorujeme reakce
- při reakcích vzniká plynný vodík, který nafukuje balónek
- podle odlišného nafouknutí balónku, lze jednoduše vyvodit závěr o reaktivitě kovů

f) bezpečnost

- používat ochranný štít obličeje [27]



Obr. 46 Reakce zinku a hořčíku s kyselinou chlorovodíkovou [27]

3.6 Příprava kyslíku a jeho důkaz

Typ pokusu: demonstrační, žákovský

Téma: redoxní reakce, nekovy, kyslík, katalyzátory

a) laboratorní pomůcky

- varná baňka, lžička, kahan, špejle, zápalky, odměrný válec

b) chemikálie

- peroxid vodíku (3%), oxid manganičitý (burel)

c) laboratorní postup

- do baňky neližte 20 ml peroxidu vodíku

- žhnoucí špejli vsuňte do baňky s peroxidem vodíku

- pozorujte

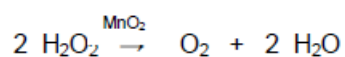
- do baňky nasypete lžičku oxidu manganičitého

- opět vsuňte do baňky žhnoucí špejli

- pozorujte

d) vysvětlení

V této reakci se jedná o rozklad peroxidu vodíku působením oxidu manganičitého, reakce je vyjádřena následující rovnicí:



e) poznámky

- po vsunutí žhnoucí špejle do baňky s peroxidem vodíku se nic nestane

- po přidání oxidu manganičitého žhnoucí špejle vzplane

- rozklad peroxidu vodíku lze také urychlit pomocí manganistanu draselného, jodidu draselného, stříbra nebo platiny

f) bezpečnost

- dbát na bezpečnou práci s kahanem

- pozor na potřísnění kůže peroxidem vodíku [27]



Obr. 47 Příprava kyslíku a jeho důkaz [27]

3.7 Střelný prach

Typ pokusu: demonstrační

Téma: redoxní reakce, exotermické reakce, motivační pokus, soli, síra, oxidy, oxidační činidlo

a) laboratorní pomůcky

- třecí miska s tlučkem, lžička, stojan, křížová svorka, držák, zkumavka, kleště, kahan, miska s pískem, zápalky

b) chemikálie

- dusičnan draselný, dřevěné uhlí, síra

c) laboratorní postup

- zkumavku upevníte do stojanu a nasypete do ní asi 2-3 cm vrstvičku dusičnanu draselného

- pod zkumavku umístíte misku s pískem

- látku ve zkumavce začněte zahřívat

- po roztavení dusičnanu draselného přihod'te do zkumavky kousek dřevěného uhlí

- po roztavení uhlí vhod'te do zkumavky kousek síry

- pozorujte

d) vysvětlení

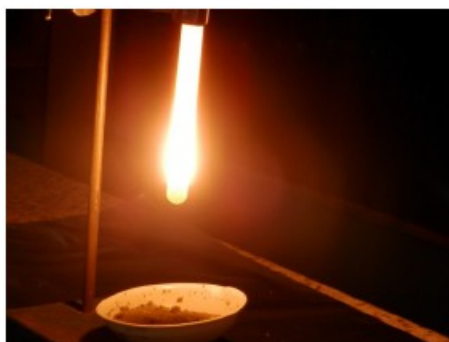
Střelný prach má složení 75% dusičnanu draselného, 15% dřevěného uhlí a 10% síry. Dusičnan draselný je oxidační činidlo.

e) poznámky

- po přidání síry k rozžhavené směsi dojde k vyšlehnutí plamene a zkumavka se zdeformuje

f) bezpečnost

- používat ochranný štít obličeje
- pokus provádějte v digestoři [27]



Obr. 48 Střelný prach [27]

3.8 Blesky pod vodou

Typ pokusu: demonstrační

Téma: oxidace

a) laboratorní pomůcky

- držák na zkumavky, zkumavky, kádinka

b) chemikálie

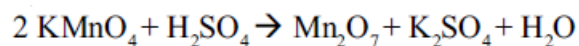
- koncentrovaná kyselina sírová, manganistan draselný, etanol

c) laboratorní postup

- do zkumavky nalijte koncentrovanou kyselinu sírovou
- kyselinu sírovou převrstvěte etanolem
- do zkumavky vhod'te pár zrněk manganistanu draselného
- pozorujte

d) vysvětlení

Stejně jako u pokusu oheň bez zápalek i zde vzniká oxid manganistý, který reaguje s etanolem



e) poznámky

- na rozhraní obou kapalin se tvoří jiskry
- jiskry se objeví až po chvíli

f) bezpečnost

- používat ochranný štít obličeje [30]



Obr 48 Blesky pod vodou [31]

3.9 Kovový chameleón

Typ pokusu: demonstrační

Téma: redukce, kovy

a) laboratorní pomůcky

- baňka, korková zátka

b) chemikálie

- vanadičnan amonný, kyselina sírová (5%), granule zinku, práškový zinek

c) laboratorní postup

- v baňce rozpustíte 0,2 g vanadičnanu amonného ve 40 ml kyseliny sírové

- k roztoku přidejte granuli zinku a baňku protřepejte

- pozorujte

- při první barevné změně přidejte do baňky 1 g práškového zinku a baňku uzavřete zátkou

- baňku protřepávejte

- pozorujte barevné změny

d) vysvětlení

Při postupné redukci vanadu zinkem vznikají barevné sírany vanadu. NH_4VO_3 (žlutá), $(\text{VO})\text{SO}_4$ (modrá), $\text{V}_2(\text{SO}_4)_3$ (zelená) a VSO_4 (fialová)

e) poznámky

- vanadičnan amonný je běžně nedostupná chemikálie

f) bezpečnost

- používat ochranný štít obličeje [30]



Obr. 49 Kovový chameleón [32]

3.10 Třaskavé válečky

Typ pokusu: demonstrační

Téma: oxidace

a) laboratorní pomůcky

- lepicí páska, tužka, třecí miska

b) chemikálie

- chlorečnan sodný, hexakynoželezitan draselný

c) laboratorní postup

- z lepicí pásky pomocí tužky vyrobte dutinku o velikosti 1 cm

- vyrobte výbušnou směs z 8g chlorečnanu sodného a 5g hexakynoželezitanu draselného

- obě látky nejprve každou zvlášť rozetřete a poté smíchejte

- výbušnou směs necháme 3 dny zrát

- dutinky naplňte zápalnou směsí

- dutinky na obou stranách uzavřete

- z jedné strany opatřete zápalnou šňůrou

- pozorujte

d) vysvětlení

Oxidační působení chlorečnanu probíhá explozivně.

e) poznámky

- dutinky se zapalují pomocí zápalné šňůry
- dutinky vybuchují s hlasitým efektem

f) bezpečnost

- používat ochranný štít obličeje [30]

3.11 Hoření hořčíku na vzduchu

Typ pokusu: demonstrační, žákovský

Téma: redoxní reakce, syntéza, pentely, kovy alkalických zemin

a) laboratorní pomůcky

- Erlenmayerova baňka, zátka, miska s pískem, kahan, sirky, chemické kleště, odměrný válec

b) chemikálie

- hořčíková páska, destilovaná voda, tetrajodortuťnatan draselný, fenolftalein

c) laboratorní postup

- Erlenmayerovu baňku postavte do misky s pískem
- v kahanu zapalte hořčíkovou pásku
- zapálenou hořčíkovou pásku vhodte do Erlenmayerovy baňky
- do baňky přidejte 20 ml destilované vody a dobře protřepte
- roztok rozdělte na dvě části
- do první části roztoku přikápněte tetrajodortuťnatan draselný
- do druhé části roztoku přikápněte fenolftalein
- pozorujte

d) vysvětlení

Hořík reaguje s dusíkem i kyslíkem ze vzduchu za vzniku nitridu hořečnatého a oxidu hořečnatého. Nitrid hořečnatý ve vodě hydrolyzuje za tvorby amoniaku a hydroxidu hořečnatého. Amoniak dokážeme v první části roztoku pomocí tetrajodortuťnatu draselného, kdy vznikne oranžová sraženina amido-jodortuťnatého komplexu. Oxid hořečnatý reaguje s vodou za vzniku hydroxidu hořečnatého, tento oxid dokážeme v druhé části roztoku pomocí fenolftaleinu. Dojde ke změně barvy roztoku na fialovou.

e) poznámky

- raději použijte starší Erlenmayerovu baňku po pokusu nejde pořádně vyčistit

f) bezpečnost

- při zapalování hoříkové pásky se nedívejte přímo do místa záblesku [33]



Obr. 50 Hoření hoříku na vzduchu [33]

3.12 Reakce železitých iontů s jodidovými ionty

Typ pokusu: demonstrační, žákovský

Téma: redoxní reakce, halogeny, d-prvky

a) laboratorní pomůcky

- 2 zkumavky, stojan na zkumavky, kapátko

b) chemikálie

- roztok síranu železitého, roztok jodidu draselného, škrob

c) laboratorní postup

- do dvou zkumavek nalijte 3 ml síranu železitého

- do druhé zkumavky přikápněte roztok jodidu draselného

d) vysvětlení

Fe^{3+} se redukuje na Fe^{2+} a dochází k oxidaci jodidových aniontů na jód. Jód má červené zbarvení.

e) poznámky

- první zkumavka slouží jako srovnávací

f) bezpečnost

- nepít roztoky reaktantů [33]

3.13 Reakce hořčíku a vápníku s vodou

Typ pokusu: demonstrační, žákovský

Téma: redoxní reakce, kinetika, kovy alkalických zemin

a) laboratorní pomůcky

- 2 zkumavky, stojánek na zkumavky, kapátka, lžička, kahan, sirky, špejle

b) chemikálie

- pevný vápník, hořčíkové hobliny, destilovaná voda, fenolftalein

c) laboratorní postup

- do zkumavek nalijte 5 ml destilované vody
- do obou zkumavek přidejte několik kapek fenolftaleinu
- do první zkumavky nasypete malou lžičku hořčičkových hoblin
- do druhé zkumavky nasypete malou lžičku vápníku
- pozorujte

d) vysvětlení

Hořčík i vápník reagují s vodou a vzniká hydroxid a vodík. Oba hydroxidy lze dokázat acidobazickým indikátorem (fenolftaleinem), který se v zásaditém prostředí zbarví fialově. Unikající vodík pozorujeme jako unikající bublinky, ale lze také dokázat pomocí hořící špejle, dochází ke štěknutí.

e) poznámky

- reakce vápníku probíhá okamžitě po vhození do vody
- reakce hořčíku s vodou neprobíhá, je nutné zkumavku zahřát

f) bezpečnost

- bez výraznějších bezpečnostních zásad [33]

3.14 Reakce sodíku s vodou

Typ pokusu: demonstrační

Téma: redoxní reakce, alkalické kovy

a) laboratorní pomůcky

- skleněná vana s vodou, filtrační papír, nůž, pinzeta

b) chemikálie

- fenolftalein, sodík

c) laboratorní postup

- skleněnou vanu naplňte do poloviny vodou
- do vany přidejte několik kapek fenolftaleinu
- očištěnou krychličku sodíku vhodte do vody
- pozorujte

d) vysvětlení

Sodík reaguje s vodou a vzniká hydroxid sodný a vodík. Hydroxid sodný lze dokázat pomocí acidobazického indikátoru.

e) poznámky

- pozorujeme reakci sodíku s vodou a vznik fialového zbarvení (respektive modrého)

f) bezpečnost

- sodík je velmi reaktivní, použít raději menší kousek aby nedošlo k výbuchu [33]



Obr. 51 Sodíku s vodou [34]

3.15 Reakce zinku se sírou

Typ pokusu: demonstrační

Téma: redoxní reakce, syntéza, exotermické reakce, termochemie, chalkogeny, d-prvky

a) laboratorní pomůcky

- třecí miska s tlučkem, lžička, keramická síťka, špejle, sirky

b) chemikálie

- práškový zinek, prášková síra

c) laboratorní postup

- práškový zinek a práškovou síru dejte do třecí misky v poměru 2:1
- směs nasypete na keramickou síťku
- směs zapalte špejlí
- pozorujte

d) vysvětlení

Při reakci zinku se sírou vzniká sulfid zinečnatý. Po zapálení směsi probíhá bouřlivá reakce, která je doprovázena záblesky a tepelným efektem.

e) poznámky

- směs zapalte dlouhou špejlí
- reakce proběhne velice rychle

f) bezpečnost

- pokus provádějte v digestoři
- použijte ochranný štít [33]



Obr. 52 Reakce zinku se sírou [33]

3.16 Redukční vlastnosti siřičitanů

Typ pokusu: demonstrační

Téma: redoxní reakce, halogeny, chalkogeny, d-prvky

a) laboratorní pomůcky

- 4 zkumavky, stojánek na zkumavky, kapátka

b) chemikálie

- roztok jodičnanu draselného, roztok škrobu, roztok dichromanu draselného, roztok manganistanu draselného, zředěná kyselina sírová(10%), zředěný hydroxid sodný (10%)

c) laboratorní postup

- do první zkumavky nalijte 3 ml roztoku jodičnanu draselného
- do první zkumavky přilijte 1 ml zředěné kyseliny sírové a pár kapek roztoku škrobu
- do druhé zkumavky nelijte 3 ml roztoku dichromanu draselného
- do druhé zkumavky přilijte 1 ml zředěné kyseliny sírové
- do třetí zkumavky přilijte 3 ml manganistanu draselného
- do třetí zkumavky přilijte 1 ml zředěné kyseliny sírové
- do čtvrté zkumavky přilijte 3 ml roztoku manganistanu draselného
- do čtvrté zkumavky přilijte 1 ml hydroxidu draselného
- do všech čtyř zkumavek přidejte po kapkách zředěný roztok siřičitanu sodného

d) vysvětlení

V siřičitanovém aniontu je síra v oxidačním čísle IV a tím pádem se může oxidovat na oxidační číslo VI. Jodičnan draselný, dichroman draselný a manganistan draselný se redukují. V první zkumavce se redukuje jodičnan draselný na jod a siřičitan sodný se oxiduje na síran sodný. Ve druhé zkumavce se redukuje dichroman draselný na chromité kationty a siřičitan sodný se oxiduje na síran sodný. Ve třetí zkumavce dochází k oxidaci siřičitanu sodného na síran sodný a k redukci manganistanu draselného na

manganaté kationty. V přítomnosti hydroxidu sodného se manganistan draselný redukuje pouze na manganan draselný, siřičitan sodný se oxiduje na síran sodný.

e) poznámky

- v první zkumavce po přikápnutí siřičitanu sodného se změnila barva z bezbarvé na tmavě modrou
- ve druhé zkumavce dojde ke změně barvy z oranžové na hnědozelenou
- ve třetí zkumavce se změnila barva z růžové na bezbarvou
- ve čtvrté zkumavce se změnila barva z růžové na tmavě zelenou

f) bezpečnost

- dichroman draselný je vysoce toxický
- kyselina sírová je žíravá
- hydroxid sodný je žíravina [33]



Obr. 53 Redukční vlastnosti siřičitanů [33]

3.17 Různé barvy Manganu

Typ pokusu: demonstrační, žákovský

Téma: redoxní reakce, chalcogeny, d-prvky

a) laboratorní pomůcky

- 4 zkumavky, stojánek na zkumavky, kapátka

b) chemikálie

- 1% roztok manganistanu draselného, 10% roztok hydroxidu draselného, 5% roztok thiosíranu sodného, 10% roztok kyseliny sírové

c) laboratorní postup

- do čtyř zkumavek nalijte připravený roztok manganistanu draselného
- do první zkumavky přilijte 1 ml roztoku hydroxidu draselného a 1 ml thiosíranu sodného
- do druhé zkumavky přilijte 1 ml thiosíranu sodného
- do třetí zkumavky přilijte 1 ml zředěné kyseliny sírové a 1 ml thiosíranu sodného
- čtvrtou zkumavku necháme jako srovnávací
- pozorujte

d) vysvětlení

Manganistan draselný je oxidační činidlo, které se redukuje na různé oxidační stavy. V reakcích manganistan draselný vystupuje jako redukční činidlo. Thiosíran sodný se oxiduje.

e) poznámky

- v první zkumavce se fialová barva změní na tmavě zelenou
- ve druhé zkumavce se zbarví roztok na hnědou barvu
- ve třetí zkumavce se změní barva z fialové na bezbarvou

f) bezpečnost

- manganistan draselný je zdraví škodlivý
- hydroxid draselný je dráždivý a žíravý
- kyselina sírová je žíravina [33]

3.18 Vytěsňování mědi železem

Typ pokusu: demonstrační, žákovský

Téma: redoxní reakce, substituce, d-prvky

a) laboratorní pomůcky

- kádinka

b) chemikálie

- 5% roztok síranu měďnatého, železný hřebík

c) laboratorní postup

- do kádinky nalijte roztok síranu železitého

- do roztoku vhod'te železný hřebík

- pozorujte

d) vysvětlení

Železo má nižší redoxní potenciál a proto dokáže vytěsnit měďnaté kationty z roztoků jejich solí.

e) poznámky

- roztok se zbarvuje do zelené barvy

- na hřebíku se vylučuje měď

f) bezpečnost

- síran měďnatý je zdraví škodlivý [33]



Obr. 54 Vytěšňování mědi železem [33]

4 Pracovní listy

4.1 Pracovní list číslo 1

1. Odpověz na otázky. (ANO/NE)

- | | |
|--|----------|
| a) Při redoxních reakcích se mění oxidační čísla u prvků | ANO / NE |
| b) Při redoxních reakcích je přenášenou částicí proton | ANO / NE |
| c) Redoxní reakce se skládají ze dvou poloreakcí (oxidace, redukce) | ANO / NE |
| d) Při oxidaci atom odevzdává elektrony | ANO / NE |
| e) Mechanismus redoxních reakcí je založen na předávání elektronu mezi reagujícími částicemi | ANO / NE |
| f) Při redukci dochází ke snižování oxidačního čísla | ANO / NE |
| g) Oxidační číslo volných prvků je rovno nule | ANO / NE |
| h) Oxidační činidlo je látka, která napomáhá redukci jiné látky | ANO / NE |
| ch) Redukční činidlo je látka, která předává jiné látce své elektrony | ANO / NE |
| i) Redukční činidlo je látka, která se sama oxiduje | ANO / NE |

2. Doplně text

Fotosyntéza je _____ děj, který probíhá v _____. Při fotosyntéze dochází k přeměně _____ záření na energii _____ vazby.

3. Doplně rovnici fotosyntézy



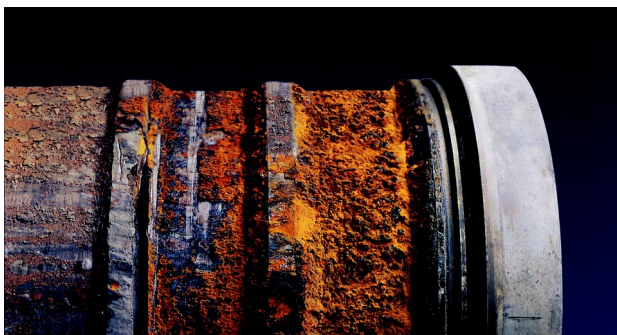
4. Napiš rovnice (nezapomeň rovnice vyčíslit)

a) dokonalí spalování

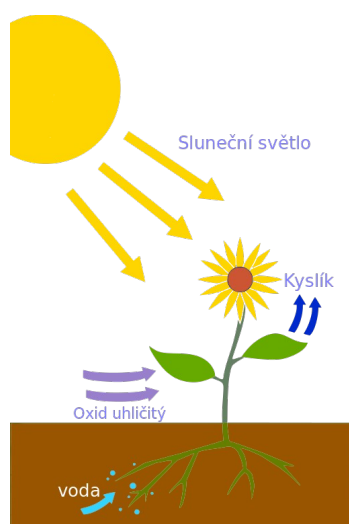
b) nedokonalé spalování

5. Jaký redoxní děje vidíš na obrázcích

a)



b)



c)



6. Napiš rovnice spalování koksu

7. Napiš vzorce železných rud

a) magnetovec

b) krevel

c) hnědel

d) ocelek

Pracovní list č. 1 VÝSLEDKY

1. Odpověz na otázky. (ANO/NE)

- | | |
|--|----------|
| a) Při redoxních reakcích se mění oxidační čísla u prvků | ANO / NE |
| b) Při redoxních reakcích je přenášena částicí proton | ANO / NE |
| c) Redoxní reakce se skládají ze dvou poloreakcí (oxidace, redukce) | ANO / NE |
| d) Při oxidaci atom odevzdává elektrony | ANO / NE |
| e) Mechanismus redoxních reakcí je založen na předávání elektronu mezi reagujícími částicemi | ANO / NE |
| f) Při redukci dochází ke snižování oxidačního čísla | ANO / NE |
| g) Oxidační číslo volných prvků je rovno – I | ANO / NE |
| h) Oxidační činidlo je látka, která napomáhá redukci jiné látky | ANO / NE |
| ch) Redukční činidlo je látka, která předává jiné látce své elektrony | ANO / NE |
| i) Redukční činidlo je látka, která se sama oxiduje | ANO / NE |

2. Dopln text

Fotosyntéze je **REDOXNÍ** děj, který probíhá v **ZELENÝCH ROSTLINÁCH**. Při fotosyntéze dochází k přeměně **SVĚTELNÉHO ZÁŘENÍ** záření na energii **CHEMICKÉ** vazby.

3. Dopln rovnici fotosyntézy

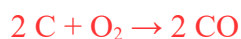


4. Napiš rovnice (nezapomeň rovnice vyčíslit)

a) dokonalí spalování



b) nedokonalé spalování



5. Jaký redoxní děje vidíš na obrázcích

a) **KOROZE**

b) **FOTOSYNTÉZA**

c) **HOŘENÍ**

6. Napiš rovnice spalování koksu



7. Napiš vzorce železných rud

a) magnetovec



b) krevel



c) hnědel

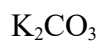
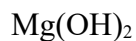


d) ocelek

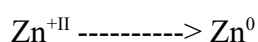
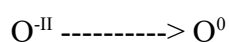
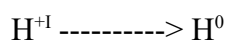
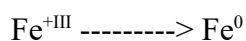
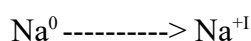
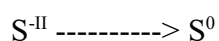


4.2 Pracovní list číslo 2 [35,36]

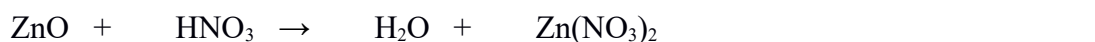
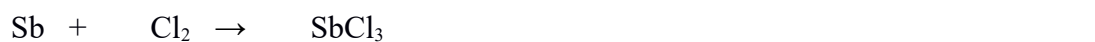
1. Urči oxidační čísla následujících sloučenin.



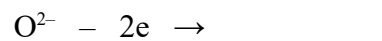
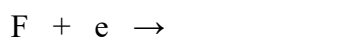
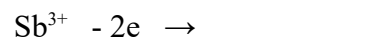
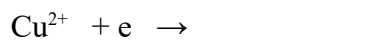
2. Rozhodni, zda se jedná o oxidaci nebo redukci.



4. Rozhodni, zda je reakce redoxní (rovnice vyčíslí a doplň oxidační čísla)

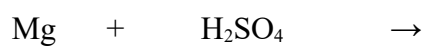
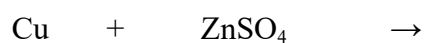


5. Doplň poloreakce



6. Budou tyto reakce probíhat? (doplňte pravou stranu rovnic)



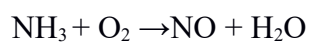
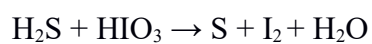
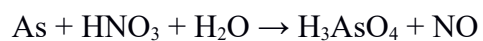


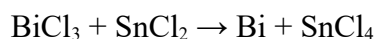
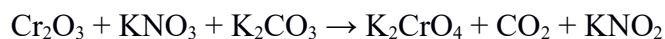
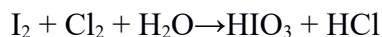
7. Doplň produkty chemických reakcí a vyčíslí



Řada kovů : K Na Ca Mg Al Zn Fe Pb H₂ Cu Ag Au Pt

8. Vyčíslí následující reakce



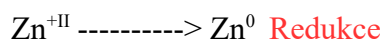
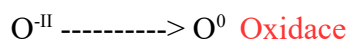
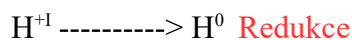
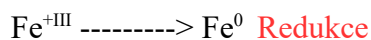
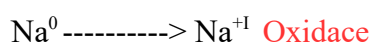
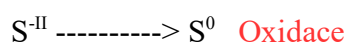


Pracovní list číslo 2 VÝSLEDKY

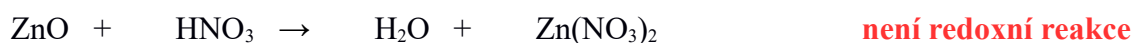
1. Urči oxidační čísla následujících sloučenin.



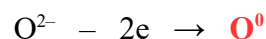
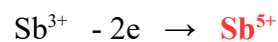
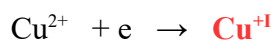
2. Rozhodni, zda se jedná o oxidaci nebo redukci.



4. Rozhodni, zda je reakce redoxní (rovnice vyčíslí a doplň oxidační čísla)

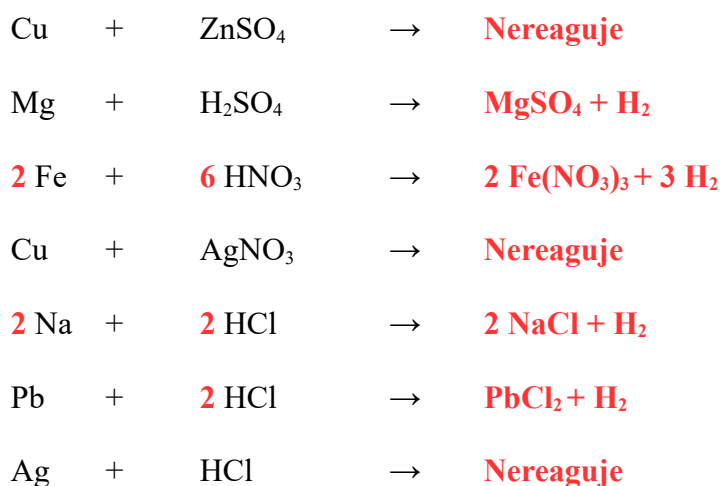


5. Doplň poloreakce

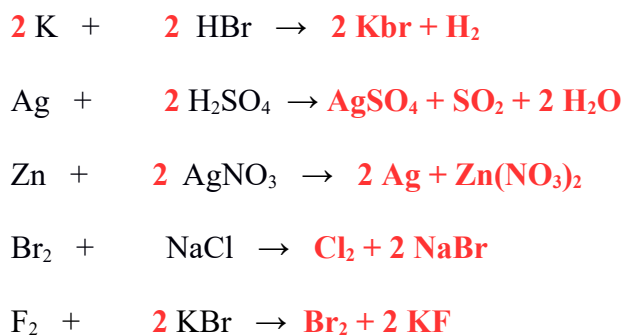


6. Budou tyto reakce probíhat? (doplňte pravou stranu rovnic)



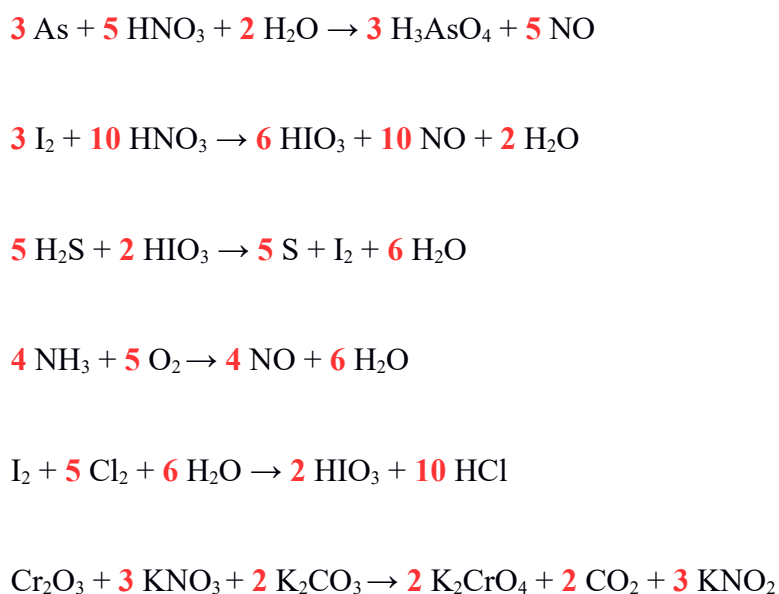


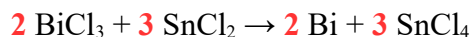
7. Dopln produktů chemických reakcí a vyčíslí



Řada kovů : K Na Ca Mg Al Zn Fe Pb H₂ Cu Ag Au Pt

8. Vyčíslí následující reakce





4.3 Pracovní list číslo 3

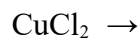
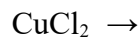
1. Dopln text

Elektrolýza je redoxní děj probíhající na _____ při průchodu stejnosměrného proudu _____ nebo taveninou, který musí obsahovat volně pohyblivé _____. Na anodě probíhá oxidace a na katodě probíhá _____. Kladné ionty _____ se pohybují k _____ nabitě elektrodě _____. Záporné ionty _____ se pohybují ke _____ nabitě elektrodě _____.

2. Napiš 3 příklady využití elektrolýzy

3. Dopln iontové rovnice a iontové zápisy při elektrolýze [37]

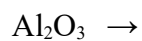
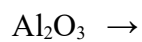
a) Elektrolýza roztoku chloridu měďnatého



ANODA: _____ → _____

KATODA: _____ → _____

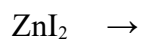
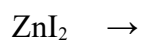
b) Elektrolýza taveniny oxidu hlinitého



ANODA: \rightarrow _____

KATODA: \rightarrow _____

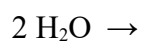
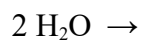
c) Elektrolýza roztoku jodidu zinečnatého



ANODA: \rightarrow _____

KATODA: \rightarrow _____

d) Elektrolýza vody



ANODA: \rightarrow _____

KATODA: \rightarrow _____

e) Elektrolýza taveniny chloridu sodného



ANODA: \rightarrow _____

KATODA: \rightarrow _____

f) Elektrolýza roztoku jodidu draselného



ANODA: \rightarrow _____

KATODA: \rightarrow _____

Pracovní list č. 3 Výsledky

1. Dopln text

Elektrolýza je redoxní děj probíhající na **ELEKTRODÁCH** při průchodu stejnosměrného proudu **ROZTOKEM** nebo taveninou, který musí obsahovat volně pohyblivé **IONTY**. Na anodě probíhá oxidace a na katodě probíhá . Kladné ionty **KATIONTY** se pohybují k **ZÁPORNĚ** nabitě elektrodě **ELEKTRODĚ**. Záporné ionty **ANIONTY** se pohybují ke **KLADNĚ** nabitě elektrodě **ELEKTRODĚ**.

2. Napiš 3 příklady využití elektrolýzy

VÝROBA KOVŮ

GALVANICKÉ POKOVOVÁNÍ

ELEKTROLYTICKÉ ČIŠTĚNÍ KOVŮ

3. Dopln iontové rovnice a iontové zápisy při elektrolýze

a) Elektrolýza roztoku chloridu měďnatého



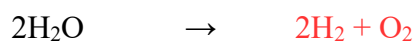
b) Elektrolýza taveniny oxidu hlinitého



c) Elektrolýza roztoku jodidu zinečnatého ZnI_2 .



d) Elektrolýza vody H_2O .

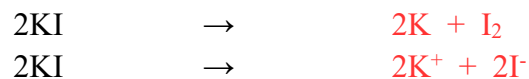


e) Elektrolýza taveniny chloridu sodného NaCl .



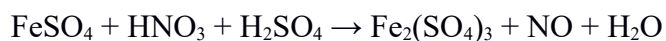
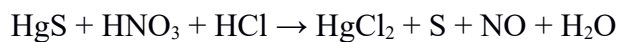
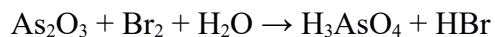
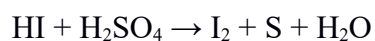


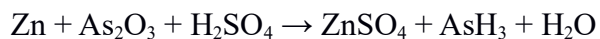
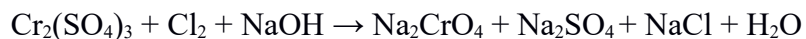
f) Elektrolýza roztoku jodidu draselného KI.



4.4 Pracovní list číslo 4 [35]

1. Vyčíslí následující reakce





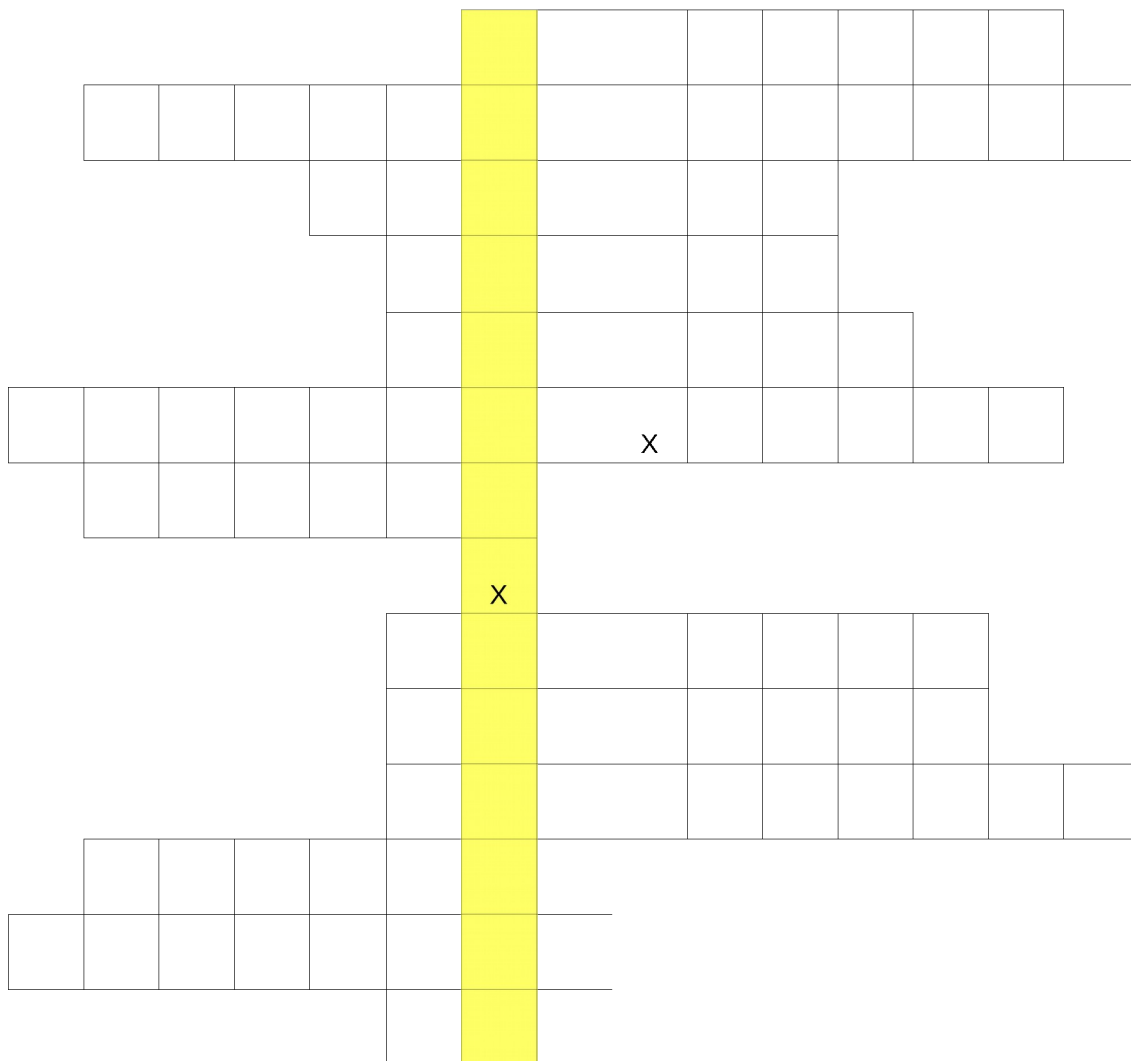
Pracovní list č. 4 Výsledky

1. Vyčíslí následující reakce



4.5 Pracovní list číslo 5

1. Vylušti následující křížovku



1. Látka, která vstupuje do chemické reakce a mění se na produkty
2. _____ reakce, při které se přenáší celý elektronový pár
3. Reakce, při které dochází ke snížení oxidačního čísla
4. Redoxní děj, při kterém dohází k postupnému rozrušování kovů

5. Reakce, při které dochází ke zvyšování oxidačního čísla

6. Látka napomáhající redukcí a sama se oxidační

7. _____ neboli oxidace je chemická reakce, při které se uvolňuje teplo, světlo a jiné látky

8. _____ článek, po vybití se nedá obnovit

9. Druh koroze u železa

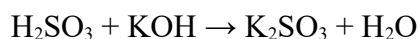
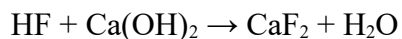
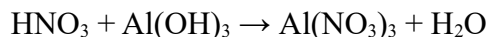
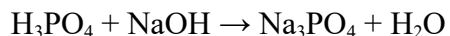
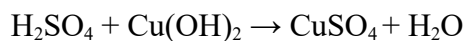
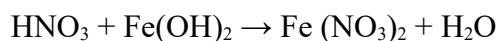
10. Název železné rudy Fe_3O_4 (mineralogický)

11. Ochranná vrstva při korozi Cu

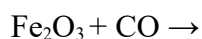
12. Tvorba ochranné vrstvy na povrchu kovu

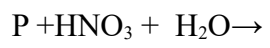
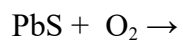
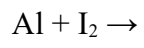
13. Vysoká _____, pro výrobu železa

2. Vyčíslí následující rovnice [35]



3. Doplní produkty a rovnice vyčíslí [35]



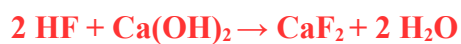
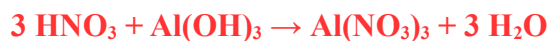
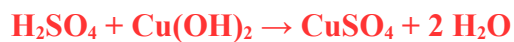
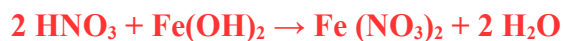


Pracovní list číslo 5 Výsledky

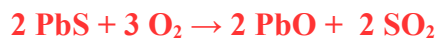
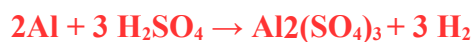
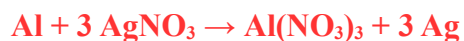
1. Vylušti následující křížovku

					R	E	A	K	T	A	N	T		
K	O	M	P	L	E	X	O	T	V	O	R	N	É	
			R	E	D	U	K	C	E					
				K	O	R	O	Z	E					
				O	X	I	D	A	C	E				
R	E	D	U	K	Č	N	Í	X	Č	I	D	L	O	
	H	O	Ř	E	N	Í								
					X									
					P	R	I	M	Á	R	N	Í		
					R	E	Z	A	V	Ě	N	Í		
					M	A	G	N	E	T	O	V	E	C
	M	Ě	D	Ě	N	K	A							
P	A	S	I	V	A	C	E							
					P	E	C							

2. Vyčísli následující rovnice

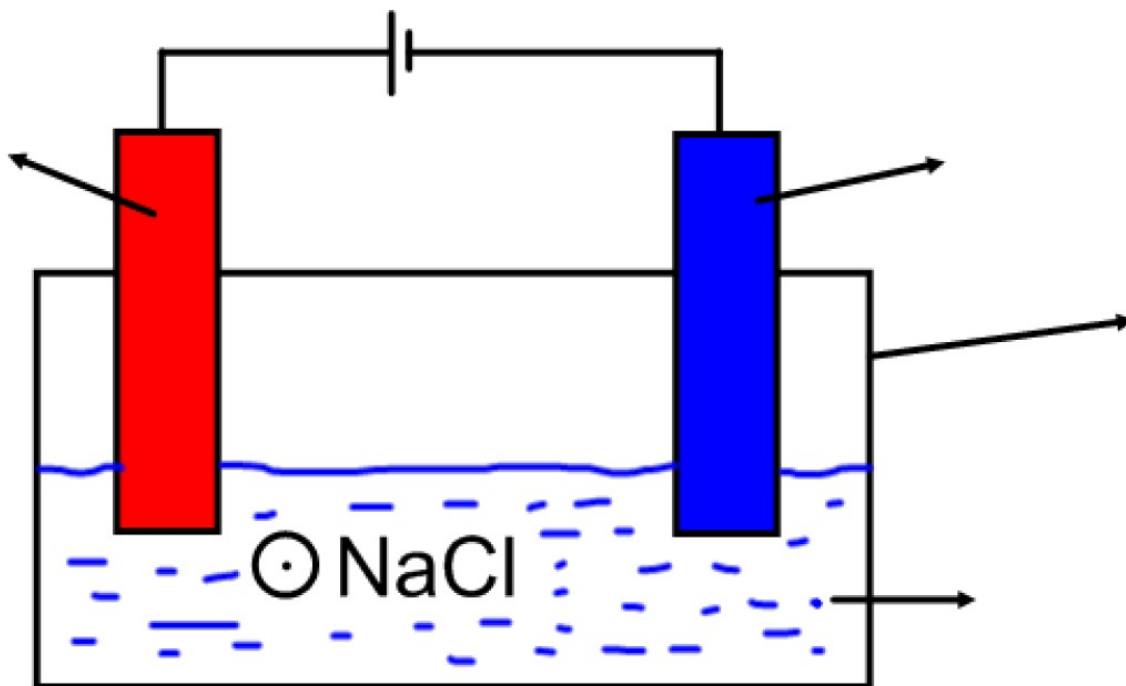


3. Dopln produktů a rovnice vyčísli



4.6 Pracovní list číslo 6

1. popiš následující obrázek



2. Napiš na základě obrázku, jaké reakce probíhají na anodě a které na katodě

ANODA:

KATODA:

3. Vysvětli následující pojmy

OXIDACE

REDUKCE

ELEKTROLÝZA

PRIMÁRNÍ ČLÁNEK

4. Spoj následující pojmy které patří k sobě

ANODA
PROUDU

CHEMICKÝ ZDROJ ELEKTRICKÉHO
(ENERGIE)

DISOCIACE
ŠTĚPÍ NA

DĚJ, PŘI KTERÉM SE MOLEKULY
IONTY

SUCHÝ ČLÁNEK
REDUKCE

ELEKTRODA, NA KTERÉ PROBÍHÁ

KATODA
OXIDACE

ELEKTRODA, NA KTERÉ PROBÍHÁ

5. Doplň následující text

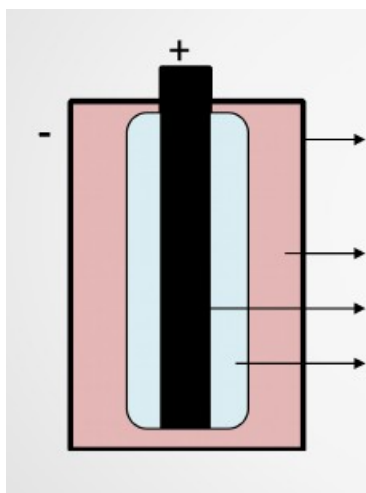
Galvanický článek je zdroj _____ elektrického proudu, tento proud vniká při _____ reakcích. Galvanický článek byl pojmenován podle italského lékaře Luigi _____. Alexandr Volt sestrojil elektrický článek _____ sloup (první zdroj elektrického proudu). Podle Volta byla pojmenovaná jednotka _____ napětí. Galvanické články se dají využívat

jak baterie pro hodinky, _____, _____, _____ nebo jako záložní zdroje _____ energie. Galvanické články dělíme na primární a _____. Primární články se _____ znova nabít. Sekundární články se _____ opět nabít.

6. Doplň následující údaje o suchém článku

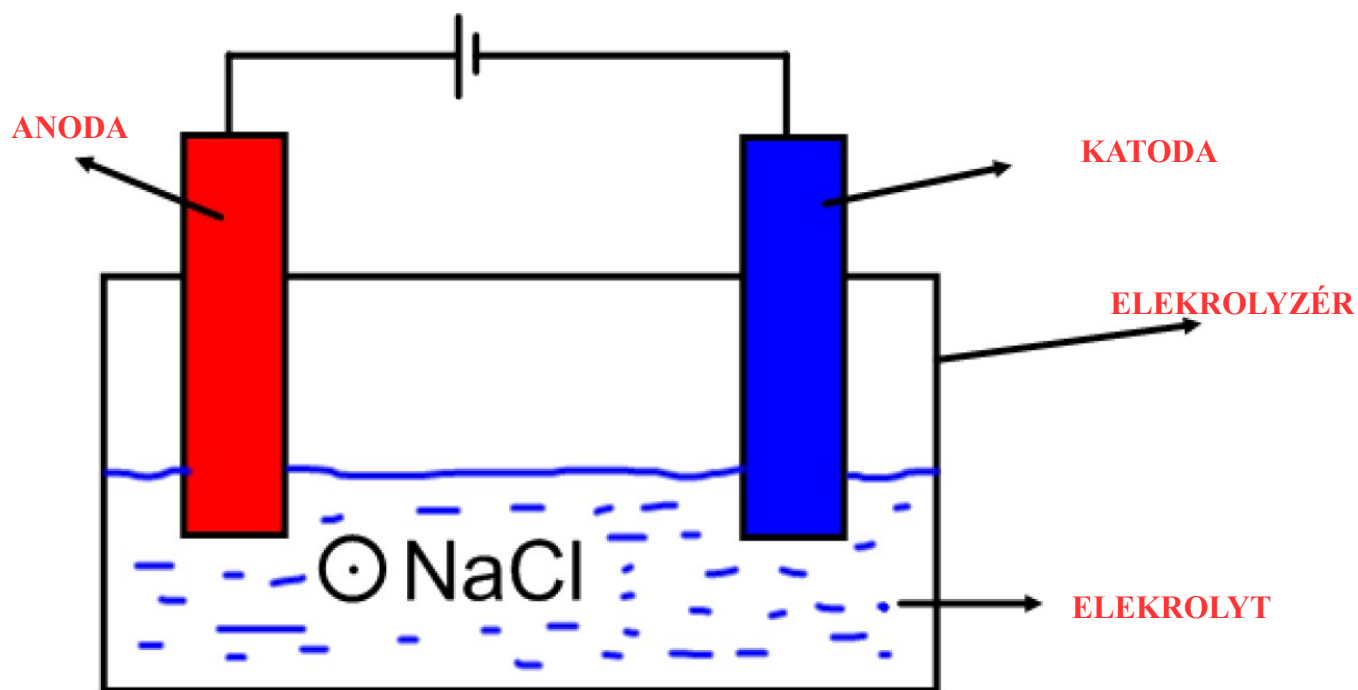
- a) Jako anoda slouží u suchého článku _____
- b) Jako katoda slouží u suchého článku _____
- c) Jako elektrolyt slouží u suchého článku _____

7. popiš následující obrázek suchého článku



Pracovní list č. 6 Výsledky

1. popiš následující obrázek



2. Napiš na základě obrázku, jaké reakce probíhají na anodě a které na katodě



ANODA:



KATODA:



3. Vysvětli následující pojmy

OXIDACE : děj, při kterém dochází ke zvyšování oxidačního čísla a k odevzdávání elektronů

REDUKCE: děj, při kterém dochází ke snižování oxidačního čísla a k přijímání elektronů

ELEKTROLÝZA: elektrochemický děj, který probíhá na elektrodách při průchodu stejnosměrného proudu

PRIMÁRNÍ ČLÁNEK: galvanický článek, který nelze dobíjet

4. Spoj následující pojmy které patří k sobě

ANODA

**CHEMICKÉ ZDROJ ELEKTRICKÉHO PROUDU
(ENERGIE)**

DISOCIACE

**DĚJ, PŘI KTERÉM SE MOLEKULY ŠTĚPÍ NA
IONTY**

SUCHÝ ČLÁNEK

ELEKTRODA, NA KTERÉ PROBÍHÁ REDUKCE

KATODA

ELEKTRODA, NA KTERÉ PROBÍHÁ OXIDACE

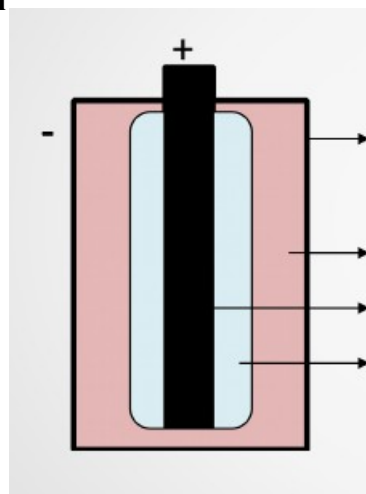
5. Dopln následující text

Galvanický článek je zdroj **stejnosměrného** elektrického proudu, tento proud vniká při **redoxních** reakcích. Galvanický článek byl pojmenován podle italského lékaře Luigi **Galvani**. Alexandr Volt sestrojil elektrický článek **Voltův** sloup (první zdroj elektrického proudu). Podle Volta byla pojmenovaná jednotka **elektrického** napětí. Galvanické články se dají využívat jak baterie pro hodinky, **notebooky, kamery, mobilní telefony** nebo jako záložní zdroje **elektrické** energie. Galvanické články dělíme na primární a **sekundární**. Primární články se **nedají** znova nabít. Sekundární články se **dají** opět nabít.

6. Dopln následující udaje o suchém článku

- Jako anoda slouží u suchého článku **zinkový kelímek**
- Jako katoda slouží u suchého článku **grafitová tyčinka**
- Jako elektrolyt slouží u suchého článku **chlorid amonný, chlorid zinečnatý**

7. popiš následující obrázek suchého článku



Zn obal

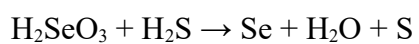
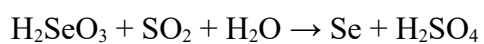
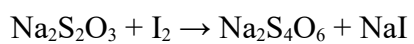
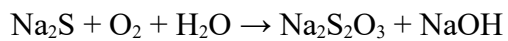
Vlhký chlorid amonný

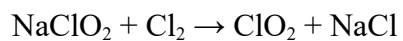
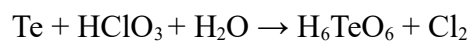
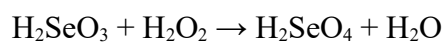
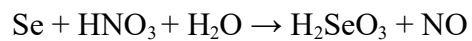
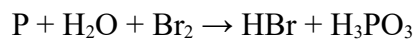
Uhlíková tyčinka

Oxid mangančitý

4.7 Pracovní list číslo 7 [35]

1. vyčíslí následující rovnice





2. Určete oxidační čísla atomu prvků v následujících sloučeninách

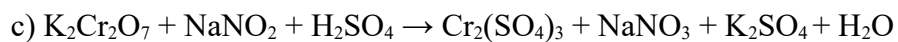
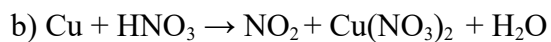
Chlorid hlinitý	SO_3
Amoniak	H_2CO_3
Síran měďnatý	Ag_2S
Kyselina chloristá	N_2
Hydroxid zinečnatý	$\text{Fe}(\text{OH})_3$

3. Vylušti osmisměrku

R	J	O	D	K	Z	REZ	CU
C	O	E	R	A	I	CO	PB
U	D	F	E	T	N	KATODA	
P	B	U	Z	O	E	JOD	
K	O	V	K	D	K	ZINEK	
C	M	Ě	Ď	A	E	MĚĎ	
						FE	
						KOV	

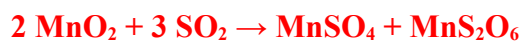
4. Určete oxidační a redukční činidla

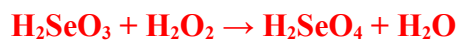
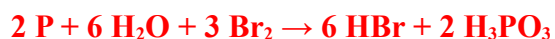
a) nedokonalé spalování koksu



Pracovní list číslo 7 Výsledky

1. Vyčíslíte následující rovnice





2. Určete oxidační čísla atomu prvků v následujících sloučeninách



3. Vylušti osmisměrku

R	J	O	D	K	Z
C	O	E	R	A	I
U	D	F	E	T	N
P	B	U	Z	O	E
K	O	V	K	D	K
C	M	Ě	Ď	A	E

4. Určete oxidační a redukční činidla

a) nedokonalé spalování koksů



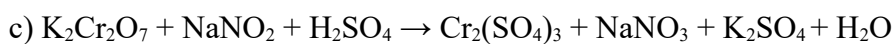
C – redukční činidlo

O₂ – oxidační činidlo

b) $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}_2 + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$

Cu – redukční činidlo

HNO₃ – oxidační činidlo



NaNO₂ – redukční činidlo

K₂Cr₂O₇ – oxidační činidlo

4.8 Pracovní list číslo 8 [35]

1. Odpověz na následující otázky

Co je to chemická reakce?

Co je to reaktant?

Co je produkt?

Jak zní zákon o zachování hmotnosti?

Jaký je princip redoxních reakcí?

Co je to redukce?

Co je to oxidace?

Co je oxidační činidlo?

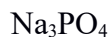
Co je redukční činidlo?

Uveď příklady oxidačních činidel.

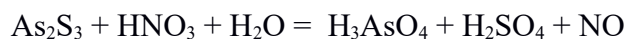
Uveď příklady redukčních činidel.

Jaké je využití redoxních reakcí?

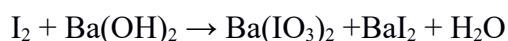
2. Doplň oxidační čísla následujících sloučenin



3. Vyčíslí následující rovnice



4. Doplň



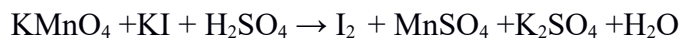
a) do schématu zapište oxidační čísla všech atomů

b) vypište dílčí reakce: oxidace:

redukce:

c) upravte rovnice tak, aby byla správná elektronová bilance

d) dopočítejte stechiometrické koeficienty



a) do schématu zapište oxidační čísla všech atomů

b) vypište dílčí reakce: oxidace:

redukce:

c) upravte rovnice tak, aby byla správná elektronová bilance

d) dopočítejte stechiometrické koeficienty



a) do schématu zapište oxidační čísla všech atomů

b) vypište dílčí reakce: oxidace:

redukce:

c) upravte rovnice tak, aby byla správná elektronová bilance

d) dopočítejte stechiometrické koeficienty

Pracovní list č. 8 Výsledky

1. Odpověz na následující otázky

Co je to chemická reakce?

Při chemické reakci dochází ke změnám vazeb ve sloučeninách

Co je to reaktant?

Látka, která vstupuje do chemické reakce

Co je produkt?

Látka, která vystupuje z chemické reakce

Jak zní zákon o zachování hmotnosti?

Hmotnost reaktantů se rovná hmotnosti produktů

Jaký je princip redoxních reakcí?

Reakce, při kterých je přenášena částicí elektron

Co je to redukce?

Je děj, při kterém dochází ke snižování oxidačního čísla a k přijímání elektronů

Co je to oxidace?

Je děj, při kterém dochází ke zvyšování oxidačního čísla a k odevzdávání elektronů

Co je oxidační činidlo?

Látka, která napomáhá oxidaci jiné látky a sama se redukuje

Co je redukční činidlo?

Látka, která napomáhá redukci jiné látky a sama se oxiduje

Uveď příklady oxidačních činidel.

Kyslík, chlor, fluor, brom

Uveď příklady redukční činidel.

Prvky I až III A skupiny, hydrid sodný, hydrid lithný, oxid uhelnatý

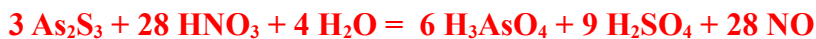
Jaké je využití redoxních reakcí?

Např. V přírodě fotosyntéza, hoření, koroze

2. Doplně oxidační čísla následujících sloučenin



3. Vyčíslí následující rovnice



4. Doplně



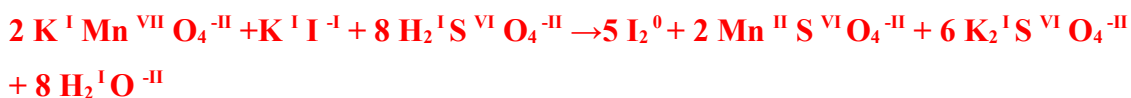
a) do schématu zapište oxidační čísla všech atomů

e) vypište dílčí reakce: **oxidace: $\text{I}^{\text{0}} - 5 \text{e} \rightarrow \text{I}^{\text{V}}$**

redukce: $\text{I}^{\text{0}} + 1 \text{e} \rightarrow \text{I}^{\text{I}}$

f) upravte rovnice tak, aby byla správná elektronová bilance

g) dopočítejte stechiometrické koeficienty



a) do schématu запиšte oxidační čísla všech atomů

e) vypište dílčí reakce: **oxidace: $I^{-1} - 1 e \rightarrow I^0$**



f) upravte rovnice tak, aby byla správná elektronová bilance

g) dopočítejte stechiometrické koeficienty



e) do schématu запиšte oxidační čísla všech atomů

f) vypište dílčí reakce: **oxidace: $Fe^{II} - 1 e \rightarrow Fe^{III}$**



g) upravte rovnice tak, aby byla správná elektronová bilance

h) dopočítejte stechiometrické koeficienty

5 Praktická část

Téma Oxidačně redukční reakce jsem měla možnost odučit v 8 vyučovacích hodinách ve dvou třídách na gymnáziu, v 1. ročníku 4-letého gymnázia a v 5. ročníku 8-letého gymnázia. Orientační test sloužil k ověření získaných znalostí a dovedností k porozumění probraného učiva u žáků a získání zpětné vazby pro učitele.

5.1 Test Oxidačně- redukční reakce

1. Oxidace je:

- a) reakce, při které se zvyšuje oxidační číslo a atom přijímá elektrony
- b) reakce, při které se snižuje oxidační číslo a atom přijímá elektrony
- c) reakce, při které se zvyšuje oxidační číslo a atom odevzdává elektrony
- d) reakce, při které se snižuje oxidační číslo a atom odevzdává elektrony

2. Redukce je:

- a) reakce, při které se zvyšuje oxidační číslo a atom přijímá elektrony
- b) reakce, při které se snižuje oxidační číslo a atom přijímá elektrony
- c) reakce, při které se zvyšuje oxidační číslo a atom odevzdává elektrony
- d) reakce, při které se snižuje oxidační číslo a atom odevzdává elektrony

3. Oxidační číslo volných prvků je:

- a) -II
- b) 0
- c) +I
- d) +II

4. Mezi redoxní děje patří:

- a) fotosyntéza, hoření a koroze
- b) fotosyntéza, tání a hoření
- c) sublimace, hoření a koroze
- d) tání, sublimace a koroze

5. Elektrolýza je děj:

- a) který probíhá na elektrodách při průchodu střídavého elektrického proudu elektrolytem
- b) který probíhá v elektrolytu při průchodu stejnosměrného elektrického proudu
- c) který probíhá v elektrolytu při průchodu střídavého elektrického proudu
- d) který probíhá na elektrodách při průchodu stejnosměrného elektrického proudu elektrolytem

6. Při elektrolýze na KATODĚ probíhá:

- a) redukce
- b) oxidace

7. Sekundární galvanické články:

- a) se nedají znova nabít
- b) se dají opět nabít

8. Rozhodni jestli následující reakce bude probíhat $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

- a) Ano
- b) Ne

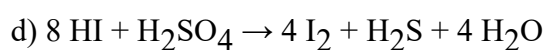
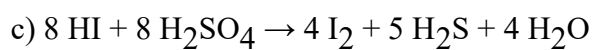
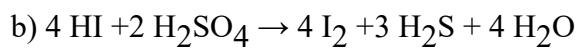
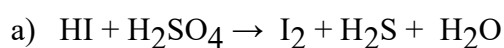
9. Rozhodni jestli následující reakce bude probíhat $\text{Cu} + \text{AgNO}_3 \rightarrow$

- a) Ano
- b) Ne

10. Vyčíslí rovnici $\text{HNO}_3 + \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$

- a) $2 \text{HNO}_3 + \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- b) $7 \text{HNO}_3 + \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + 5 \text{H}_2\text{O}$
- c) $\text{HNO}_3 + \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
- d) $2 \text{HNO}_3 + \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$

11. Vyčísli rovnici $\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$



Správné odpovědi: 1 C, 2 B, 3 B, 4 A, 5 D, 6 A, 7 B, 8A, 9 B, 10 A, 11 D

Vyhodnocení

Výsledky jsou zpracovány v tabulkách a grafech, které znázorňují úspěšnost správných odpovědí na otázky.

5.2 Vyhodnocení 1. třída (1. ročník 4-letého gymnázia)

Počet žáků 25

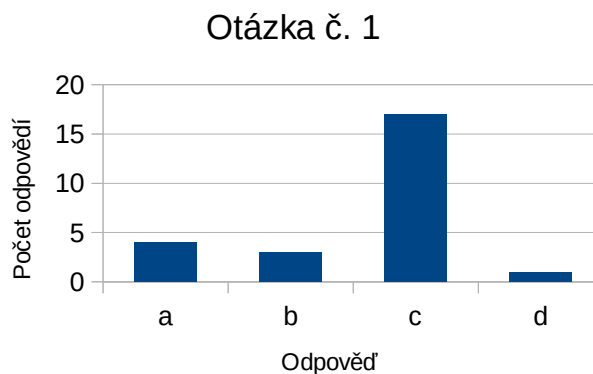
Tabulka 2 Odpovědi 1. třídy

Otázka	Počet odpovědí			
	A	B	C	D
1	4	3	17	1
2	0	20	4	1
3	0	23	2	0
4	15	5	3	2
5	9	5	1	10
6	25	0	X	X
7	9	16	X	X
8	23	2	X	X
9	0	25	X	X
10	17	2	5	1
11	4	3	3	15

Graf 1 Otázka číslo 1

Tabulka 3 Otázka č. 1

Odpověď	Počet odpovědí
a	4
b	3
c	17
d	1

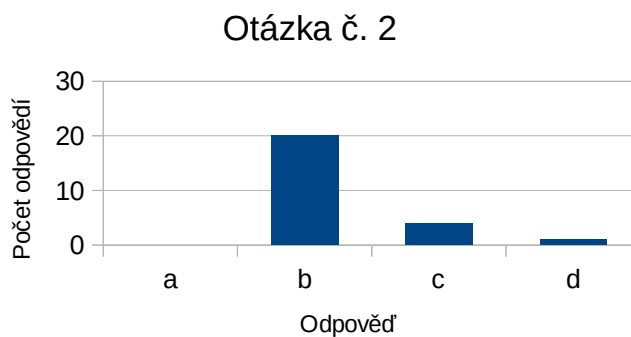


Správná odpověď na otázku číslo 1: Oxidace je reakce, při které se zvyšuje oxidační číslo a atom odevzdává elektrony. Na tuto otázku správně odpovědělo 17 žáků, chybně 8 žáků. Chybovost spočívala především v záměně definice pojmů redukce a oxidace.

Tabulka 4 **Otázka č. 2**

Odpověď	Počet odpovědí
a	0
b	20
c	4
d	1

Graf 2 **Otázka číslo 2**

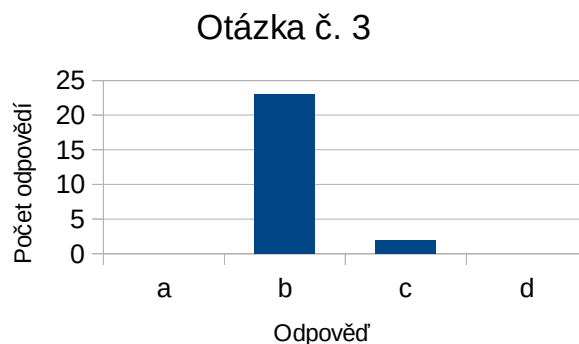


Správná odpověď na otázku číslo 2: Redukce je reakce, při které se snižuje oxidační číslo a atom přijímá elektrony. Na tuto otázku správně odpovědělo 20 žáků, chybně 5 žáků. Chybovost spočívala především v záměně definice pojmů redukce a oxidace.

Tabulka 5 **Otázka č. 3**

Odpověď	Počet odpovědí
a	0
b	23
c	2
d	0

Graf 3 **Otázka číslo 3**

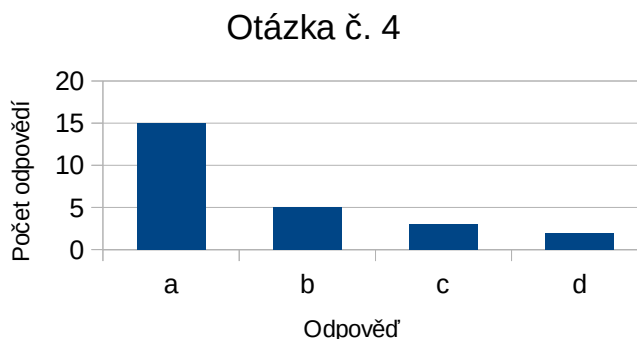


Správná odpověď na otázku číslo 3: Oxidační číslo volných prvků je 0. Na tuto otázku správně odpovědělo 23 žáků, chybně 2 žáci. Chybné odpovědi spočívají v neukotvení poznatku, že volný prvek má vždy oxidační číslo 0.

Tabulka 6 **Otázka č. 4**

Odpověď	Počet odpovědí
a	15
b	5
c	3
d	2

Graf 4 **Otázka číslo 4**

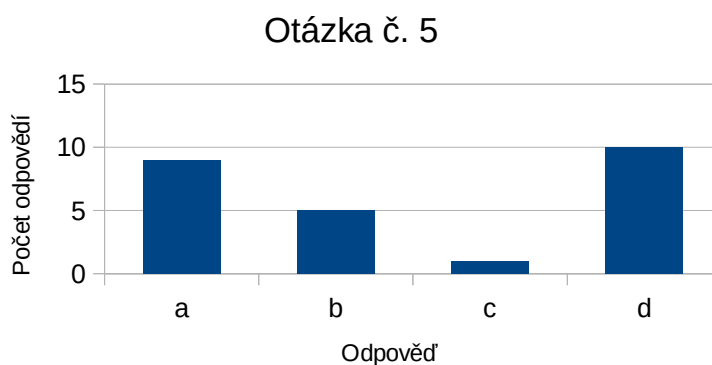


Správná odpověď na otázku číslo 4: Mezi redoxní děje patří fotosyntéza, hoření a koroze. Na tuto otázku správně odpovědělo 15 žáků, chybně 10 žáků. Rovnoměrné rozložení chybných odpovědí spočívá v záměně pojmů.

Tabulka 7 **Otázka č. 5**

Odpověď	Počet odpovědí
a	9
b	5
c	1
d	10

Graf 5 **Otázka číslo 5**

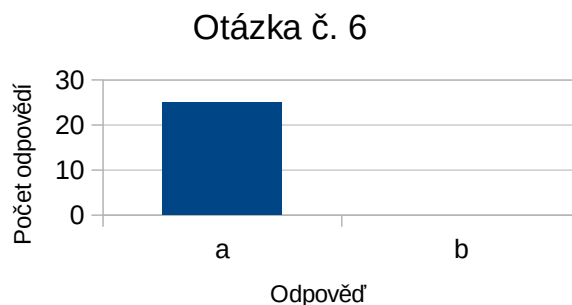


Správná odpověď na otázku číslo 5: Elektrolýza je děj který probíhá na elektrodách při průchodu stejnosměrného elektrického proudu elektrolytem. Na tuto otázku správně odpovědělo 10 žáků, chybně 5 žáků. Chybovost spočívala především v záměně pojmů elektrolyt x elektroda, střídavý x stejnosměrný proud.

Tabulka 8 **Otázka č. 6**

Odpověď	Počet odpovědí
a	25
b	0

Graf 6 **Otázka číslo 6**

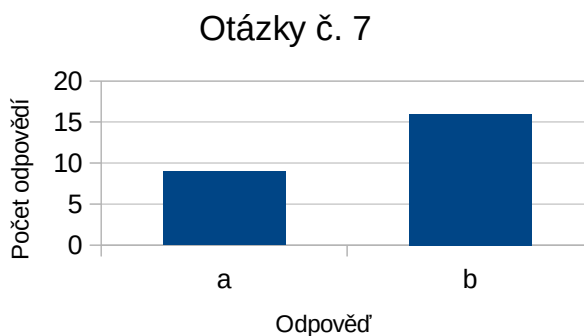


Správná odpověď na otázku číslo 6: Při elektrolýze na katodě probíhá redukce.
Na tuto otázku správně odpověděli všichni žáci správně.

Tabulka 9 **Otázka č. 7**

Odpověď	Počet odpovědí
a	9
b	16

Graf 7 **Otázka číslo 7**

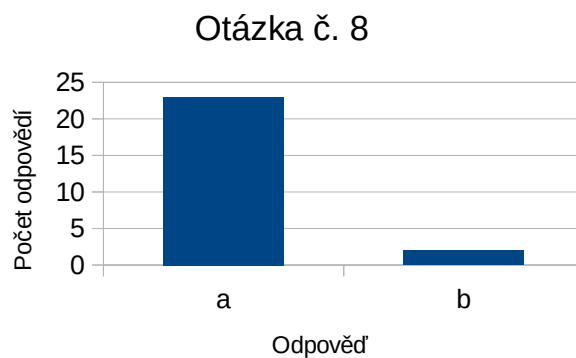


Správná odpověď na otázku číslo 7: Sekundární galvanické články se dají opět nabít. Na tuto otázku správně odpovědělo 16 žáků, chybně 9 žáků. Chybné odpovědi mohli vzniknout tipováním odpovědí, špatným osvojením učiva.

Tabulka 10 **Otázka č. 8**

Odpověď	Počet odpovědí
a	23
b	2

Graf 8 **Otázka číslo 8**

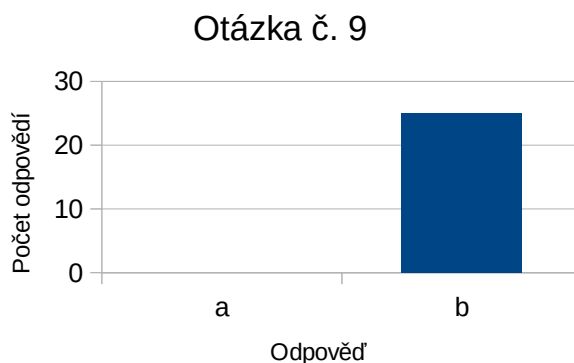


Správná odpověď na otázku číslo 8: Reakce $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ bude probíhat. Na tuto otázku správně odpovědělo 23 žáků, chybně 2 žáci. Počet chybných odpovědí (8%) je přijatelný.

Tabulka 11 **Otázka č. 9**

Odpověď	Počet odpovědí
a	0
b	25

Graf 11 **Otázka číslo 9**

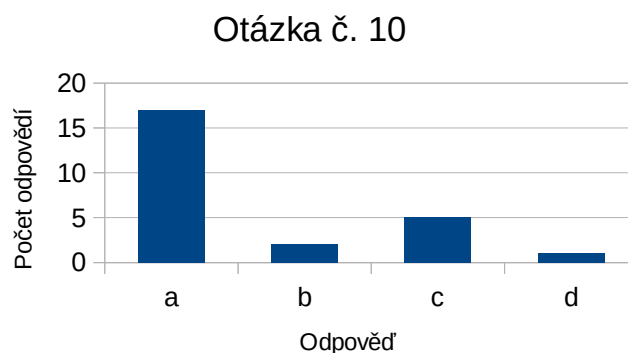


Správná odpověď na otázku číslo 9: Reakce $\text{Cu} + \text{AgNO}_3 \rightarrow$ nebude probíhat. Na tuto otázku správně odpovědělo všech 25 žáků.

Tabulka 12 **Otázka č. 10**

Odpověď	Počet odpovědí
a	17
b	2
c	5
d	1

Graf 10 **Otázka číslo 10**

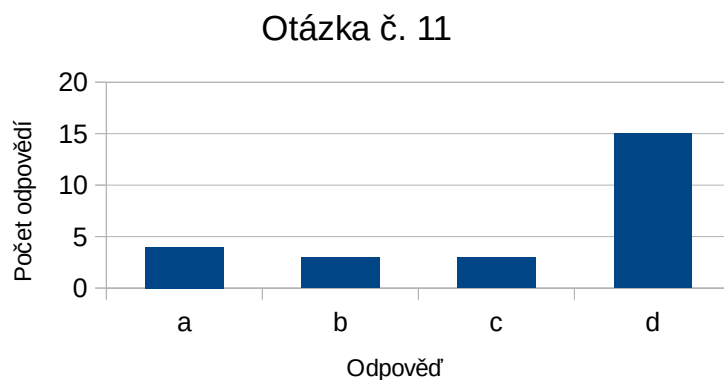


Správná odpověď na otázku číslo 10: $2 \text{HNO}_3 + \text{Fe(OH)}_2 \rightarrow \text{Fe(NO}_3)_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$. Správně rovnici vyčíslilo 17 žáků, chybně 8 žáků. Chybovost mohla být způsobena špatným znázorněním oxidačních čísel u sloučenin.

Tabulka 13 **Otázka č. 11**

Odpověď	Počet odpovědí
a	4
b	3
c	3
d	15

Graf 11 **Otázka číslo 11**



Správná odpověď na otázku číslo 11: $8 \text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 4 \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + 4 \text{H}_2\text{O}$. Správně odpovědělo 15 žáků, chybně 10 žáků. Chybovost mohla být způsobena špatným znázorněním oxidačních čísel u sloučenin, žáci často určují špatně oxidační číslo ve sloučenině H_2S .

5.3 Vyhodnocení 2. třída (5. ročník 8-letého gymnázia)

Počet žáků 27

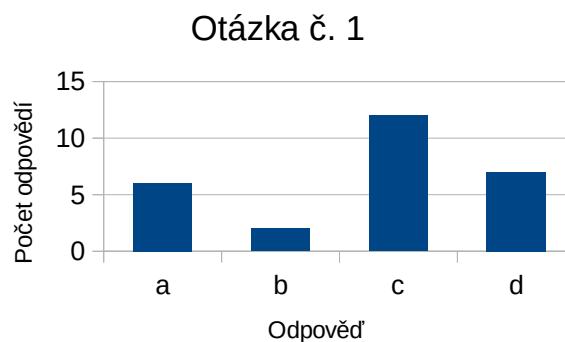
Tabulka 14 Odpovědi 2. třída

Otázka	Počet odpovědí			
	A	B	C	D
1	6	2	12	7
2	3	18	4	2
3	3	19	4	1
4	10	7	5	5
5	7	6	3	11
6	24	3	X	X
7	15	12	X	X
8	23	4	X	X
9	2	25	X	X
10	15	4	5	3
11	10	4	3	10

Tabulka 15 Otázka č. 1

Odpověď	Počet odpovědí
a	6
b	2
c	12
d	7

Graf 12 Otázka číslo 1

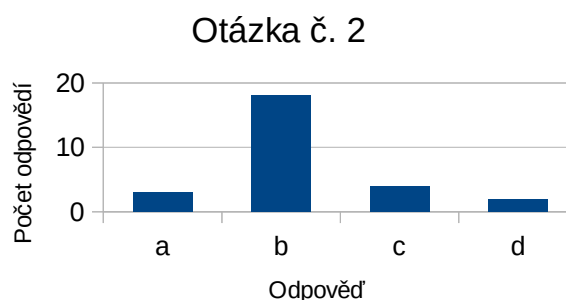


Správná odpověď na otázku číslo 1: Oxidace je reakce, při které se zvyšuje oxidační číslo a atom odevzdává elektrony. Na tuto otázku správně odpovědělo 12 žáků, chybně 15 žáků. Chybovost spočívala především v záměně definice pojmů redukce a oxidace.

Tabulka 16 **Otázka č. 2**

Odpověď	Počet odpovědí
a	3
b	18
c	4
d	2

Graf 13 **Otázka číslo 2**

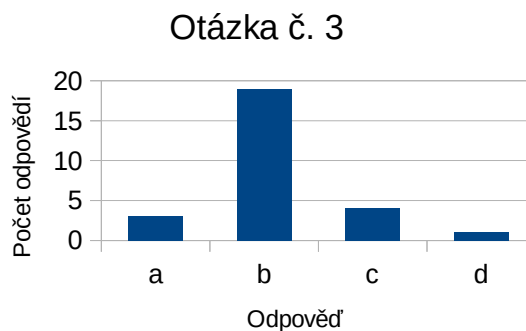


Správná odpověď na otázku číslo 2: Redukce je reakce, při které se snižuje oxidační číslo a atom přijímá elektrony. Na tuto otázku správně odpovědělo 18 žáků, chybně 9 žáků. Chybovost spočívala především v záměně definice pojmů redukce a oxidace.

Tabulka 17 **Otázka č. 3**

Odpověď	Počet odpovědí
a	3
b	19
c	4
d	1

Graf 14 **Otázka číslo 3**

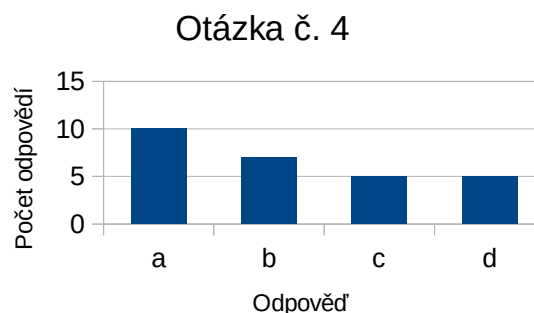


Správná odpověď na otázku číslo 3: Oxidační číslo volných prvků je 0. Na tuto otázku správně odpovědělo 29 žáků, chybně 8 žáci. Chybné odpovědi spočívají v neukotvení poznatku, že volný prvek má vždy oxidační číslo 0.

Tabulka 18 **Otázka č. 4**

Odpověď	Počet odpovědí
a	10
b	7
c	5
d	5

Graf 15 **Otázka číslo 4**

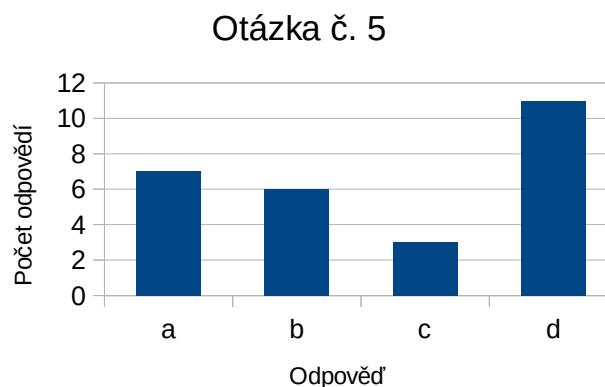


Správná odpověď na otázku číslo 4: Mezi redoxní děje patří fotosyntéza, hoření a koroze. Na tuto otázku správně odpovědělo 10 žáků, chybně 17 žáků. Rovnoměrné rozložení chybných odpovědí spočívá v záměně pojmů.

Tabulka 19 **Otázka č. 5**

Odpověď	Počet odpovědí
a	7
b	6
c	3
d	11

Graf 16 **Otázka číslo 5**

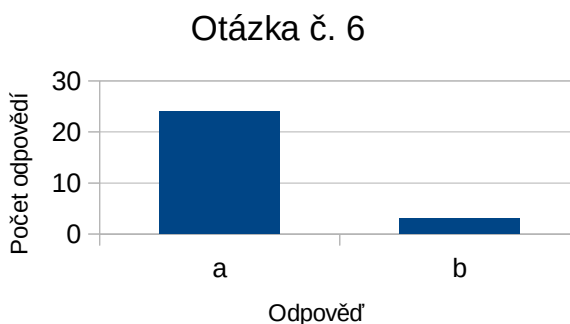


Správná odpověď na otázku číslo 5: Elektrolýza je děj který probíhá na elektrodách při průchodu stejnosměrného elektrického proudu elektrolytem. Na tuto otázku správně odpovědělo 11 žáků, chybně 16 žáků. Chybovost spočívala především v záměně pojmů elektrolyt x elektroda, střídavý x stejnosměrný proud.

Tabulka 20 **Otázka č. 6**

Odpověď	Počet odpovědí
a	24
b	3

Graf 17 **Otázka číslo 6**

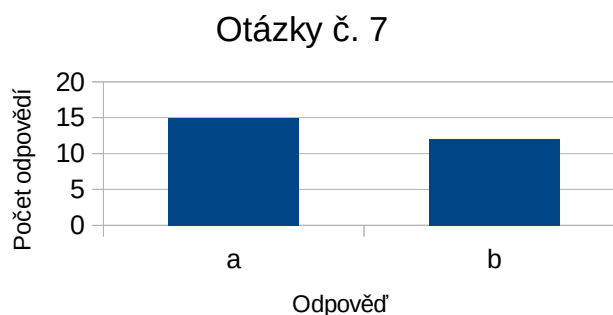


Správná odpověď na otázku číslo 6: Při elektrolýze na katodě probíhá redukce. Na tuto otázku správně odpovědělo 24 žáků, chybně 3 žáci. Chybovost spočívala spíše v nepozornosti při čtení otázky.

Tabulka 21 **Otázka č. 7**

Odpověď	Počet odpovědí
a	15
b	12

Graf 18 **Otázka číslo 7**

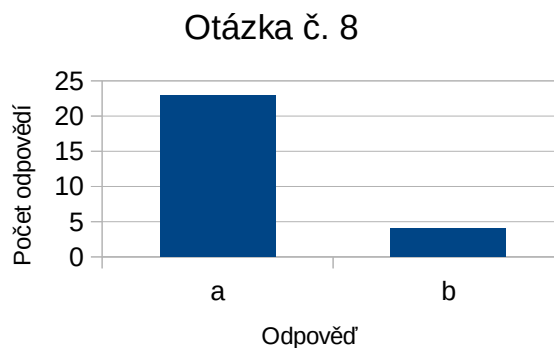


Správná odpověď na otázku číslo 7: Sekundární galvanické články se dají opět nabít. Na tuto otázku správně odpovědělo 12 žáků, chybně 15 žáků. Chybné odpovědi mohli vzniknout tipováním odpovědí, špatným osvojením učiva.

Tabulka 22 **Otázka č. 8**

Odpověď	Počet odpovědí
a	23
b	4

Graf 19 **Otázka číslo 8**

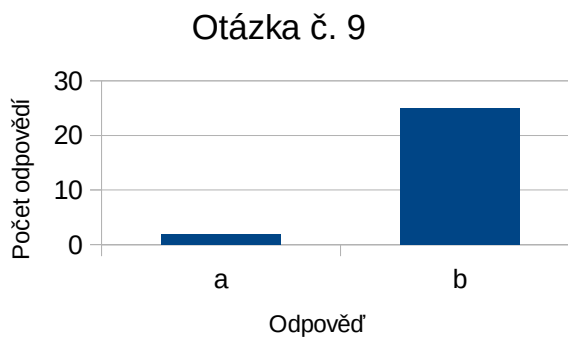


Správná odpověď na otázku číslo 8: Reakce $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ bude probíhat. Na tuto otázku správně odpovědělo 23 žáků, chybně 4 žáci. Chybovost spočívala spíše v nepozornosti při čtení otázky.

Tabulka 23 **Otázka č. 9**

Odpověď	Počet odpovědí
a	2
b	25

Graf 20 **Otázka číslo 9**

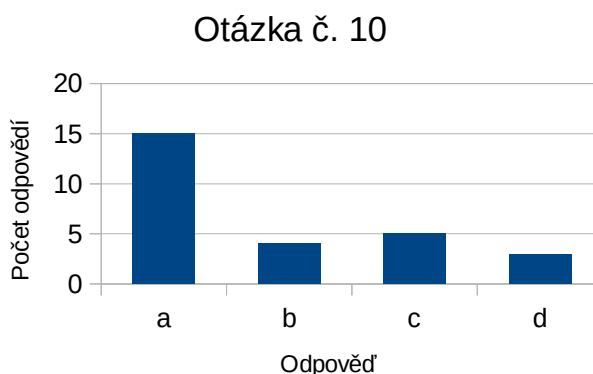


Správná odpověď na otázku číslo 9: Reakce $\text{Cu} + \text{AgNO}_3 \rightarrow$ nebude probíhat. Na tuto otázku správně odpovědělo 25 žáků, chybně 2 žáci. Počet chybných odpovědí (8%) je přijatelný.

Tabulka 24 **Otázka č. 10**

Odpověď	Počet odpovědí
a	15
b	4
c	5
d	3

Graf 21 **Otázka číslo 10**

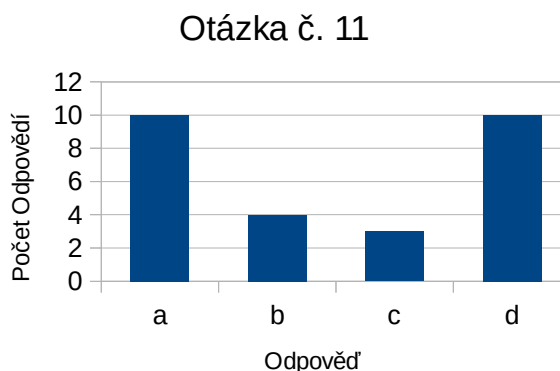


Správná odpověď na otázku číslo 10: $2 \text{HNO}_3 + \text{Fe(OH)}_2 \rightarrow \text{Fe(NO}_3)_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$. Správně rovnici vyčíslilo 15 žáků, chybně 12 žáků. Chybovost mohla být způsobena špatným znázorněním oxidačních čísel u sloučenin.

Tabulka 25 **Otázka č. 11**

Odpověď	Počet odpovědí
a	10
b	4
c	3
d	10

Graf 22 **Otázka číslo 11**



Správná odpověď na otázku číslo 11: $8 \text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 4 \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + 4 \text{H}_2\text{O}$. Správně odpovědělo 10 žáků, chybně 17 žáků. Chybovost mohla být způsobena špatným znázorněním oxidačních čísel u sloučenin, žáci často určují špatně oxidační číslo ve sloučenině H_2S .

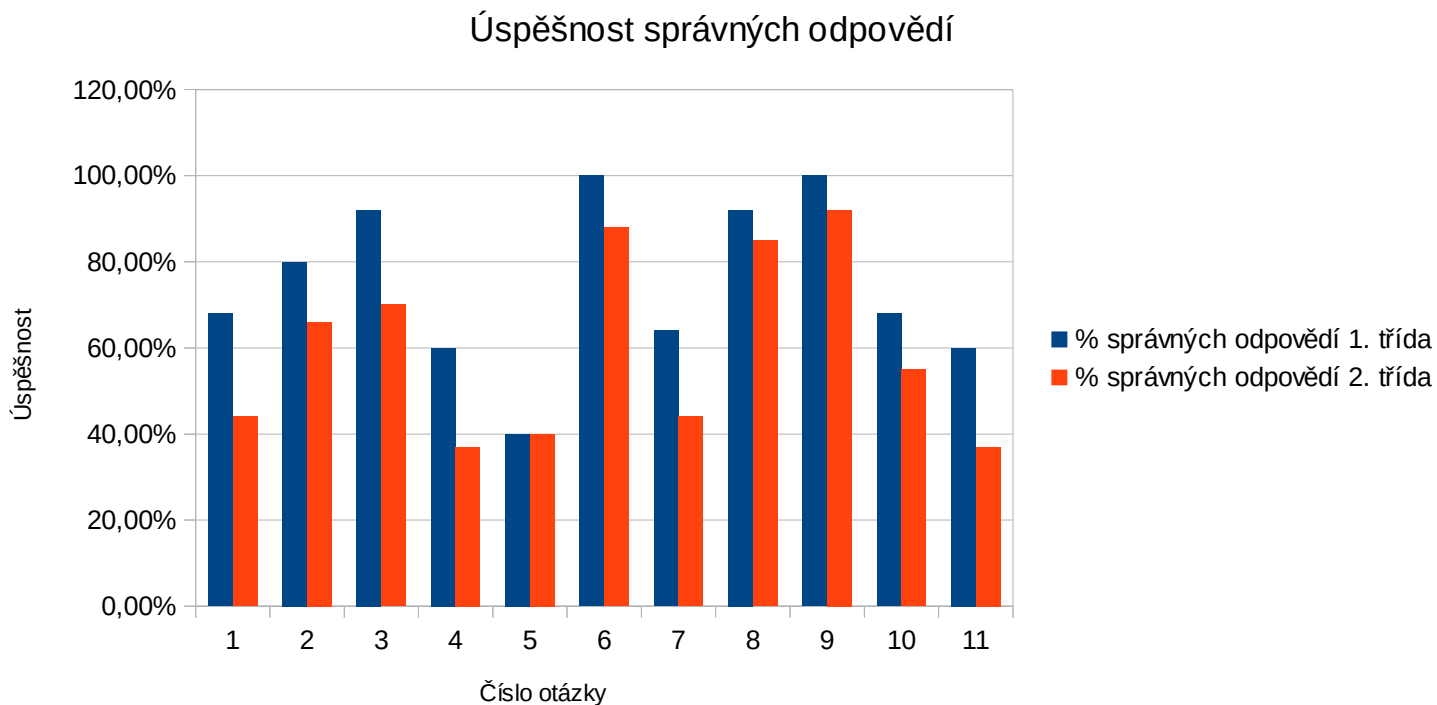
5.4 Celková úspěšnost

V této části je porovnávám úspěšnost obou tříd, vyjádřenou tabulkou a grafem.

Tabulka 26 Celková úspěšnost

Číslo otázky	úspěšnost 1. třída (%)	úspěšnost 2. třída (%)
1	68,00%	44,00%
2	80,00%	66,00%
3	92,00%	70,00%
4	60,00%	37,00%
5	40,00%	40,00%
6	100,00%	88,00%
7	64,00%	44,00%
8	92,00%	85,00%
9	100,00%	92,00%
10	68,00%	55,00%
11	60,00%	37,00%

Graf 23 Celková úspěšnost



5.5 Závěrečné vyhodnocení

Na otázku číslo 1 oxidace je reakce, při které se zvyšuje oxidační číslo a atom odevzdává elektrony odpovědělo správně z 1. třídy 68 % žáků, z 2. třídy 44 % žáků. Více správných odpovědí označili žáci z 1. třídy.

Na otázku číslo 2 správně odpovědělo 80 % žáků z 1. třídy a 66 % ze druhé třídy. I u druhé otázky odpovědělo správně více žáků z 1. třídy.

U otázky číslo 3 oxidační číslo volných prvků je 0 označilo 92 % žáků z 1. třídy a 70 % žáků z 2. třídy správnou odpověď. Opět v první třídě odpovědělo více žáků správně.

Na otázku číslo 4 správně odpovědělo 60 % žáků z 1. třídy a 37 % žáků z druhé třídy. 1. třída byla o 23 % úspěšnější než 2. třída.

Na otázku číslo 5 elektrolyza je děj, který probíhá na elektrodách při průchodu stejnosměrného elektrického proudu elektrolytem, odpovědělo u obou tříd správně 40 % žáků.

Na otázku číslo 6 lépe odpověděla 1. třída než druhá. Správně odpovědělo 100 % žáků z 1. třídy a 88 % žáků z 2. třídy.

Otázka číslo 7 sekundární galvanické články se dají opět nabít správně odpovědělo 64 % žáků z 1. třídy a 44 % žáků z druhé třídy. V první třídě označilo správnou odpověď o 20 % více žáků než ve druhé třídě.

Na otázku 8 odpovědělo z první třídy správně 92 % žáků a z druhé třídy 85 % žáků. Větší procentuální úspěšnost byla v první třídě.

Na otázku číslo 9 odpověděli z první třídy všichni žáci správně, ve druhé třídě správně odpovědělo 92 % žáků.

U otázky 10 a 11 označilo více správných odpovědí z první třídy. Na otázku číslo 10 odpovědělo správně 68 % žáků z 1. třídy a ze 2. třídy 55% žáků. Úspěšnost otázky číslo 11 byla u 1. třídy 60 % žáků a 2. třídy 37% žáků.

Otázky číslo šest, osm a devět patřili mezi nejúspěšnější v obou třídách. Průměrná úspěšnost 1. třídy je 74,9 %, 2. třídy je 59,8 %. I při lepší úspěšnosti 1. třídy bylo testem zjištěno, že ještě nedošlo k uspokojivému osvojení učiva v obou třídách. Proto je při opakování a procvičování tématického celku Oxidačně redukční reakce

dobré se vracet k učivu určování oxidačních čísel, vyčíslování rovnic, názvosloví sloučenin, elektrolýza a galvanické články.

6 Závěr

Diplomová práce se zabývá tématickým celkem redoxní reakce. Cílem bylo vytvoření materiálu použitelného pro výuku redoxních reakcí na vyšším stupni gymnázia. Teoretická část přináší souhrn učiva, které by si měli žáci osvojit. V další části je učivo zpracováno do prezentací, které mohou vyučující použít při výkladu a procvičování probraného učiva.

Pro motivaci žáků ke studiu chemie by měl každý pedagog dokázat změnit nezáživnou teorii v zajímavou praxi. Hodiny chemie by neměly na gymnáziu být pouhým výkladem, pedagog by měl dokázat žákům předvést praktické využití probrané teorie. Proto jsem v další části uvedla 18 demonstračních pokusů, některé z nich mohou žáci použít i v laboratorních cvičeních.

V osmi pracovních listech si žáci ověří získané vědomosti. Pracovní listy nejsou jenom strohé vyčíslování redoxních rovnic, ale žáci zde najdou křížovku, osmisměrku a další.

V páté části diplomové práce jsem si prakticky ověřila získané znalosti z tohoto tématického celku. Žákům 1. ročníku čtyřletého gymnázia a žákům 5. ročníku osmiletého gymnázia jsem předložila k vyplnění test, který byl průřezem učiva pracovních listů. Úspěšnější byli žáci čtyřletého gymnázia, při vyhodnocení chybovosti bylo nedostatečně osvojené učivo obdobné v obou třídách.

7 Resume

For the students at the higher levels of high school is curriculum of the redox reaction a systematic knowledge Deepening in the field of chemical reactions.

This is composed of five major chapters.

The theoretical part deals with basic definitions and concepts of chemical reactions.

The chapter named presentation is a part that a teacher can use when teaching students about redox reaction.

Laboratory tutorials provide a set of experiments samples.

Worksheets can be used to practice and verify the knowledge of the subject.

The last part is the practical verification of the knowledge and skills of students at the higher levels of high school.

8 Seznam literatury a použitých zdrojů

- [1] Chemi I (obecná chemie),
http://www.studopory.vsb.cz/studijnimaterialy/ChemieI/ChemieI_Obecna_Chemie.pdf,
staženo 19.3.2017
- [2] Vacík J.: Obecná chemie. Státní pedagogické nakladatelství Praha, Praha 1986
- [3] Leško J., Tržil J., Ullrych J.: Obecná chemie. Ostrava 1998
- [4] Klikorka J., Hájek B., Votinský.: Obecná a anorganická chemie, SNTL, Praha 1989
- [5] Obecná a anorganická chemie,
http://www.chesapeake.cz/chemie/download/skripta/obecna_chemie.pdf, staženo
24.4.2017
- [6] Amann W., Eisner W., Gietz P., Maier J., Schierle W., Stein R.: Chemie pro střední školy 2a, Scientia, Praha 1998
- [7] E-chembook, <http://e-chembook.eu/chemicke-rovnice-vycislovani-a-vypocty>,
staženo 1.5.2017
- [8] Youtube, https://www.youtube.com/watch?v=xLwr5_buKME, staženo 1.5.2017
- [9] Zdrávka KV,
http://www.zdravkakv.cz/vyuka/chemie/Analyticka_chemie/TEORIE/redox_rovnice.htm,
staženo 1.5.2017
- [10] Dumy, http://www.ssvos.cz/dumyssvos/files/VY_32_INOVACE_13_Ch_OB.pdf,
staženo 1.4.2017
- [11] E-chembook, <http://e-chembook.eu/fotosynteza>, staženo 1.4.2017
- [12] Wikipedia, <https://cs.wikipedia.org/wiki/Fotosynt%C3%A9za#/media/File:Fotosynt%C3%A9za.svg>, staženo 1.4.2017
- [13] Hoření, <http://www.podpalovac.zhoric.cz/tri-faze-horeni-dreva.html>, staženo
1.4.2017
- [14] Koroze,
http://data.zsslusovice.cz/wcd/prezentace/chemie/ch_021_chemickreakce_koroze.pdf,
staženo 1.4.2017

- [15] ČVUT,
http://www1.fs.cvut.cz/cz/U218/pedagog/predmety/1rocnik/chemie1r/prednes/Ch_predn13-Ko.pdf , staženo 20.5.2017
- [16] Železné rudy, <http://andy321.proboards.com/thread/62933/identifying-rocks?page=1>, staženo 1.4.2017
- [17] Vysoká pec, <https://www.novinky.cz/vase-zpravy/moravskoslezsky-kraj/ostrava-mesto/1227-16796-ostravsky-informacni-servis-otevrel-v-multifunkcni-aule-gong-svou-novou-pobocku.html>, staženo 1.5.2014
- [18] Eisner W., Fladt R., Gietz P., Justus A., Laitenberger K., Werner S.: Chemie pro střední školy 1a. Scientia, Praha 1996
- [19] Vysoká pec,
https://cs.wikipedia.org/wiki/Vysoká_pec#/media/File:Schema_kopie.jpg, staženo 1.5.2017
- [20] Elektrolýza hliníku, <http://home.tiscali.cz/chemie/elektrolyza.htm>, staženo 1.5.2017
- [21] Elektrolýza, <http://www.webchemie.cz/elektrolyza.html>, staženo 1.5.2017
- [22] Elektrolýza chloridu sodného,
http://images.slideplayer.cz/11/3251717/slides/slide_4.jpg, staženo 1.5.2017
- [23] Elektrolýza a galvanický článek, <http://slideplayer.cz/slide/2804057/>, staženo 1.5.2017
- [24] Luigi Galvani, https://cs.wikipedia.org/wiki/Luigi_Galvani, staženo 20.5.2017
- [25] Alessandro Volte, https://cs.wikipedia.org/wiki/Alessandro_Volta, staženo 20.5.2017
- [26] Efektivní pokusy, <https://socv2.nidv.cz/archiv33/getWork/hash/459fe242-2f71-11e0-a0b3-001e6886262a>, staženo 20.5.2017
- [27] Manuál pokusů, <http://granty.5zskladno.cz/wp-content/uploads/2015/02/Manuál-pokusů-chemie.pdf>, staženo 20.5.2017
- [28] Sopka, <https://www.youtube.com/watch?v=Kg-jNwjKaEE>, staženo 20.5.2017
- [29] Elektrolýza, <https://cs.wikipedia.org/wiki/Elektrolýza>, staženo 20.5.2017
- [30] Kouzelnické pokusy z chemie, <http://bichemaci.jan-jansky.cz/file/pokusy.pdf>, staženo 20.5.2017

- [31] Blesky pod vodou, <https://www.youtube.com/watch?v=6ch9fWy3h74>, staženo 20.5.2017
- [32] Kovový chameleón, http://www.kavalirka.cz/download/upload/kavalirka_1390823564_64.pdf, staženo 20.5.2017
- [33] Návod na pokusy, <http://www.studiumchemie.cz/pokus.php?id=72>, staženo 20.5.2017
- [34] Reakce sodíku s vodou, <https://www.youtube.com/watch?v=1-GEWL2kOOM>, staženo 20.5.2017
- [35] Mareček A., Honza J.: Chemie sbírka příkladů pro studenty středních škol. Proton, Brno 2001
- [36] Dumy, http://www.zskladnovasatova.cz/userfiles/File/dumy/sada_241_260/VY_32_INOVACE_CHE_246.pdf, staženo 1.6.2017
- [37] Dumy, dum.rvp.cz/materialy/stahnout.html?s=raapnyar, staženo 1.6.2017
- [38] Vznik iontů, [http://www.prozaky.eu/chemie-8-rocnik/vznik-iontu/#prettyPhoto\[galleryname\]/3/](http://www.prozaky.eu/chemie-8-rocnik/vznik-iontu/#prettyPhoto[galleryname]/3/), staženo 10.6.2017

9 Seznam obrázků, tabulek a grafů

Obr. 1 **Fotosyntéza**

Obr. 2 **Hoření**

Obr. 3 **Koroze železa**

Obr. 4 **Chemická koroze**

Obr. 5 **Nerovnoměrná koroze**

Obr. 6 **Korozní praskání**

Obr. 7 **Železné rudy**

Obr. 8 **Vysoká pec**

Obr. 9 **Reakční schéma vysoké peci**

Obr. 10 **Schéma elektrolyzéry pro výrobu hliníku**

Obr. 11 **Schéma elektrolýzy**

Obr. 12 **Elektrolýza chloridu sodného**

Obr. 13 **Schéma Leclanchéova článku**

Obr. 14 **Schéma baterií do hodinek**

Obr. 15 **Schéma olověného akumulátoru**

Obr. 16 **Schéma nikl/kadmiového akumulátoru**

Obr. 17 **Model palivového článku**

Obr. 18 **Vznik iontů**

Obr. 19 **Fotosyntéza**

Obr. 20 **Hoření**

Obr. 21 **Koroze**

Obr. 22 **Koroze železa**

Obr. 23 **Nerovnoměrná koroze**

- Obr. 24 **Reakční schéma vysoké peci**
- Obr. 25 **Železné rudy**
- Obr. 26 **Schéma elektrolyzéro pro výrobu hliníku**
- Obr. 27 **Schéma elektrolýzy**
- Obr. 28 **Elektrolýza roztoku jodidu zinečnatého**
- Obr. 29 **Schéma elektrolyzéro pro výrobu hliníku**
- Obr. 30 **Využití elektrolýzy**
- Obr. 31 **Luigi Galvani**
- Obr. 32 **Alessandro Volta**
- Obr. 33 **Voltův sloup**
- Obr. 34 **Galvanický člunek**
- Obr. 35 **Ukázka různých galvanických člunků**
- Obr. 36 **Schéma suchého člunku**
- Obr. 37 **Suchý člunek**
- Obr. 38 **Olověný akumulátor**
- Obr. 39 **Nikl/kadmiový akumulátor**
- Obr. 40 **Baterie**
- Obr. 41 **Bengálské ohně**
- Obr. 42 **Sopka**
- Obr. 43 **Oheň bez zápalek**
- Obr. 44 **Schéma elektrolýzy**
- Obr. 45 **Elektrolýza vodného roztoku chloridu sodného**
- Obr. 46 **Reakce zinku a hořčíku s kyselinou chlorovodíkovou**
- Obr. 47 **Příprava kyslíku a jeho důkaz**

Obr. 48 **Blesky pod vodou**

Obr. 49 **Kovový chameleón**

Obr. 50 **Hoření hořčíku na vzduchu**

Obr. 51 **Reakce sodíku s vodou**

Obr. 52 **Reakce zinku se sírou**

Obr. 53 **Redukční vlastnosti siřičitanů**

Obr. 54 **Vytěsňování mědi železem**

Tabulka 1 **Barvy plamene**

Tabulka 2 **Odpovědi 1. třídy**

Tabulka 3 **Otázka č. 1**

Tabulka 4 **Otázka č. 2**

Tabulka 5 **Otázka č. 3**

Tabulka 6 **Otázka č. 4**

Tabulka 7 **Otázka č. 5**

Tabulka 8 **Otázka č. 6**

Tabulka 9 **Otázka č. 7**

Tabulka 10 **Otázka č. 8**

Tabulka 11 **Otázka č. 9**

Tabulka 12 **Otázka č. 10**

Tabulka 13 **Otázka č. 11**

Tabulka 14 **Odpovědi 2. třída**

Tabulka 15 **Otázka č. 1**

Tabulka 16 **Otázka č. 2**

Tabulka 17 **Otázka č. 3**

Tabulka 18 **Otázka č. 4**

Tabulka 19 **Otázka č. 5**

Tabulka 20 **Otázka č. 6**

Tabulka 21 **Otázka č. 7**

Tabulka 22 **Otázka č. 8**

Tabulka 23 **Otázka č. 9**

Tabulka 24 **Otázka č. 10**

Tabulka 25 **Otázka č. 11**

Tabulka 26 **Celková úspěšnost**

Graf 1 **Otázka číslo 1**

Graf 2 **Otázka číslo 2**

Graf 3 **Otázka číslo 3**

Graf 4 **Otázka číslo 4**

Graf 5 **Otázka číslo 5**

Graf 6 **Otázka číslo 6**

Graf 7 **Otázka číslo 7**

Graf 8 **Otázka číslo 8**

Graf 9 **Otázka číslo 9**

Graf 10 **Otázka číslo 10**

Graf 11 **Otázka číslo 11**

Graf 12 **Otázka číslo 1**

Graf 13 **Otázka číslo 2**

Graf 14 Otázka číslo 3

Graf 15 Otázka číslo 4

Graf 16 Otázka číslo 5

Graf 17 Otázka číslo 6

Graf 18 Otázka číslo 7

Graf 19 Otázka číslo 8

Graf 20 Otázka číslo 9

Graf 21 Otázka číslo 10

Graf 22 Otázka číslo 11

Graf 23 Celková úspěšnost