

ZÁPADOČESKÁ UNIVERZITA V PLZNI

FAKULTA PEDAGOGICKÁ

KATEDRA CHEMIE

CHEMICKÉ REAKCE VE VÝUCE CHEMIE NA SŠ

DIPLOMOVÁ PRÁCE

Bc. Štěpánka Coufalová

Učitelství chemie a biologie pro SŠ

Vedoucí práce: Mgr. Jitka Štrofová, Ph.D.

Plzeň 2022

Prohlašuji, že jsem diplomovou práci vypracovala samostatně s použitím uvedené literatury a zdrojů informací.

Plzeň, 30. června 2022

.....
vlastnoruční podpis

Poděkování

Chtěla bych tímto poděkovat vedoucí bakalářské práce Mgr. Jitce Štrofové, Ph.D. za odborné vedení, rady při jejím zpracování a poskytnutí odborných konzultací a literatury.

Dále děkuji zaměstnancům Západočeské univerzity v Plzni za umožnění odborného vzdělávání a rodině za všestrannou podporu při vysokoškolském studiu.

Obsah

1. Úvod	- 7 -
2. Teoretická část	- 8 -
2.1 Chemická vazba – stručný přehled	- 8 -
2.1.1 Definice chemické vazby	- 8 -
2.1.2 Elektronová teorie chemické vazby	- 8 -
2.1.3 Vlnově-mechanická teorie chemické vazby	- 8 -
2.1.4 Parametry chemické vazby	- 9 -
2.1.4.1 Vazebná energie	- 9 -
2.1.4.2 Disociační energie vazby	- 9 -
2.1.4.3 Řád vazby	- 9 -
2.1.4.4 Délka vazby	- 10 -
2.2 Chemická reakce	- 10 -
2.2.1 Definice chemické reakce	- 10 -
2.2.2 Přehled základních zákonitostí týkajících se chemických přeměn	- 11 -
2.2.2.1 Zákon zachování hmotnosti	- 11 -
2.2.2.2 Zákon zachování energie	- 12 -
2.2.2.3 Slučovací zákony	- 13 -
2.2.3 Formální zápis chemické reakce	- 16 -
2.2.4 Základní klasifikace chemických reakcí	- 19 -
2.2.4.1 Podle skupenského stavu reaktantů a produktů	- 19 -
2.2.4.2 Podle změn energie	- 20 -
2.2.4.3 Podle vnějších změn při reakci	- 22 -
2.2.4.4 Podle typu, charakteru a účinku reaktantu působícího chemickou změnu substrátu	- 24 -
2.2.4.5 Podle typu rozpouštědla, které podléhají rozkladným reakcím se substráty ...	- 24 -
2.2.4.6 Podle reagujících částic	- 25 -
2.2.4.7 Podle druhu přenášené částice	- 28 -
2.2.4.8 Podle počtu probíhajících reakcí	- 30 -
2.2.4.9 Podle typu štěpení vazeb	- 33 -
2.2.5 Vybrané typy chemických reakcí	- 33 -

2.2.5.1	Acidobazické reakce	- 33 -
2.2.5.2	Srážecí reakce	- 39 -
2.2.5.3	Redoxní reakce	- 41 -
2.2.5.4	Katalyzované reakce	- 42 -
3.	Didaktická část	- 46 -
3.1	Ukotvení tématu v kurikulárních dokumentech.....	- 46 -
3.1.1	Rámcový vzdělávací program pro gymnázia	- 46 -
3.1.1.1	Vzdělávací oblast – Člověk a příroda	- 46 -
3.1.1.2	Vzdělávací obor Chemie	- 47 -
3.1.2	Školní vzdělávací program.....	- 48 -
3.1.3	Tematický plán	- 48 -
3.2	Dotazníkové šetření.....	- 49 -
3.2.1	Hypotézy dotazníkového šetření.....	- 49 -
3.2.2	Výsledky dotazníkového šetření.....	- 50 -
3.2.3	Vyhodnocení hypotéz.....	- 52 -
3.3	Pracovní listy.....	- 54 -
3.3.1	Laboratorní práce – důkaz solí	- 54 -
3.3.2	Laboratorní práce – důkazové reakce	- 56 -
3.3.3	Laboratorní práce – neutralizace kyseliny	- 58 -
3.3.4	Laboratorní práce – acidobazická titrace.....	- 60 -
3.3.5	Laboratorní práce – exotermické a endotermické reakce.....	- 62 -
3.3.6	Laboratorní práce – koroze kovů	- 64 -
3.3.7	Pracovní list – určování typu chemické reakce	- 66 -
3.3.8	Pracovní list – redoxní reakce	- 67 -
3.3.9	Pracovní list – chemické reakce – Beketovova řada kovů.....	- 68 -
3.3.10	Pracovní list – chemické reakce – shrnutí	- 69 -
4.	Závěr.....	- 71 -
	Resumé	- 72 -
	Keywords	- 72 -
	Literatura.....	- 73 -
	Seznam obrázků	- 75 -
	Seznam tabulek	- 76 -

Seznam příloh.....	- 77 -
Přílohy.....	I

1. Úvod

Téma chemické reakce se řadí mezi kritická a zároveň klíčová místa kurikula chemie na 2. stupni základních škol a středních školách. S charakteristikou a problematikou chemických dějů se žáci poprvé setkávají běžně v devátém ročníku základních škol nebo v čtvrtém ročníku nižších stupňů gymnázií. Na středních školách je tento celek často řazen do prvních ročníků, ale lze jej zařadit i do vyšších ročníků.

Vzhledem k velké míře abstraktnosti a k mezipředmětovým vztahům s přírodovědnými obory jako je fyzika či matematika jej sami žáci považují za velmi obtížné a hůře uchopitelné učivo. Vzhledem k těmto charakteristikám jej žáci mohou vnímat jako méně atraktivní a je potřeba tento celek žákům přiblížit z hlediska reálného života. V současné době se klade důraz na propojení teorie s praxí a experimentální činnost by měla být nedílnou součástí výuky přírodovědných oborů. To by mohl být jeden z možných způsobů, jak téma chemické reakce žákům přiblížit a zvýšit tím i možný zájem žáků o přírodní vědy a jejich výuku.

Tato práce se skládá ze dvou hlavních celků. První teoretické část je věnována definici, klasifikaci a stručnému přehledu chemických reakcí. Podrobněji jsou zde charakterizovány a popsány čtyři vybrané chemické děje. Toto konkrétní rozřazení odpovídá uspořádání chemických dějů v učebnicích chemie a ve výuce na středních školách.

Druhý hlavní celek, tj. didaktická část, je rozdělen na tři základní kapitoly. První je zaměřena na analýzu kurikulárních dokumentů na vybraném gymnáziu. Druhá fáze se týká dotazníkového šetření zaměřeného na problematiku tohoto konkrétního místa kurikula. Z výsledků vychází i poslední kapitola, tj. návrhy konkrétních aktivit či materiálů, které lze využít při výuce chemie na středních školách na téma chemické reakce.

2. Teoretická část

2.1 Chemická vazba – stručný přehled

2.1.1 Definice chemické vazby

Chemická vazba je silná přitažlivá síla, která působí mezi atomy. Při vzniku chemické vazby dochází ke snížení energie systému, čímž se zvýší jeho stabilita. Na chemické vazbě se podílejí pouze elektrony ve vnější elektronové vrstvě, tzv. valenční elektrony. Na rozštěpení vazby je potřeba velké množství energie v řádu stovek $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. K přesnému popisu chemické vazby se využívá tzv. kvantově mechanický (vlnově mechanický) výklad. Tradičním pohledem na chemickou vazbu je již zastaralý, ale stále vhodný výklad o sdílení elektronového páru¹.

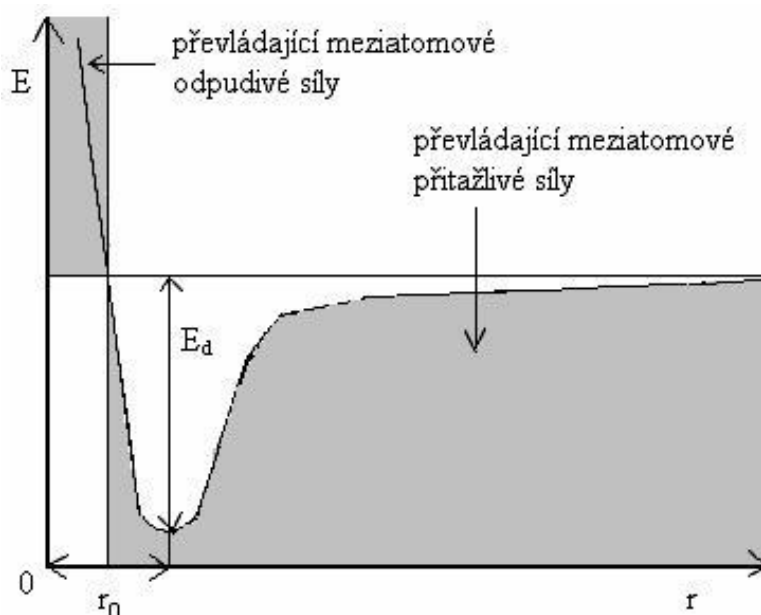
2.1.2 Elektronová teorie chemické vazby

Tato teorie se opírá o předpoklad, že každý atom v molekule se snaží dosáhnout elektronové konfigurace vzácného plynu, případně elektronové osmnáctky nebo dvacítky. Lze toho dosáhnout dvěma možnými způsoby. Buď atom předá či přijme jeden nebo více elektronů a dojde ke vzniku iontové vazby. Další možností je, že atomy mezi sebou společně sdílejí určité množství elektronů a vzniká kovalentní vazba².

2.1.3 Vlnově-mechanická teorie chemické vazby

Při vlnově-mechanickém výkladu vzniku chemické vazby musí zprvu dojít k přiblížení atomů, aby na sebe mohly začít energeticky působit. Toto přiblížení je realizováno „srážkou“ dvou atomů, při které se atomové orbitály spojí, uvolní se energie a vzniká chemická vazba. Vždy musí dojít ke splnění všech těchto podmínek, jinak nemůže dojít ke vzniku chemické vazby².

Při přibližování na sebe atomy působí jak přitažlivými silami, které mají za následek snížení energie systému, tak i odpudivými silami, které mají opačný efekt a způsobují zvýšení energie systému. Pokud dojde k vyrovnání těchto sil, systém dosáhne rovnováhy, celková energie má nejnižší možnou hodnotu a výsledkem je vznik chemické vazby³. Tato situace je zachycena na obr. 1.



Obr. 1 - Závislost energie na mezijaderné vzdálenosti mezi dvěma atomy (převzato z literatury²)

2.1.4 Parametry chemické vazby

2.1.4.1 Vazebná energie

Vazebná energie neboli energie vazby je energie, která se uvolní při vzniku chemické vazby, celý systém přijde celkově tedy o toto množství energie. Pokud mluvíme o tzv. molární vazebné energii, vztahuje se uvolněná energie k jednomu molu vazby. Vazebná energie se nejčastěji udává v jednotkách $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ a její hodnota je záporná².

2.1.4.2 Disociační energie vazby

Disociační energie je opakem vazebné energie, jedná se tedy o energii, která je potřebná k rozštěpení chemické vazby. Na rozštěpení jednoho molu chemické vazby je potřeba tzv. molární disociační energie. Disociační energie má kladnou hodnotu, opět se nejčastěji udává v jednotkách $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. Číselně odpovídá hodnotě vazebné energie, liší se pouze zmiňovaným znaménkem. Hodnoty jak vazebné, tak i disociační energie se zjišťují experimentálně a pro většinu párů atomů jsou dostupné v chemických tabulkách².

2.1.4.3 Řád vazby

Řád vazby udává počet elektronových párů, které sdílejí mezi sebou vazební partneři. Hodnota řádu vazby je velmi často neceločíselná, především u anorganických látek se

můžeme s tímto případem setkat, v tu chvíli je řád vazby označován také jako valence vazby. Podle řádu vazby lze rozlišit vazby na jednoduché či násobné (dvojné, trojné aj.)².

2.1.4.4 Délka vazby

Délka vazby neboli zjednodušeně mezijaderná vzdálenost atomů úzce souvisí s výše zmiňovanou energií a řádem chemické vazby. Délka vazby (v obr. 1 označená jako r_0) odpovídá minimu vazebné energie. Co se týká vztahu mezi řádem a délkou vazby, lze zjednodušeně říct, že mezi danou dvojicí atomů se délka vazby zkracuje s rostoucím řádem vazby. Pro délku vazby je však důležitá vlastní velikost vázaných atomů vyjádřená podle typu vazby pomocí iontových, kovalentních či kovových poloměrů⁴.

2.2 Chemická reakce

2.2.1 Definice chemické reakce

Z teorie o chemických vazbách (viz kap. 2.1) a struktuře chemických látek je zřejmé, že atomy a molekuly se snaží tvořit vazby takovým způsobem, aby výsledný systém měl co nejmenší energii. Z toho plyne, že látky se snaží zachovat si určitou energeticky výhodnou strukturu neboli udržet si stabilní atomovou a elektronovou konfiguraci. Pokud ale dojde k úmyslným či neúmyslným změnám vnějších podmínek, jako je např. teplota a tlak v soustavě, anebo je do systému zavedena jedna či několik dalších vhodných látek, dojde ke změně chemické kvality a vnitřního uspořádání látky⁵. Obě tyto varianty mohou vyvolat děj, tzv. chemickou reakci.

Chemická reakce je proces v systému, při kterém dochází ke změně identity látek zapojujících se do průběhu děje. Původně přítomné látky zanikají, a naopak se vytvářejí látky nové, odlišné svou kvalitou od těch výchozích.

Podle Vacíka³ se na chemickou reakci můžeme dívat jako na děj, který probíhá mezi jednotlivými atomy nebo molekulami. Při tomto způsobu zjišťujeme, že dochází k zániku všech nebo některých vazeb v molekulách výchozích látek a k nahrazování vazbami v molekulách nově vznikajících látek. Druhou možností, jak lze chemickou reakci charakterizovat, je jako změnu v rámci celé studované soustavy. Pak chemickou reakci

můžeme definovat jako děj, při kterém dochází k zániku původních látek, tzv. reaktantů a tvoří se látky nové, tzv. produkty reakce.

Jirsák¹ charakterizuje chemickou reakci jako děj, při kterém dochází k přeskupování atomů, které tvoří molekuly, a při tomto procesu ke vzniku a zániku chemické vazby. Na chemické reakci se podílí pouze valenční slupky elektronového obalu, vnitřní elektrony a jádro atomu zůstávají beze změny. Pokud dochází ke změnám na úrovni atomového jádra, mluvíme o tzv. jaderných reakcích.

2.2.2 Přehled základních zákonitostí týkajících se chemických přeměn

Při chemických reakcích nesmíme opomíjet několik základních zákonitostí, které byly formulovány již v minulých stoletích a většinou jsou odvozeny z klasické teorie o struktuře látek tzv. atomové. Majorita z nich se nějakým způsobem týká a definuje chemické přeměny.

2.2.2.1 Zákon zachování hmotnosti

Zákon zachování hmotnosti byl převratný objev na poli vědy, a to především chemie. Dokazoval, že existuje hmota. V té době pojmy hmota a hmotnost měly stejný význam. V současnosti je zřejmé, že hmotu můžeme vyjádřit hmotností a energií.

Tato platnost byla poprvé vyjádřena ruským vědcem M. V. Lomonosovem roku 1758. Nezávisle na něm přišel se stejnou teorií francouzský přírodovědec A. L. Lavoisier v letech 1774–1777. Lomonosov vyjádřil definici slovy: „Ubude-li kde nějaké hmoty, přibude jí na jiném místě.“ Tento zákon doložil pokusem, při kterém žíhal olovo se vzduchem ve skleněné nádobce. Po ukončení pokusu byla hmotnost nádoby neměnná jako na začátku, i když při něm došlo k úbytku vzduchu. Lavoisier potvrdil teorii při okysličování (oxidace kyslíku)².

Dle Vacíka³ ze zákona zachování hmotnosti vyplývá, že hmotnost všech látek do reakce vstupujících je rovna hmotnosti všech reakčních produktů. Toto vyjádření není zcela přesné, pokud bychom chtěli danou platnost formulovat vhodnějším způsobem, nabízí se definice: Reagují-li spolu chemické látky v izolované soustavě, je součet hmotností látek před chemickou reakcí roven součtu hmotností reakčních produktů. Pojem izolovaná soustava můžeme chápat jako část reálného prostoru oddělenou od vnějšího prostředí jednoznačně

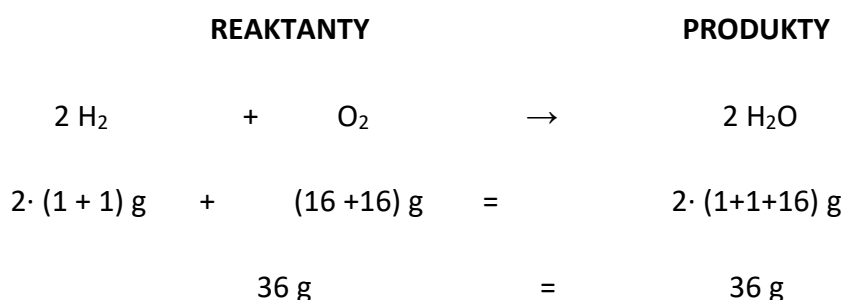
vymezenou hranicí, přes kterou nesmí dojít k vzájemné interakci s okolím neboli nedochází k výměně látek, ale ani energie.

Z tohoto znění lze říct, že hmotnost libovolné sloučeniny se rovná součtu hmotností jednoduchých látek (prvků), které ji tvoří. Další teorií, která ze zákona zachování hmotnosti vyplývá a týká se chemických reakcí, je zákon zachování chemických prvků: „Chemické prvky obsažené ve výchozích látkách jsou ve stejných druzích a ve stejném množství obsaženy také v reakčních produktech, ať v nich vytvářejí jakékoliv sloučeniny“⁵.

V dnešní době je zřejmé, že zákon zachování hmotnosti nemá přesnou platnost, pokud bychom chtěli pomocí něho popisovat reálné systémy. Je potřeba jej minimálně spojit se zákonem zachování energie, viz níže.

Pro důkaz a vysvětlení platnosti zákona o zachování hmotnosti žákům, lze využít experiment s hořením papíru. Vložíme papír do co nejlépe uzavřené nádoby, zvážíme nádobu i s papírem a hmotnost si zaznamenáme. Následně papír zapálíme a po reakci znovu nádobu s ohořelým papírem zvážíme. Tak by hmotnost vzniklých produktů měla odpovídat hmotnosti spotřebovaných reaktantů, neboť obsahuje stejné prvky ve stejném množství¹.

Cídlová² zmiňuje další možný příklad k vysvětlení a ověřování zákona zachování hmotnosti ve škole. Uvádí možnost využití výpočtu pomocí molárních hmotností látek do reakce vstupující a látek nově vzniklých.



2.2.2.2 Zákon zachování energie

Se zákonem zachování hmotnosti úzce souvisí a je jeho obdobou zákon zachování energie. První, kdo jej formuloval byl již zmiňovaný M. V. Lomonosov roku 1760. Téměř o jedno století později na něj navázal J. R. Mayer (1842) ve formě postulátu: Energii nelze vytvořit ani ji nelze zničit³.

Přesná formulace tohoto zákona zní: „Celková energie izolované soustavy se nemění, ať v ní probíhá jakýkoliv děj“⁵. Stejně jako předchozí, tak i zákon zachování energie nelze přesně využít pro popis reálného systému. Musí dojít ke spojení zákona zachování hmotnosti a zákona zachování energie.

2.2.2.3 Slučovací zákony

2.2.2.3.1 Zákon stálých poměrů slučovacích (1. Daltonův zákon)

Zákon stálých poměrů slučovacích poprvé vyřkl J. L. Proust roku 1799 a nezávisle na něm jej formuloval i J. Dalton. Znění tohoto zákona oba vědci definovali po prozkoumání sloučenin a určování hmotnostních poměrů prvků. Tento zákon zní: „Hmotnostní poměr prvků či součástí dané sloučeniny je vždy stejný a nezávislý na způsobu přípravy této sloučeniny“³. Neboli sloučenina se skládá z prvků, které jsou složeny z atomů, jež mají neustále stejnou hmotnost a jejich množství je v molekule vždy stejné a určujeme jej stechiometrickými koeficienty².

Cídlová² zmiňuje možný příklad k vysvětlení a ověřování zákona stálých poměrů slučovacích. Např. bylo mnohokrát zjištěno, že ve 100 g čisté vody je vždy přítomno 11,19 g vodíku a 88,81 g kyslíku.

Př: Při vzniku vody budou vždy kyslík a vodík reagovat v hmotnostním poměru 8:1 a nezáleží, v jak velkém množství vstupují do reakce.

H ₂ O	m (H)	:	m (O)		m (H)	:	m(OH)
	11,19	:	88,81	/:	11,19	:	17
	1	:	8				

Stejně jako u předchozích zákonů není znění tohoto zákona tak jednoduché a je potřeba jej zvážit. V současnosti musíme vzít v úvahu existenci izotopů, které tvoří v přírodě se vyskytující prvky nebo podobně musíme uvažovat o každé jednotlivé látce, která byla nějakým způsobem izotopově modifikována².

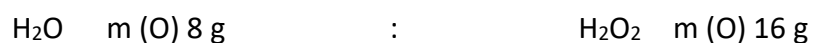
Př:² Obě sloučeniny jsou vody. Každá obsahuje však jiný izotop vodíku, tím pádem se změnil hmotností poměr 1:8, respektive 1:4.



2.2.2.3.2 Zákon násobných poměrů slučovacích (2. Daltonův zákon)

Zákon násobných poměrů slučovacích neboli druhý zákon Daltonův vystihl Richter roku 1791 a později jej upřesnil Dalton (1802). „Podle tohoto zákona jsou hmotnosti jednoho prvku, který se slučuje se stejným množstvím prvku druhého, vzájemně v poměrech, které lze vyjádřit malými celými čísly“³.

Př: Máme-li vodík o hmotnosti 1 g, tak ve vodě na něj připadá kyslík o hmotnosti 8 g. Naopak v peroxidu vodíku připadá na vodík o stejné hmotnosti kyslík o hmotnosti 16 g. Hmotností poměr kyslíku ve vodě a peroxidu vodíku lze vyjádřit tedy 1:2³.



V současnosti tato teorie není zcela přesná, a ne vždy platí pravidlo, že prvky se slučují v poměru malých celých čísel. Na příkladu níže je znázorněn daný problém.

Př: 2 V methanu CH₄ připadá na 9 g vodíku 27 g uhlíku. Ve sloučenině C₁₇H₃₆ připadá na stejné množství vodíku 51 g uhlíku. Hmotností poměr uhlíků je 9:17, jedná se sice o celá čísla, ale ne malá.

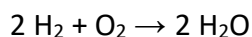
CH ₄		C ₁₇ H ₃₆	
m (C)	:	m(H)	
1·12	:	4·1	
3	:	1	/·9
27 g	:	9 g	
m (C)	:	m(H)	
17·12	:	36·1	
204	:	36	/:4
51 g	:	9 g	

m (C)	:	m (C)
27 g	:	51 g
9	:	17
		/:3

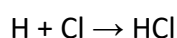
2.2.2.3.3 Zákon stálých poměrů objemových

Poprvé zákon stálých poměrů objemových formuloval francouzský vědec J. L. Gay-Lussac roku 1805. Podle něj jsou objemy dvou plynů, které se spolu slučují bezzbytku, a objemy plynných produktů vzniklých během reakce, měřené za téže teploty a tlaku, navzájem v poměru celých a zpravidla malých čísel.

Pomocí Daltonovy atomové teorie nebylo však možné vysvětlit, proč z dvou objemů vodíku a jednoho objemu kyslíku vznikají dva objemy vodní páry.

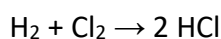


Problém v této teorii je možné také uvést na příkladu slučování vodíku a chloru na chlorovodík.



Z této rovnice a Daltonovy atomové teorie vyplývá, poměr objemů reaktantů a produktů by měl být 1:1:1, avšak experimenty dokázaly objemový poměr 1:1:2. Tyto důkazy vedli

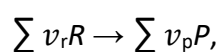
Avogadra k zavedení pojmu molekula. Na základě této domněnky lze zákon o stálých poměrech objemových dovysvětlit, a to tím způsobem, že základními částicemi plynných látek (a to se jedná i prvků) jsou molekuly a že každé molekule přísluší v kterékoliv plynné látce za stejné teploty a tlaku týž střední objem, nezávislý na druhu molekul. Z této podmínky lze vysvětlit poměr již zmiňované reakce vzniku kyseliny chlorovodíkové slučováním vodíku a kyslíku, a to v objemovém poměru 1:1:2⁶.



Tento závěr, který označujeme jako Avogadrův zákon, lze formulovat tímto způsobem: „Ve stejných objemech různých plynů a par je za stejného tlaku a teploty stejný počet molekul“³.

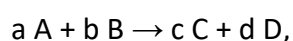
2.2.3 Formální zápis chemické reakce

Formální zápis chemické reakce znázorňujeme pomocí chemické rovnice, která vystihuje látky, které do dané reakce vstupují nebo ty, které při reakci vznikají a v jakých poměrech jsou k sobě navzájem množství jednotlivých látek výchozích i látek, jež jsou produktem reakce. Pomáhá nám zjednodušit identifikaci produktů a reaktantů. Zápis chemické rovnice se nejčastěji provádí tímto způsobem: Na levé straně se pomocí chemických vzorců uvádějí látky vstupující do reakce (reaktanty), a naopak na pravé straně látky reakcí vznikající (produkty). Místo rovnítka se zaznamenává šipka, která nám udává směr průběhu reakce, směřující od reaktantů k produktům⁶. Obecný tvar chemické rovnice je:



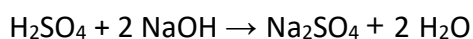
kde R neboli reaktanty jsou látky, které vstupují do chemické reakce, a naopak P jako produkty, které vznikají, ν_r a ν_p značí stechiometrické koeficienty reaktantů a produktů¹.

Obecný tvar chemické rovnice lze zapsat i jednodušším způsobem, který je uváděn níže:

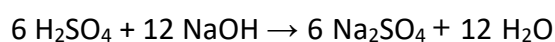


kde A a B jsou reaktanty, C a D jsou produkty a a , b , c , d jsou stechiometrické koeficienty.

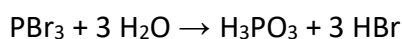
Stechiometrie je nauka zabývající se tím, v jakých molárních poměrech jsou k sobě jednotlivé látky, které se účastní reakce. Stechiometrické koeficienty jsou čísla, pomocí nichž vyčíslujeme chemické rovnice, vždy se píšou před vzorce látek (jedničky nikoliv). Většinou je cílem docílit, aby stechiometrické koeficienty byla co nejmenší celá čísla, např. reakce kyseliny sírové s hydroxidem sodným za vzniku síranu sodného a vody se vyjadřuje pomocí rovnice:



Výše zmíněná rovnice se naopak neuvádí ve tvaru:



Při vyčíslování chemických rovnic je potřeba vždy splnit podmínku, že každému druhu atomu uvedenému na levé straně rovnice odpovídá též počet atomů téhož druhu na straně pravé, tzv. podmínka zachování druhu atomu. Pokud do rovnice vstupují nabitě částice, je potřeba aby součet nábojů na levé a pravé straně byl shodný, tzv. podmínka zachování elektrického náboje⁵. Při splnění daných podmínek chemická rovnice charakterizuje látkovou bilanci příslušné chemické reakce.

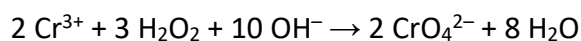


Bilance atomů: 1 P = 1 P

3 Br = 3 Br

6 H = 3 H + 3 H

3 O = 3 O



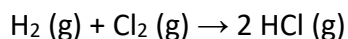
Bilance atomů: 2 Cr = 2 Cr

6 H + 10 H = 16 H

6 O + 10 O = 8 O + 8 O

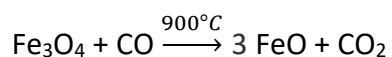
Bilance nábojů: 2 · (3+) + 10 · (1-) = 2 · (2-)

Při zápisu chemické reakce chemickou rovnicí lze využít další možné symboly, kterými můžeme více konkretizovat údaje o dané reakci. Příkladem mohou být symboly pro skupenské stavy, které se píšou do závorek za dané sloučeniny. Vždy se jedná o skupenský stav sloučeniny, v němž se při dané reakci nachází. Pro pevné látky platí označení odvozené ze slova solidus – *s*, pro kapaliny liquidus – *l*, pro plynné látky gaseus – *g* nebo *aq* pro vodný roztok. Příkladem zápisu reakce s informacemi o skupenském stavu může být:



Někdy se také za vzorec sloučeniny do závorky může uvádět šipka směřující nahoru (↑), která symbolizuje plynný reakční produkt, který ze systému uniká. Naopak šipka směřující dolů (↓) vyjadřuje, že vznikající látka se nachází v tuhé fázi a jedná se o tzv. sraženinu.

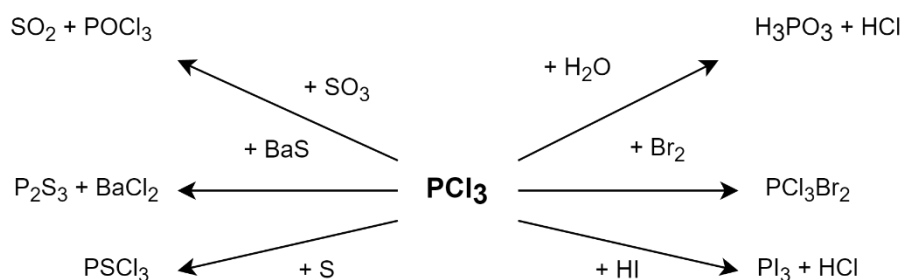
Při zápisu chemické reakce lze nad šipku určující směr od reaktantů k produktům připojit údaje např. o teplotě nebo tlaku, za kterých daná reakce probíhá.



Také se někdy mohou objevit informace ohledně katalyzátoru, popřípadě rozpouštědla, v němž se děj uskutečňuje. Někdy se také můžeme setkat s číselným údajem o množství tepla, které se spotřebovalo nebo naopak uvolnilo při procesu. Tato konkrétní hodnota se udává také do závorky vedle rovnice vpravo⁵. Tento způsob lze doložit tímto příkladem:



Dle Klikorky⁵ je další možnou alternativou tzv. reakční schéma, které je možné využít ke znázornění sledů určitých chemických reakcích realizovaných uměle. Reaktant, v tomto případě substrát, je umístěn ve středu schématu a od něj jsou znázorněny šipky, vzorce a další symboly znázorňující ostatní zúčastněné reaktanty (neboli činidla), produkty reakce a popřípadě podmínky, za kterých děj probíhal. Jako příklad uvádí schéma reakční přeměny chloridu fosforitého:



Obr. 2 - Reakční schéma přeměny chloridu fosforitého⁵

2.2.4 Základní klasifikace chemických reakcí

Všechny chemické děje lze rozdělit na několik základních typů. Tím, jak docházelo k rozvoji vědy, získávání nových informací a poznatků, rozvíjela se i třídění chemických přeměn dle různých kritérií. V dřívějších dobách se lidé spíše zajímali o kritéria, která byla vidět z vnějšku při průběhu děje. V současnosti se spíše zajímáme o to, co se děje uvnitř tzv. mikromechanismy. Jak již bylo zmíněno, chemické reakce lze dělit podle různých kritérií, záleží pouze na tom, které z nich upřednostníme. Mezi tato kritéria lze zařadit:

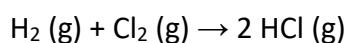
- vnější změny během reakce
- vazebné změny při reakci
- reagující nebo přenášené částice
- energetické změny během reakce
- průběh reakcí aj.

Kritérií, podle nichž se dají rozdělit chemické reakce, je velké množství. Níže uvádím několik možných způsobů třídění chemických reakcí.

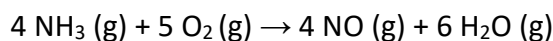
2.2.4.1 Podle skupenského stavu reaktantů a produktů

2.2.4.1.1 Homogenní reakce

Homogenní systém lze definovat jako systém, při kterém jsou všechny látky v jedné fázi na počátku, během i na konci reakce. Příkladem homogenní reakce, kdy látky jsou v plynné fázi, je slučování vodíku a chloru za vzniku chlorovodíku.



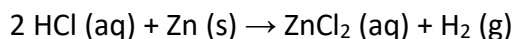
Dalším možným příkladem homogenní reakce je oxidace amoniaku za vzniku oxidu dusnatého. Jedná se o významnou reakci z hlediska průmyslové výroby, oxid dusnatý se dá využít na výrobu užitečných látek jako jsou kyselina dusičná, dusíkatá hnojiva aj. Z hlediska reakčního tepla (viz kap. 2.2.4.2) se jedná o exotermickou reakci probíhající za vysoké teploty cca 900°C.



Důležitou podmínkou této reakce je přítomnost katalyzátoru (viz kap. 2.2.5.4) platiny a rhodia^{4,8}.

2.2.4.1.2 Heterogenní reakce

V heterogenních systémech na rozdíl od homogenních probíhají reakce, při nichž dochází na fázovém rozhraní reaktantů ke změnám skupenství. Příkladem tohoto typu přeměny může být např. reakce kyseliny chlorovodíkové s kovem, v tomto případě zinkem za vzniku soli této kyseliny.

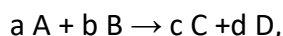


Další možnou ukázkou heterogenní reakce běžně využívané i při laboratorních cvičeních je rozklad pevného uhličitanu vápenatého působením kyseliny chlorovodíkové⁸.



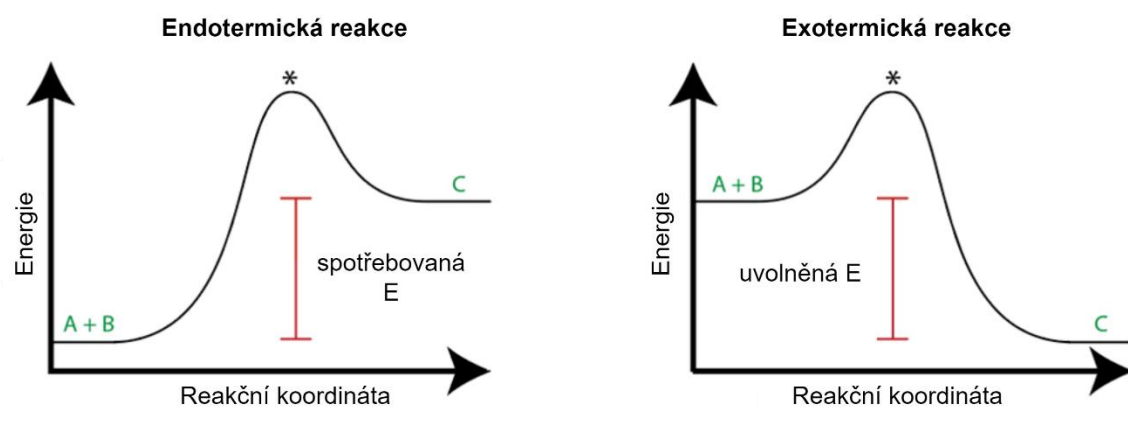
2.2.4.2 Podle změn energie

Při průběhu chemické reakce je vždy potřeba dodat částicím vstupujícím do reakce potřebné množství aktivační energie E_A . Z tohoto tvrzení vyplývá, že během chemického děje dochází vždy ke změně energie, kterou vyjadřuje reakční teplo. Výměnou tepla během chemických reakcí se zabývá termochemie. Množství uvolněného nebo pohlceného tepla závisí nejen na množství reagujících látek, ale i na fázi, případně modifikaci, v níž se za daných podmínek nacházejí, a na způsobu, jakým reakce probíhá. Reakční teplo Q_r je teplo, které si systém vymění s okolím za konstantní teploty při dané reakci a jeho množství je vždy spojeno se zápisem chemické rovnice. Bude-li reakce vyjádřena rovnicí



bude reakční teplo odpovídat teplu, které si systém vymění s okolím, když bude reagovat a molů látky A s b moly látky B za vzniku c molů látky C a d molů látky D. Malé písmeno symbolizuje stechiometrický koeficient a velké písmeno symbolizuje reagující látku. U izobarického děje je reakční teplo rovno změně entalpie^{3,7}.

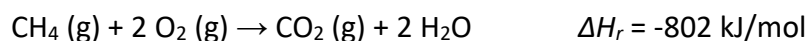
Pokud jsou reaktanty a produkty chemické reakce ve standardních stavech, konstantní teplota a standardní tlak ($p^{\text{st}} = 101\,325\text{ Pa}$), mluvíme o standardní reakční entalpii ΔH_r° . Podle ní můžeme rozdělit chemické reakce na exotermické a endotermické^{3,7}.



Obr. 3 - Závislost E na reakční koordinátě u endo a exotermické reakce (převzato z literatury¹⁰)

2.2.4.2.1 Exotermické reakce

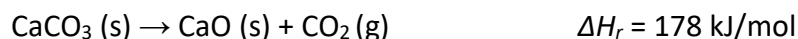
Při exotermických reakcích se změna energie projeví uvolněním tepla do okolí. Konečné produkty mají nižší hodnotu energie než reaktanty na začátku reakce, proto má reakční entalpie záporné znaménko, $\Delta H_r^\circ < 0$ (viz obr. 3). Během reakce jsou nahrazovány slabší vazby pevnějšími vazbami. Během této reakce často dochází k výrazným tepelným či světelným změnám. Příkladem tohoto typu děje je spalování methanu.



2.2.4.2.2 Endotermické reakce

Chemické reakce, při nichž se teplo spotřebovává systémem, se nazývají endotermické. Ve většině případů je třeba dodat energii ve formě tepla, pokud ji nedodáme reakce nezačne probíhat nebo se zastaví. V tomto případě mají nejvyšší energii produkty a tím pádem je reakční entalpie kladná ($\Delta H_r^\circ > 0$). Nejvýznamnější endotermickou reakcí je

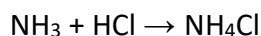
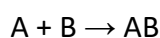
proces fotosyntézy. Dalším možným příkladem je např. tepelný rozklad vápence na oxid vápenatý a oxid uhličitý.



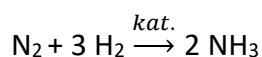
2.2.4.3 Podle vnějších změn při reakci

2.2.4.3.1 Skladné reakce

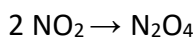
Syntéza, jinak řečeno reakce skladné neboli adiční, jsou děje, při nichž do reakce vstupují dvě a více látek a vznikne jeden produkt mnohdy složitější než původní látky. V organické chemii hovoříme o tzv. adičních reakcích.



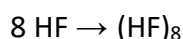
Syntetické reakce jsou často průmyslově využívány a bývají pojmenovány po svých objevitelích. Jedním z příkladů může být Haber-Boschova syntéza amoniaku, při této reakci amoniak vzniká sloučením vodíku a dusíku za vysoké tlaku a teploty (100 MPa, 500 °C) a použití železa jako katalyzátoru.



Zvláštním typem těchto reakcí jsou reakce, při nichž dochází ke slučování dvou totožných molekul stejné látky a vzniká větší molekula. V tomto případě se využívá označení dimerace, při které vzniká dvojnásobná molekula, pro kterou se používá pojmenování dimer. Jako konkrétní příklad lze uvést reakci dvou molekul oxidu dusičitého.

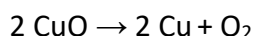
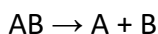


Pokud dochází ke slučování 3 a více molekul, je takový děj označován pojmem polymerace. Tyto polymerační reakce jsou typické pro organické látky. V případě anorganických látek lze jako příklad uvést polymeraci fluorovodíku, který je v plynném skupenství².



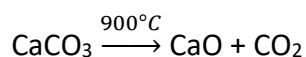
2.2.4.3.2 Rozkladné reakce

Jedná se o děje, při kterých se složitější látky disociují na látky jednodušší. V tomto případě hovoříme o tzv. analýzách a jedná se o opačný proces k syntézám. V organické chemii se používá termín eliminace.

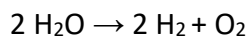


Z hlediska změny energie se jedná většinou o reakce endotermické neboli je potřeba dodat teplo pro uskutečnění děje, při kterém dochází k rozbití chemických vazeb. Energii systému můžeme dodat několika možnými způsoby a podle tohoto kritéria lze analytické reakce rozdělit na^{3,8}:

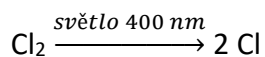
- I. **Termolýza** – rozklad teplem např. zahřívání uhličitanu vápenatého za vzniku oxidu vápenatého a oxidu uhličitého



- II. **Elektrolýza** – rozklad elektrickým proudem např. elektrolýza vody na vodík a kyslík

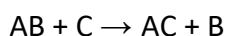


- III. **Fotolýza** – rozklad elektromagnetickým zářením (fotodisociace)

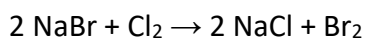
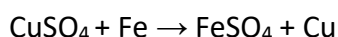


2.2.4.3.3 Reakce vytěšňovací

Při reakcích vytěšňovacích neboli substitučních dochází k výměnám atomů nebo funkčních skupin za atomy, popřípadě skupiny jiné mezi sloučeninami.

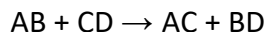


Příkladem může být vytěšnění mědi ze síranu měďnatého železem. V průběhu reakce je z celkového hlediska počet částic neměnný⁸.

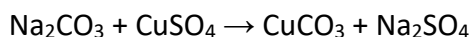


2.2.4.3.4 Podvojná záměna

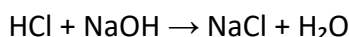
Podvojná záměna neboli konverze je reakce, při které si látky vymění vzájemně atomy či funkční skupiny.



Mezi tyto typy patří časté děje jako jsou neutralizace nebo srážení. Příkladem může být reakce uhličitanu sodného se síranem měďnatým, kdy dojde k vysrážení uhličitanu měďnatého a jako vedlejší produkt vzniká síran sodný.

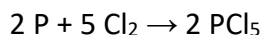


Reakce kyseliny chlorovodíkové a hydroxidu sodného, při které vzniká sůl, v tomto případě chlorid sodný a voda, je tzv. neutralizace (viz kap. 2.2.5.1.2)⁶.



2.2.4.4 Podle typu, charakteru a účinku reaktantu působícího chemickou změnu substrátu

Zavádí-li se reaktant do substrátu, např. chlor (halogen), poté se děj označuje jako tzv. chlorace, obecně halogenace, a reaktant je chloračním (halogenačním) činidlem.



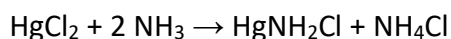
Tyto typy reakcí jsou běžné především v organické chemii, kdy se zavádějí do substrátu celé skupiny jako je např. nitrátová, sulfonová nebo acetylová skupina, a děje se pak označují jako nitrace, sulfonace, acetylace aj. V případě zavádění atomu vodíku hovoříme o hydrogenaci, naopak u molekul vody o hydrataci, respektive u jiných typů rozpouštědel o tzv. solvataci⁵.

2.2.4.5 Podle typu rozpouštědla, které podléhají rozkladným reakcím se substráty

Je-li rozpouštědlem voda, která reaguje se substrátem, označujeme tento děj jako hydrolýzu, respektive hydrolytickou reakci. Příkladem tohoto typu je reakce sulfidu hořečnatého atakovaného vodou, produkty této reakce jsou hydrogensulfid hořečnatý a hydroxid hořečnatý.



Pokud je rozpouštědlem jiná látka než voda, označujeme tuto reakci jako tzv. solvolýzu. Příkladem takového typu děje může být amonolýza chloridu rtuťnatého⁵.

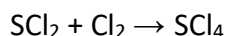


2.2.4.6 Podle reagujících částic

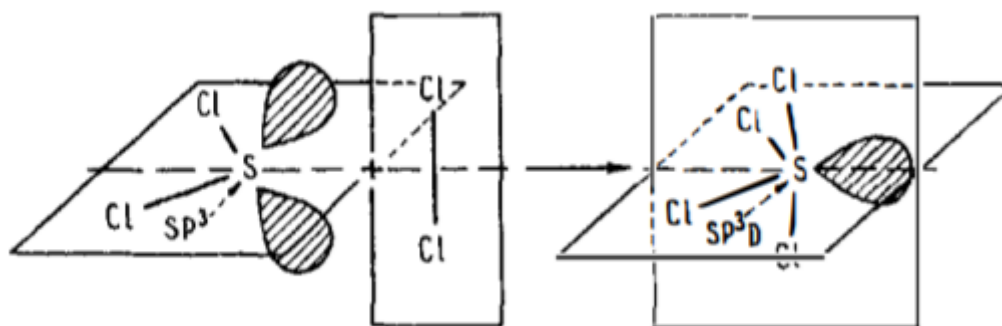
Podle tohoto kritéria rozdělujeme chemické děje na molekulové, iontové a radikálové.

2.2.4.6.1 Molekulové reakce

V anorganické chemii se s tímto modelem molekulového mechanismu setkáme zřídka. Jako konkrétní příklad lze uvést reakci chloru s dichlorsulfanem, jako produkt vzniká chlorid siřičitý.



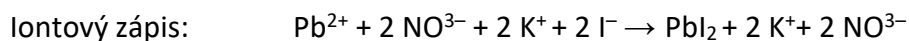
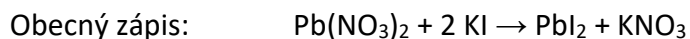
Molekulový mechanismus této reakce (viz obr. 4) se z praktického hlediska od rovnice moc neliší. Dochází ve vhodném okamžiku ke srážce molekuly chloru s lomenou molekulou dichlorsulfanu, která má dva ne vazebné elektronové páry připoutané na atomu síry. Během této akce zanikne vazba mezi dvěma chlory, jeden ne vazebný elektronový pár na atomu síry zanikne a vzniknou dvě nové vazby mezi sírou a chlorem. Takto zformovaná nová molekula chloridu siřičitého SCl_4 odpovídá tvarově zdeformovanému tetraedru a lze ji definovat hybridizací sp^3d na atomu síry, v takovém případě označujeme tento tvar jako trigonální bipyramidu. Tento konkrétní proces probíhá najednou neboli součinně, proto lze využít i označení součinné procesy. Přesun vazeb postupuje v jednom kroku a zúčastňující se částice mají pouze molekulový charakter, proto lze tento mechanismus pojmenovat jako molekulový⁵.



Obr. 4 - Molekulový mechanismus reakce vzniku chloridu siřičitého (převzato z literatury⁵)

2.2.4.6.2 Iontové reakce

V anorganické chemii většina reakcí probíhá iontovým způsobem. Jedná se především o děje uskutečňující se ve vodných roztocích, popřípadě v roztocích jiných polárních rozpouštědel. Základní podmínkou je účast pouze iontů a nedisociovaných molekul. Tyto typy dějů lze zapsat pomocí iontových rovnic. Příkladem takového zápisu může být srážení dusičnanu olovnatého s jodidem draselným za vzniku sraženiny jodidu olovnatého.



Jelikož se na srážecí reakci podílí pouze dva druhy iontů – olovnatý a jodidový, lze výslednou iontovou reakci zapsat zjednodušeně (viz rovnice níže).



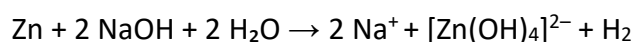
Dle Klikorky⁵ lze mezi anorganické iontové reakce zařadit tyto:

I. Rozpouštěcí reakce

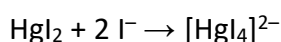
- a. Rozpouštění např. kovů v kyselinách



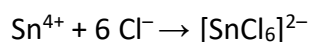
- b. Rozpouštění v zásaditých hydroxidech



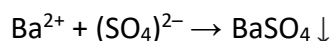
c. Rozpouštění sraženin za vzniku komplexních iontů



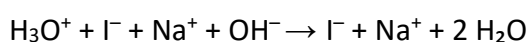
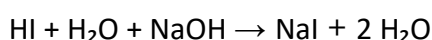
II. Vytvoření koordinačních sloučenin v roztocích



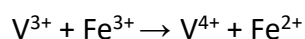
III. Srážecí reakce nebo krystalizace rozpustných látek z roztoků



IV. Acidobazické reakce př. neutralizace

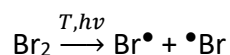


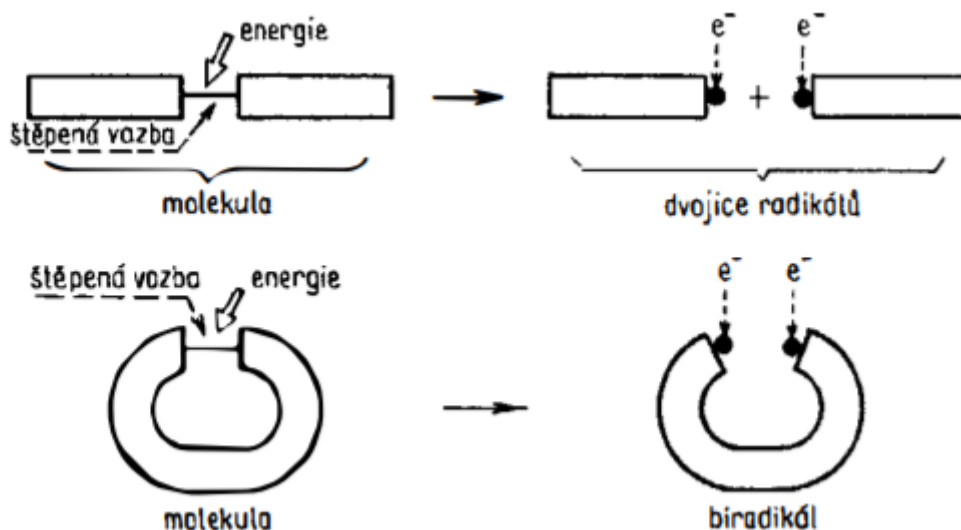
V. Oxidačně-redukční reakce



2.2.4.6.3 Radikálové reakce

Radikálové reakce jsou zvláštním typem reakcí, při kterých vznikají přechodná uskupení atomů, tzv. radikály neboli částice s nepárovým elektronem. V některých případech může být těchto elektronů i více, v takovém případě hovoříme o biradikálech. Radikály jsou velmi nestabilní a často podléhají dalším reakcím. Radikály lze vytvořit pomocí homolytického štěpení vazeb, při kterém se štěpí kovalentní vazba mezi atomy symetricky, jedná se o atomy s podobnou hodnotou elektronegativity. Takovéto štěpení způsobuje světelná nebo tepelná energie, která působí na vazby v molekule. Většina radikálových reakcí probíhá řetězovým mechanismem (viz kap. 2.2.4.6.3)⁵.



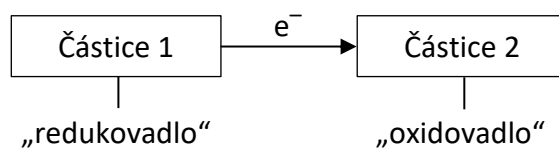


Obr. 5 - Schématické znázornění vzniku radikálu/biradikálu homolytickým štěpením (převzato z literatury⁵)

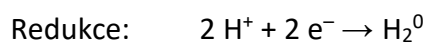
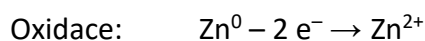
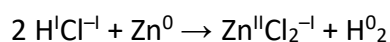
2.2.4.7 Podle druhu přenášené částice

2.2.4.7.1 Reakce redukčně-oxidační (redoxní)

Redoxní reakce jsou takové děje, při nichž dochází k přenosu elektronů a s tím souvisí změna oxidačních čísel. Atomy, jež jsou příjemci elektronu (redukují se), snižují své oxidační číslo, naopak atomy odevzdávající elektrony (oxidují se), zvyšují hodnotu svého oxidačního čísla. Z tohoto tvrzení je patrné, že redoxní reakce lze charakterizovat dvěma poloreakcemi, tj. redukčním a oxidačním dějem, respektive redukcí a oxidací. Základní podmínkou je, že oba děje musí probíhat současně.

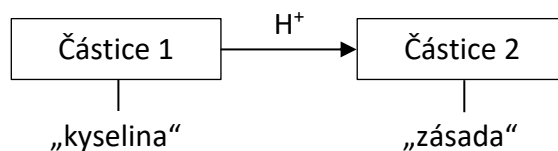


Jako příklad redoxního děje si můžeme uvést reakci kovu s kyselinou, v tomto případě zinek reaguje s kyselinou chlorovodíkovou za vzniku chloridu zinečnatého a vodíku.

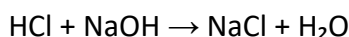


2.2.4.7.2 Reakce protolytické (acidobazické)

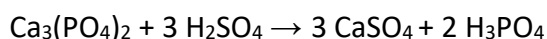
Protolytické reakce jsou charakterizované přenosem protonu (H^+). Jelikož dochází k reakci kyseliny (acidum) a zásady (báze), využívá se i jiné označení, tj. acidobazické reakce. Kyselina v průběhu chemického děje odštěpuje proton, zásada je naopak příjemcem protonu.



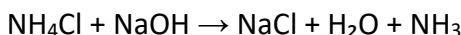
Klasickým příkladem těchto typů reakcí jsou neutralizační děje, při kterých interagují kyseliny se zásadami za vzniku soli kyseliny a vody.



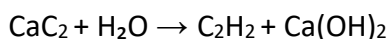
Mezi protolytické děje lze zařadit i vytěsnění slabší kyseliny silnější kyselinou.



Obdobný princip lze uvést i u vytěsnění mezi zásadami.



U hydrolytických reakcí dochází též k přenosu kladně nabitého protonu^{5,8}.

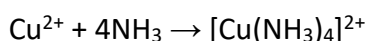


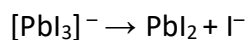
2.2.4.7.3 Reakce koordinační (komplexotvorné)

Během reakce mezi reaktanty dochází k přenosu celých skupin atomů, atomů, iontů či molekul. V průběhu reakce dochází ke koordinaci a vzniku vazby mezi stavebními částmi látek.



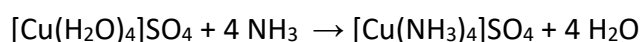
Nejčastější koordinační děje lze charakterizovat změnou koordinační sféry středového atomu, při které dochází k vytvoření, popřípadě rozpadu komplexotvorných částic⁵.





Jedná se o reakce, při kterých vznikají koordinační neboli komplexní sloučeniny. Tyto látky lze definovat jako sloučeniny obsahující centrální atom či ion, na který jsou navázány ligandy pomocí koordinačně kovalentních vazeb. Centrální atomy/ionty jsou většinou přechodné prvky s neobsazenými valenčními orbitaly, které zaplňují volnými elektronovými páry a stávají se tzv. akceptory elektronů. Dárci neboli donory elektronů bývají anionty či neutrální molekuly, musí obsahovat volný elektronový pár a označujeme je jako tzv. ligandy.

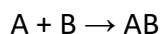
Mezi další typické koordinační reakce lze zařadit ty, během nichž probíhá výměna ligandů.



2.2.4.8 Podle počtu probíhajících reakcí

2.2.4.8.1 Izolované reakce

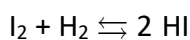
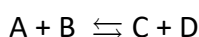
Izolované reakce probíhají v soustavě sami. Z hlediska reakční kinetiky se jedná o výhodné reakce, protože slouží ke studování základních problémů reakční kinetiky.



2.2.4.8.2 Simultánní reakce

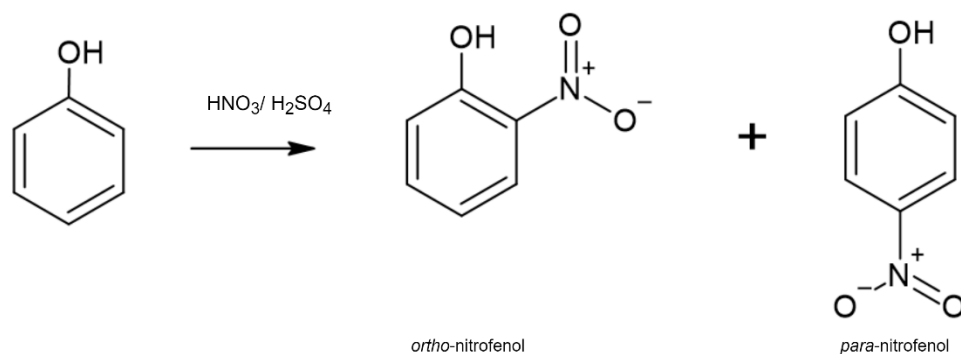
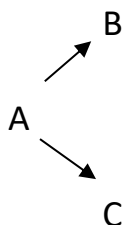
Simultánní reakce lze definovat jako reakce, při kterých v soustavě probíhá několik dějů najednou. Tyto reakce lze dle Vacíka³ rozdělit do tří základních typů:

- I. **Zvratné reakce** – Jsou definovány jako reakce, při kterých se současnou reakcí probíhá i ta zpětná. Příkladem takového děje je tvorba jodovodíku z jodu a vodíku. Zároveň probíhá jeho rozklad zpět na oba prvky jod a vodík. Tento typ reakcí musíme předpokládat u všech reakcí, které po určité době dospějí do rovnovážného stavu. Tento typ lze vyjádřit obecným schématem:



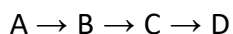
- II. **Bočné reakce** – V tomto případě z výchozí látky mohou vznikat různé produkty. Příkladem je nitrace fenolu, jako produkty v tomto případě vznikají *ortho*-nitrofenol a

para-nitrofenol. Tyto chemické děje jsou velmi časté a cílem reakční kinetiky je najít konkrétní podmínky, za nichž v ideálním případě nedochází k bočním reakcím, nebo lze omezit na minimum nežádoucí reakce. Obecné schéma bočných reakcí je možné vyjádřit tímto způsobem:



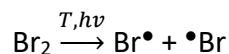
Obr. 6 - Nitrace fenolu

III. **Následné reakce** – Následné reakce neboli konsekutivní lze vyjádřit obecným schématem.

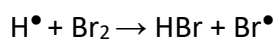
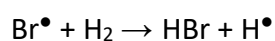


Mezi následné reakce se řadí i reakce řetězové (speciální případ radikálových reakcí). První krok souvisí se vznikem radikálů, které následně reagují s výchozími částicemi na produkty a další radikály. Jako příklad lze uvést reakci vodíku s bromem za vzniku bromovodíku^{3,5}.

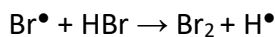
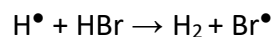
V prvním kroku vznikají aktivní částice tzv. radikály s jedním nepárovým elektronem. Tuto fázi označujeme pojmem iniciace. Ke vzniku radikálů je potřeba působení světelné či tepelné energie.



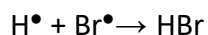
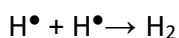
Další fázi lze charakterizovat reakcí radikálů bromu s atomy vodíku, vznikají molekuly bromovodíku a radikály vodíku, které napadají zbylé molekuly bromu. Vzniká znovu molekula bromovodíku. O tomto kroku hovoříme o jako tzv. propagaci, lze jej charakterizovat jako cyklický, řetězový.



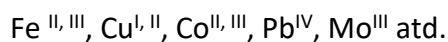
Souběžně s druhým krokem (propagací) probíhá i reakce opačným směrem, je to způsobeno nově vzniklými vazbami. V tomto případě mluvíme o tzv. retardačním ději.



Posledním krokem neboli ukončením dochází k zániku radikálů, radikály spolu reagují za vzniku neutrální molekuly (rekombinace). Třetí fáze je označována jako terminační.



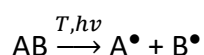
Řetězové reakce jsou charakteristické i při vzniku makromolekulárních látek. Při iniciaci mohou radikály vznikat i jiným způsobem než účinkem světla či tepla. Další možným činitelem jsou oxidační a redukční činidla, která svým vlivem na látky vytvářejí radikály. Příkladem těchto činidel jsou sloučeniny obsahující atomy v daných oxidačních číslech^{3,5}:



2.2.4.9 Podle typu štěpení vazeb

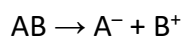
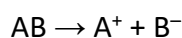
2.2.4.9.1 Homolýza

Homolytické štěpení neboli symetrické štěpení označuje rozpojování kovalentních vazeb, při kterém si každý z atomů zúčastňujících se chemické vazby ponechá jeden elektron z páru. Vznikají dočasně reaktivní částice tzv. radikály. Většinou tento průběh štěpení je typický mezi dvěma atomy s velmi podobnou elektronegativitou. Toto štěpení je možné vyvolat např. pomocí ultrafialového záření, peroxidem, dodáním tepla aj⁸.



2.2.4.9.2 Heterolýza

Během heterolytického štěpení dochází k nesymetrickému rozkladu neutrální molekuly. Jeden z atomů si odebere dva elektrony, vznikne aniont, druhý atom má elektronů nedostatek a nazývá se kationt. Energie, která je potřebná k rozštěpení vazby, se označuje jako disociační. Toto štěpení je typické pro dvě částice s velkým rozdílem elektronegativit. Heterolytické štěpení probíhá často u organických molekul⁸.



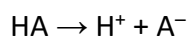
2.2.5 Vybrané typy chemických reakcí

2.2.5.1 Acidobazické reakce

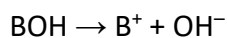
Acidobazické reakce neboli protolytické lze charakterizovat jako reakce, při nichž spolu interagují kyseliny a zásady, během této reakce dochází k výměně protonu H⁺. Tyto látky lze definovat pomocí tří základních teorií.

2.2.5.1.1 Teorie kyselin a zásad

Základní podmínkou této teorie je představa o kyselinách a zásadách, které lze definovat jako elektrolyty. Elektrolyty jsou látky, které se v roztoku či tavenině disociují na ionty. Jedna z teorií (Arrheniova) charakterizuje kyseliny a zásady ve vodném prostředí. Kyseliny jsou schopné odštěpit proton H⁺, naopak zásady jsou schopny odštěpit iont OH⁻. Obecný zápis pro disociaci kyseliny (HA) lze vyjádřit rovnicí:

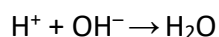


Obecný zápis pro disociaci zásady (BOH) lze popsat podobným principem:

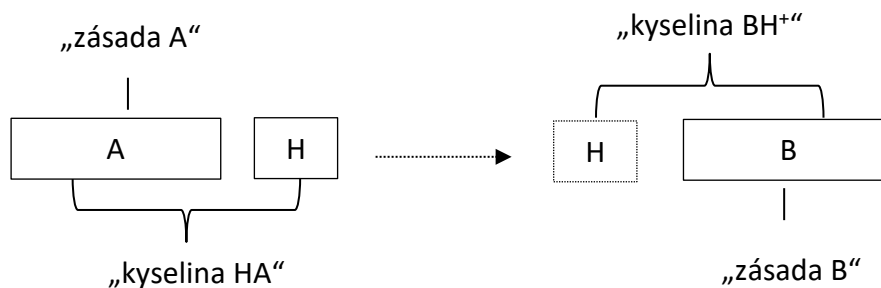


Nevýhoda Arrheniovy teorie spočívá v definici zásad, protože existují látky, které se chovají jako báze, ale neobsahují OH^- iont a nejsou tedy schopné jej odštěpit. Dalším problémem je, že tuto teorii lze aplikovat pouze na vodné roztoky.

V důsledku toho se využívá obecnější teorie kyselin a zásad, tj. Brønstedova teorie. Výhodou této teorie je, že nevyžaduje vodné prostředí. Kyseliny jsou látky, které jsou schopné odštěpit proton H^+ a zásady jsou látky, které jsou schopné jej přijmout. Obě tyto látky tvoří tzv. konjugovaný pár a liší se vzájemně o jeden proton H^+ . Každé kyselině odpovídá konjugovaná zásada^{3,7}.



Toto tvrzení je možné znázornit obecným schématem⁵:



Částice HA je v tomto případě kyselinou, pokud dojde k přenosu protonu na částici B, která díky své schopnosti přijmout proton je zásadou, vzniká BH^+ . Tento útvar se chová podle této teorie jako kyselina, protože je schopná proton odštěpit. Aniont A^- je ochotný proton přijmout a lze jej definovat jako zásadu⁵.

Mnohem elementárnější teorií je tzv. solvotemie kyselin a zásad, kterou formulovali Guttmann a Lindqvist, kteří se snažili navázat na Brønstedovo tvrzení. Výhodou na rozdíl od předchozí je možnost využití nejen u protických, ale i aprotických typů rozpouštědel. Základní podmínkou je, že každé rozpouštědlo je autoionizováno. Kyselina (solvokyselina) je charakterizovaná jako látka, která při reakci s rozpouštědlem zvyšuje koncentraci kationtů,

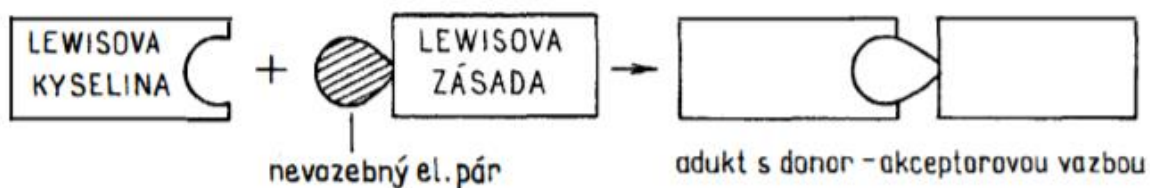
kteře jsou produktem tzv. autoionizace. Zásadu (solvozásadu) lze definovat opačným způsobem, kdy při reakci zvyšují koncentraci aniontů vytvářených autoionizací rozpouštědla⁵. Příkladem protického rozpouštědla můžou být děje uskutečňující se v roztoku amoniaku.



Příkladem aprotického rozpouštědla je oxid siřičitý.



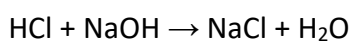
Nejobecnější teorií o kyselinách a zásadách je teze, kterou představil roku 1923 Lewis a po němž je pojmenována. Uplatňuje se při objasnění reakčních mechanismů reakcí organických látek. Kyselina je látka s volným neboli vakantním orbitalem, který se zaplňuje volným elektronovým párem, který přijímají od jiných látek. Jedná se o tzv. akceptory a jsou to všechno elektrofilní částice. Jako konkrétní případ lze uvést BCl_3 , AlCl_3 , či kationty H^+ , Ag^+ . Zásada je definována jako donor volného elektronové páru, který může darovat jiné látce, jedná se tedy o všechny nukleofilní částice. V tomto případě je jako příklad zásady NH_3 , H_2O . Dle tohoto tvrzení jsou Lewisovy zásady shodné se zásadami Brönstedovými, neboť látka, která má k dispozici volný elektronový pár, může být zároveň akceptorem protonu^{5,8}. Lewisovu teorii je proto možné vyjádřit zjednodušeným schématem.



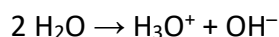
Obr. 7 - Lewisova teorie kyselin a zásad (převzato z literatury⁵)

2.2.5.1.2 Neutralizace

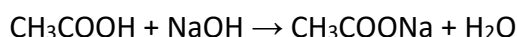
Neutralizace je chemický děj, při němž reagují kyseliny a zásady. Produktem tohoto typu reakce je sůl příslušné kyseliny a voda. Klasickým příkladem této reakce je interakce kyseliny chlorovodíkové a hydroxidu sodného, vzniká chlorid sodný a zmiňovaná voda.



Nejčastějším prostředím, ve kterém tyto děje probíhají, jsou vodné roztoky. Voda patří mezi stálé látky, jejichž molekuly jsou schopny přijímat nebo odevzdávat protony, tudíž se mohou chovat buď jako kyseliny, nebo jako zásady. Ve vodě dochází k disociaci, kterou lze popsat rovnicí:



Dalším vzorovým příkladem může být reakce organické kyseliny octové s hydroxidem sodným, při kterém vzniká octan sodný a voda.



Polohu rovnováhy při disociaci vody lze vyjádřit pomocí rovnovážné konstanty, která se nazývá iontový součin vody K_v a platí pro ni vztah:

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

Aktivita vody je rovna 1 a aktivity iontů jsou definovány vztahy: $a_{\text{H}_3\text{O}^+} = \frac{c_{\text{H}_3\text{O}^+} \cdot \gamma_{\text{H}_3\text{O}^+}}{c^{\text{st}}}$ a $a_{\text{OH}^-} = \frac{c_{\text{OH}^-} \cdot \gamma_{\text{OH}^-}}{c^{\text{st}}}$.

Jelikož je standardní koncentrace $c^{\text{st}} = 1 \text{ mol dm}^{-3}$ a aktivitní koeficienty $\gamma_{\text{H}_3\text{O}^+}$ a γ_{OH^-} se blíží jedné, potom lze iontový součin vody zapsat zjednodušeně vztahem:

$$K_v = c_{\text{H}_3\text{O}^+} \cdot c_{\text{OH}^-}$$

Podle množství iontů H_3O^+ a OH^- lze vyjádřit, zda se jedná o neutrální, kyselý či zásaditý roztok. Při velmi nízkých hodnotách koncentrace oxoniových kationtů se pro zjednodušení výpočtů využívá dle Sørensenova tzv. vodíkový exponent pH. Veličinu pH charakterizoval jako záporný dekadický logaritmus aktivity oxoniových kationtů^{3,7}.

$$\text{pH} = -\log a(\text{H}_3\text{O}^+)$$

Pokud uvažujeme o velmi zředěných roztocích, lze aktivitu nahradit koncentrací (aktivitní koeficient je roven jedné), tudíž lze pH určit na základě zjednodušeného vztahu:

$$\text{pH} = -\log c(\text{H}_3\text{O}^+)$$

Za standardních podmínek, tj. při teplotě 25 °C a tlaku 0,1 mPa je hodnota iontového součinu vody přibližně 10^{-14} . V čisté vodě je množství iontů H_3O^+ a OH^- totožné a je při těchto podmínkách rovno $10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$ a hodnota pH je tedy 7. V kyselých roztocích je množství H_3O^+ iontů vyšší a hodnota pH při 25 °C je nižší 7. Naopak u zásaditě reagujících roztoků převažuje množství OH^- iontů a hodnoty pH jsou za standardních podmínek vyšší než 7. pH je možné zjistit pomocí indikátorů pH, příkladem takového indikátoru může být např. lakmus, který se zbarví do jiné barvy podle kyselosti či zásaditosti roztoku. V kyselém roztoku se zbarví do červena a v zásaditém prostředí do modra^{5,7}.

2.2.5.1.3 Acidobazická titrace

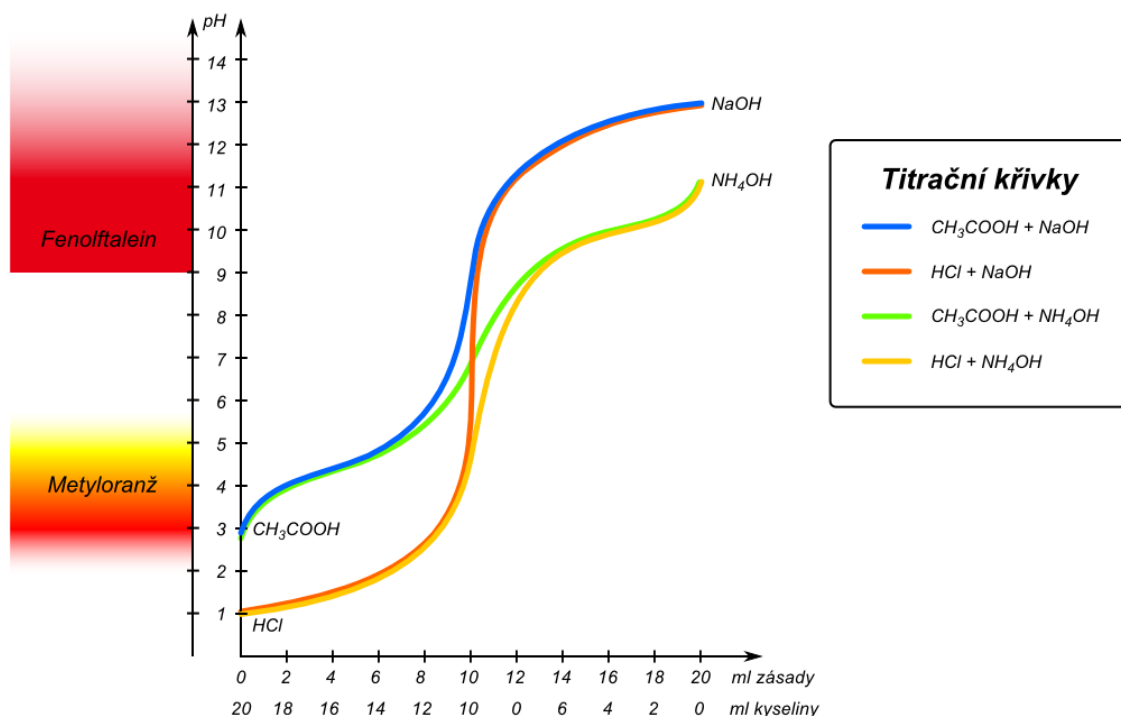
Volumetrie (titrace) je analytická metoda, která se využívá ke stanovení látek na základě měření objemu roztoku titračního činidla, které je potřebné k úplnému zreagování stanovované složky v celém analyzovaném roztoku. Zjišťujeme tzv. bod ekvivalence. Bod ekvivalence je definován jako bod, kdy dochází k úplnému zreagování stanovované složky s odměrným roztokem. Bod ekvivalence je nutné identifikovat, a proto se využívají látky, které mění v bodě ekvivalence svoji barvu, tyto látky se označují jako indikátory. Titrace lze rozdělit na acidobazické metody, srážecí, komplexotvorné a oxidačně-redukční^{7,9}.

Při acidobazických titracích se jako titrační činidlo využívá kyselina či zásada. Podle odměrného roztoku se dělí na acidimetrii a alkalimetrii. U acidimetrického stanovení se využívá jako odměrný roztok kyselina, většinou se jedná o kyselinu chlorovodíkovou nebo kyselinu sírovou. Při acidimetrii se stanovují zásady (uhličitany, hydroxidy aj.) Alkalimetrická titrace se využívá ke stanovení kyselin a titračním činidlem je zásada, nejčastěji hydroxid sodný a draselný. Dle literatury⁹ mohou u acidobazických titracích nastat tyto případy:

- titrace silné kyseliny silnou zásadou a naopak
- titrace slabé kyseliny silnou zásadou a slabé zásady silnou kyselinou
- titrace slabé zásady slabou kyselinou a naopak
- titrace vícesytných kyselin

Závislost sledované veličiny při titraci na objemu přidaného titračního činidla popisuje titrační křivka (viz obr. 8). U titrace silné kyseliny silnou zásadou leží bod ekvivalence okolo hodnoty pH 7 a průběh titrační křivky je výraznější. Při titraci slabé kyseliny silnou zásadou je

bod ekvivalence při pH větší než, naopak při stanovení slabé zásady silnou kyselinou leží bod ekvivalence pod hodnotou pH menší než 7.



Obr. 8 - Titrční křivka acidobazických reakcí (převzato z literatury¹²)

Pro stanovení bodu ekvivalence při acidobazických titracích se využívají tzv. acidobazické indikátory. Jedná se o látky, u kterých se protonizovaná forma liší barevně od deprotonované formy a v bodě ekvivalence dochází ke změnám barvy. Nejčastěji se jedná o slabé kyseliny nebo zásady. A lze je rozdělit na jednobarevné a dvoubarevné indikátory. V tabulce 1 níže je uveden barevný přechod pro několik vybraných acidobazických indikátorů^{7,9}.

Tabulka 1 - Zbarvení vybraných acidobazických indikátorů⁹

Název indikátoru	Zabarvení formy		Barevný přechod indikátoru pH
	kyselé	zásadité	
Fenolftalein	bezbarvá	červená	8–10
Thymolftalein	bezbarvá	modrá	9,5 – 10,5
Metyloranž	červená	žlutá	3 – 4,5
Bromkresolová zeleň	červená	žlutá	4,5 – 5,5
Methylčerveň	červená	žlutá	4,5 – 6,5
Bromthymolová modř	žlutá	modrá	6 – 7,5

2.2.5.2 Srážecí reakce

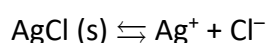
Srážecí reakce probíhají za vzniku nerozpustné či málo rozpustné sraženiny. Vznik takové sraženiny lze definovat tzv. součinem rozpustnosti K_s , pomocí něhož lze vyjádřit rovnováhu mezi málo rozpustnou látkou (sraženinou) a nasyceným roztokem pro danou teplotu. Jakmile součin koncentrací iontů v roztoku dosáhne hodnoty K_s , začne se vytvářet sraženina, pokud naopak není dosaženo této hodnoty, ke vzniku sraženiny nedojde.



Této reakci odpovídá součin rozpustnosti:

$$K_s = a^m(M^{n+}) \cdot a^n(B^{m-})$$

Konkrétním příkladem srážecí reakce a z ní odvozený vztah součinu rozpustnosti může být rozpouštění chloridu stříbrného.



$$K_s (\text{AgCl}) = (\text{Ag}^+) \cdot (\text{Cl}^-)$$

Údaje o součinu rozpustnosti nalezneme v chemicko-fyzikálních tabulkách, kde bývá udáván v logaritmické tvaru pK_s . Čím má sloučenina větší hodnotu logaritmického tvaru součinu rozpustnosti pK_s , tím je sraženina méně rozpustnější.

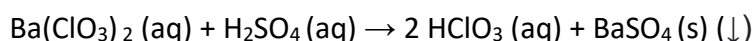
Rozpustnost je fyzikální veličina udávající látkovou koncentraci rozpuštěné sloučeniny v nasyceném roztoku. Z hlediska rozpustnosti můžeme látky rozdělit na nerozpustné, málo rozpustné či rozpustné. Rozpustnost nijak nesouvisí s postavením prvků v periodické tabulce prvků^{13,14}. V tabulce 2 je přehled rozpustnosti solí a hydroxidů ve vodě, kde R znamená rozpustnou sloučeninu, MR málo rozpustnou sloučeninu, N nerozpustnou sraženinu. Nevyplněná pole označují neexistující sloučeniny nebo látky reagující s vodou.

Tabulka 2 - Rozpustnost látek ve vodě¹⁵

Aniont/kationt	Li ⁺	Na ⁺	K ⁺	NH ₄ ⁺	Ag ⁺	Mg ⁺²	Ca ⁺²	Ba ⁺²	Mn ⁺²	Zn ⁺²	Co ⁺²	Ni ⁺²	Fe ⁺²	Cd ⁺²	Pb ⁺²	Sn ⁺²	Cu ⁺²	Hg ⁺²	Al ⁺³	Fe ⁺³
Cl ⁻	R	R	R	R	N	R	R	R	R	R	R	R	R	R	MR	R	R	MR	R	R
chlorid																				
Br ⁻	R	R	R	R	N	R	R	R	R	R	R	R	R	R	N	R	R	N	R	R
bromid																				
I ⁻	R	R	R	R	N	R	R	R	R	R	R	R	R	R	N	MR	-	N	R	-
jodid																				
S ⁻²	R	R	R	R	N	R	R	R	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	-	N
sulfid																				
NO ₂ ⁻	R	R	R	R	N	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	-	-	R	-
dusitan																				
NO ₃ ⁻	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	-	R	R	-	R	R	R	R
dusičnan																				
CH ₃ COO ⁻	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	-	-	R
acetát																				
CO ₃ ⁻²	R	R	R	R	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	-	-
uhličitan																				
SiO ₃ ⁻²	R	R	R	R	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	-	-	-
křemičitan																				
SO ₃ ⁻²	R	R	R	R	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	-	-	-	-
siřičitan																				
SO ₄ ⁻²	R	R	R	R	N	R	MR	N	R	R	R	R	R	R	MR	R	R	MR	R	R
síran																				
PO ₄ ⁻³	R	R	R	R	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N
Fosforečnan																				
OH ⁻	R	R	R	R	-	N	MR	R	N	N	N	N	N	N	N	N	-	N	N	N
hydroxid																				
Aniont/kationt	Li ⁺	Na ⁺	K ⁺	NH ₄ ⁺	Ag ⁺	Mg ⁺²	Ca ⁺²	Ba ⁺²	Mn ⁺²	Zn ⁺²	Co ⁺²	Ni ⁺²	Fe ⁺²	Cd ⁺²	Pb ⁺²	Sn ⁺²	Cu ⁺²	Hg ⁺²	Al ⁺³	Fe ⁺³

Sedmidubský⁴ uvádí, pokud máme v roztoku kationt a aniont spolu utvářející sraženinu, která je velmi málo rozpustná, tak taková reakce proběhne téměř až do úplného

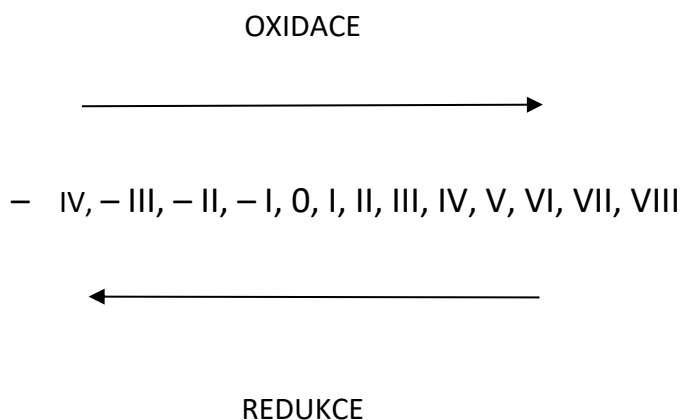
vyčerpání reaktantů. Tímto způsobem lze připravit špatně dostupné látky. Typickým příkladem může být reakce chlorečnanu barnatého s kyselinou sírovou, jako hlavní produkt vzniká kyselina chlorečná vyskytující se pouze v roztoku a vedlejším produktem je sraženina síranu barnatého.



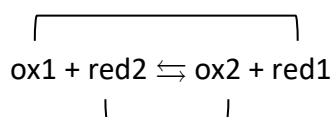
2.2.5.3 Redoxní reakce

Redoxní či oxidačně-redukční reakce jsou reakce, během nichž dochází k přenosu elektronů z jednoho prvku na druhý. Následkem toho je změna oxidačního čísla u některých atomů. Oxidační číslo je formální elektrický náboj, který by odpovídal atomu, kdyby elektrony podílející se na vazbě připadly elektronegativnějším atomu. Zároveň udává počet valenčních elektronů, které atom poskytl do chemické vazby. Oxidační číslo může být rovno nule, ale může nabývat i záporných či kladných hodnot.

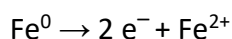
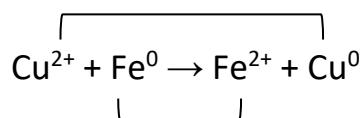
Oxidačně-redukční reakce lze zapsat dvěma poloreakcemi, které probíhají současně. Při oxidaci látka elektrony odevzdává a v důsledku toho se zvyšuje její oxidační číslo. Při redukci naopak látka elektrony přijímá a její oxidační číslo se snižuje.



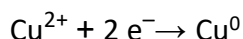
Obecné schéma redoxní reakce je možné zapsat následovně:



Jako konkrétní příklad oxidačně-redukčního děje lze uvést:



oxidace: železo se oxiduje na železnaté kationty



redukce: měďné kationty se redukují na měď

Do každé redoxní reakci vstupuje vždy oxidační a redukční činidlo. Oxidační činidlo je látka, jejíž schopnost je ostatní látky oxidovat (odebírat jim elektrony) a samo sebe redukovat. Je tudíž příjemcem, respektive akceptorem elektronů. Mezi takové látky patří prvky, které mají vysoké hodnoty elektronegativity (fluor, kyslík aj.). Všechny halogeny jsou výborná oxidační činidla, jejich oxidační schopnost klesá ve skupině. Sloučeniny halogenů či prvků s vyšší elektronegativitou (např. manganistany, peroxidy, ozon, kyselina sírová atd.)^{5,16}.

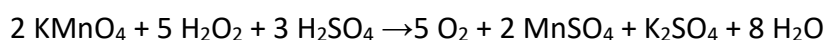
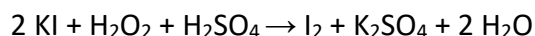
U redukčních činidel platí opačný princip, jedná se o látku, která má nadbytek elektronů a je tzv. jejich donorem či dárce. Sama sebe tedy oxiduje a jiné látky je schopná redukovat. Jedná se o prvky, které mají velmi nízkou elektronegativitu jako jsou kovy z první a druhé skupiny periodické tabulky prvků (alkalické kovy a kovy alkalických zemin) např. Na, Li, H aj. Dále se mezi tyto látky řadí neušlechtilé kovy jako jsou Mg, Zn, Al. Jako další možný příklad lze uvést sloučeniny prvků, které mají nižší oxidační číslo, než při kterém jsou ve stálých sloučeninách, například redukční účinky mají ionty:

Ti³⁺ – protože stabilním kationtem je Ti⁴⁺,

Cr²⁺ – protože stabilním kationtem je Cr³⁺,

Sn²⁺ – protože stabilním kationtem je Sn⁴⁺ aj.

Peroxid vodíku lze zařadit mezi látky, které se přizpůsobí podmínkám konkrétní sloučeniny, s kterou reagují. Mohou se chovat jako oxidační či redukční činidla^{5,16}.

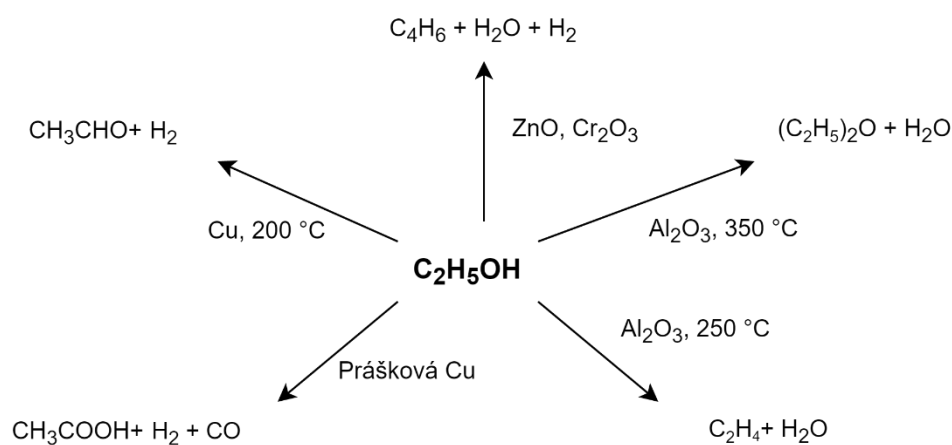


2.2.5.4 Katalyzované reakce

Roku 1836 byly objeveny látky, jež pomáhají ovlivňovat reakční rychlost chemických

reakcí. Tyto děje byly pojmenovány jako katalytické a zmiňovaná látka jako katalyzátor. Vacík³ definuje katalyzátor jako látku, která do reakce zdánlivě nevstupuje, ale přesto výrazně ovlivňuje její rychlost. Dle literatury¹⁷ katalyzátor neovlivňuje rovnováhu reakce a není v průběhu reakce spotřebován, pouze dochází ke snížení jeho aktivity vlivem rozkladu, sekundárních reakcí či změnou fyzikální podstaty.

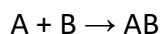
Katalyzátory mohou být plynné, kapalně, tuhé, anorganické látky nebo i látky živočišného původu aj. Mezi látky zvyšující aktivitu katalyzátorů lze zařadit koaktivátory, aktivátory či promotory. Sloučeniny, jež snižují aktivitu katalyzátoru, označujeme jako inhibitory, které na účinnost katalyzátoru působí jenom částečně, naopak jedy působí kompletně a vliv katalyzátoru je nulový. Jedy mohou mít dočasné či trvalé následky. Některé katalyzátory lze označit jako selektivní, patří mezi ně látky, které vedou děj za účelem vzniku konkrétního produktu. Působí a urychlují jen pár reakcí z celkového velkého množství. Konkrétním příkladem selektivních katalyzátorů jsou enzymy^{3,17}. Příkladem selektivního katalyzátoru může být katalyzovaný průběh děje přeměn ethanolu.



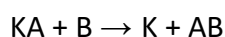
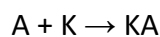
Obr. 9 - Katalyzované reakční schéma ethanolu⁵

Obecné schéma katalyzované reakce, při které jako výchozí látky vystupují látka A a B, je následující. Reakce probíhá za přítomnosti katalyzátoru K, který vytváří nestabilní meziprodukt s reaktantem A, ten poté reaguje s druhým reaktantem a vzniká výsledný produkt. Katalyzátor následně regeneruje.

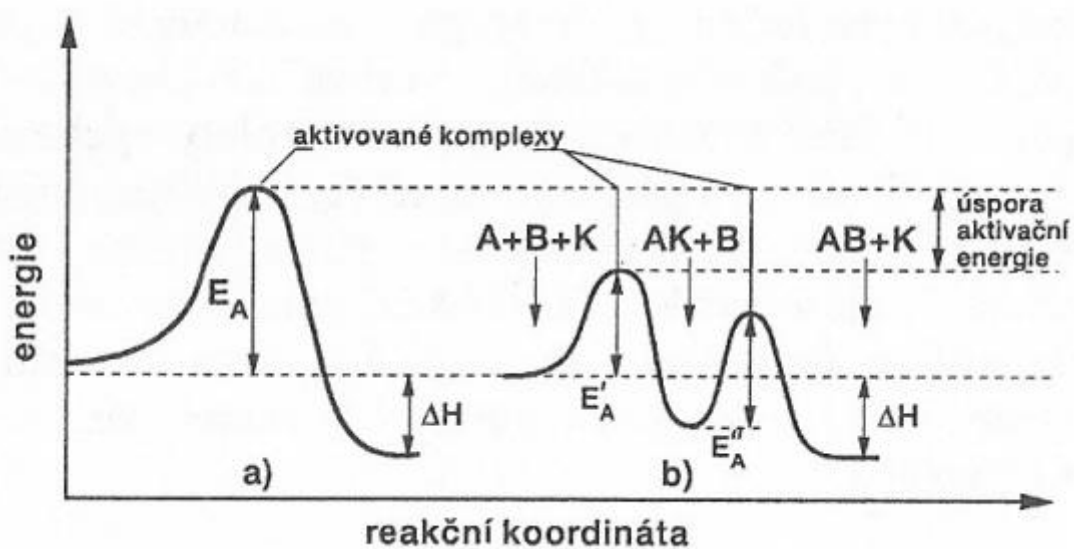
Obecné schéma reakce bez katalyzátoru:



Obecné schéma reakce s katalyzátorem:



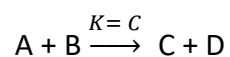
Katalyzovaný typ přeměny se liší od nekatalyzovaných reakčním mechanismem, který je energeticky méně náročný (obr. 10).



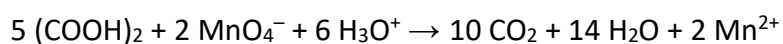
Obr. 10 - Energetické poměry při nekatalyzované a katalyzované reakci (převzato z literatury¹⁸)

Katalýzu lze rozdělit podle fáze reaktantů a katalyzátoru na homogenní a heterogenní. V prvním případě jsou všechny látky ve stejné fázi, v druhém je tomu naopak. Pokud je reakce urychlována ionty H^+ či OH^- , mluvíme o specifické acidobazické katalýze. Je-li katalyzátorem jakýkoliv donor či akceptor elektronového páru (viz Lewisova teorie, kap. 2.2.5.1.1), označujeme katalýzu jako obecnou acidobazickou³.

Autokatalýza je zvláštním příkladem těchto druhů reakcí, kdy katalyzátorem je jeden z produktů. Obě látky vstupující do reakce zprvu spolu reagují normálním průběhem bez výrazné rychlosti. Jakmile se začne vytvářet produkt C (katalyzátor) a jeho množství odpovídá katalytické účinné koncentraci, dojde ke zrychlení reakce mnohonásobně. Obecné schéma tohoto typu lze zapsat takto:



Konkrétním příkladem je reakce kyseliny šťavelové s manganistanem v kyselém prostředí⁵.



3. Didaktická část

3.1 Ukotvení tématu v kurikulárních dokumentech

3.1.1 Rámcový vzdělávací program pro gymnázia¹⁹

3.1.1.1 Vzdělávací oblast – Člověk a příroda

Obor Chemie je v Rámcovém vzdělávacím plánu (dále RVP) zařazen společně s dalšími vzdělávacími obory Fyzikou, Biologií, Geografií a Geologií do vzdělávací oblasti Člověk a příroda. Základní charakteristiku této oblasti lze popsat jako odkrývání přírodních zákonitostí pomocí metod vědeckého výzkumu a pomocí těchto vztahů lépe chápat jednotlivé přírodní procesy. Všechny tyto obory mají společné naplňování lidské zvědavosti, která je pro lidi velmi přirozená a pomocí níž jsme schopni ovládnout tyto všechny přírodní obory.

Co se týče vzdělání v oblastech přírodních věd na středních školách gymnaziální úrovně, je potřeba nezapomínat na propojení praxe s teorií. Klade se důraz na hledání, poznávání a využívání přírodních zákonitostí při studiu zmiňovaných oborů, nestačí pouhé zjišťování, popis a klasifikace. Na gymnáziích by tyto vzdělávací metody měly být zastoupeny ještě ve větší míře než na základních školách. Obsah a metodologie přírodně vědního poznávání velmi zřetelně odráží systémový charakter přírody a víceúrovňovost její organizace. Je potřeba klást i velký důraz na interdisciplinaritu a úzkou spolupráci mezi jednotlivými obory.

Vzdělávací oblast Člověk a příroda má žáky inspirovat v různých oblastech jejich práce, má je naučit pracovat s moderními technologiemi, podporovat jejich zájem o vědu jako takovou mimo jiné i pomocí exkurzí v různých institucích aj. Je potřeba zprostředkováním přírodních věd žákům ukázat složky přírody, které na základě výzkumů jsou bezprostředně ohroženy lidskou společností. Zároveň jak lze takto získaná data použít a obrátit je v pozitivní. Nesmí se zapomenout zdůraznit, jaký dopad a negativní vliv mohou zkeslené výsledky mít.

Cíle vzdělávací oblasti Člověk a příroda pomáhají rozvíjet žáka ve¹⁹:

- formulaci přírodovědného problému, hledání odpovědi na něj a případnému zpřesňování či opravě řešení tohoto problému;
- provádění soustavných a objektivních pozorování, měření a experimentů (především laboratorního rázu) podle vlastního či týmového plánu nebo projektu, k zpracování a interpretaci získaných dat a hledání souvislostí mezi nimi;
- tvorbě modelu přírodního objektu či procesu umožňujícího pro daný poznávací účel vhodně reprezentovat jejich podstatné rysy či zákonitosti;
- používání adekvátních matematických a grafických prostředků k vyjadřování přírodovědných vztahů a zákonů;
- využívání prostředků moderních technologií v průběhu přírodovědné poznávací činnosti;
- spolupráci na plánech či projektech přírodovědného poznávání a k poskytování dat či hypotéz získaných během výzkumu přírodních faktů ostatním lidem;
- předvídání průběhu studovaných přírodních procesů na základě znalosti obecných přírodovědných zákonů a specifických podmínek;
- předvídání možných dopadů praktických aktivit lidí na přírodní prostředí;
- ochraně životního prostředí, svého zdraví i zdraví ostatních lidí;
- využívání různých přírodních objektů a procesů pro plnohodnotné naplňování vlastního života při současném respektování jejich ochrany.

3.1.1.2 Vzdělávací obor Chemie

Obor Chemie je v RVP rozdělen do čtyř vzdělávacích obsahů, tj. Obecná chemie, Anorganická chemie, Organická chemie a Biochemie. Chemické reakce lze zařadit do všech částí. V této diplomové práci jsem se zaměřila na chemické reakce především z pohledu obecné a anorganické chemie.

Ve vzdělávacím obsahu Obecná chemie lze charakterizovat očekávaný výstup týkající se chemických dějů následovně: Žák využívá znalosti o částicové struktuře látek a chemických vazbách k předvídání některých fyzikálně – chemických vlastností látek a jejich chování v chemických reakcích. Toto téma lze zařadit do učiva – chemická vazba a vlastnosti

látek; tepelné změny při chemických reakcích; rychlost chemických reakcí a chemická rovnováha.

Druhá oblast Anorganická chemie konkretizuje očekávané výstupy o chemických reakcích takto: Žák předvídá průběh typických reakcí anorganických sloučenin. Téma chemické děje lze pak zařadit k učivu o všech anorganických sloučeninách.

3.1.2 Školní vzdělávací program²⁰

Dle školního vzdělávacího programu je téma chemických reakcí zařazeno do prvního ročníku vyššího stupně gymnázia (viz Příloha 1). Toto téma obsahuje učivo o chemických reakcích – charakteristika, klasifikace; acidobazické reakce; chemické reakce jednotlivých skupin prvků. Mezi školní výstupy odpovídající konkrétně chemickým dějům lze zařadit²⁰:

- Žák znalosti o vzniku a vlastnostech chemické vazby mezi atomy využívá k odvození struktury a vlastností chemických látek a vyvozuje jejich chování v chemických dějích.
- Žák při popisu látek a chemických dějů používá správnou terminologii.
- Žák teoretické poznatky o chemických dějích využívá pro výpočty z chemických rovnic.
- Žák na základě znalostí o vlastnostech látek s využitím metod chemické analýzy vyvozuje jejich chemické reakce.

3.1.3 Tematický plán²¹

Učivo týkající se chemických reakcí, především jejich klasifikace, patří do tematického celku, který zahrnuje témata:

- Chemické reakce – charakteristika, klasifikace
- Chemické rovnice – způsoby zápisu
- Vyčíslování rovnic – hlavně redoxních (křížové pravidlo)
- Výpočty z chemických rovnic

Plán počítá s tím, že na tento tematický celek je vymezen jeden měsíc (zpravidla leden) s dvouhodinovou dotací týdně. Zde uvedený časový harmonogram je pouze orientační a

vychází z tematického plánu Gymnázia Vodňany²¹. Problematika chemických reakcí velmi úzce souvisí a navazuje na předcházející tematický celek (říjen), který se věnuje:

- Kvalitativní a kvantitativní stránce chemických reakcí
- Chemickému názvosloví – opakování (oxidy, sulfidy, soli, kyseliny, hydroxidy)
- Chemickému názvosloví komplexních sloučenin a podvojných solí

S dalšími typy chemických reakcí se žáci seznamují v rámci tematického celku, který se má dle učebního plánu probírat v březnu a obsahuje témata:

- Kinetika chemických reakcí – teorie srážková, teorie aktivovaného komplexu
- Vlivy na rychlost chemických reakcí – koncentrace, teplota, katalyzátory
- Acidobazické reakce – teorie Arrheniova, teorie Brønsted – Lowryho
- Hydrolýza solí – vztah k acidobazickým dějům

Reakce jednotlivých skupin prvků se probírají následující měsíce společně s vlastnostmi a strukturou konkrétních prvků.

3.2 Dotazníkové šetření

Cílem dotazníkového šetření bylo zjistit, jaké strategie a metody učitelé SŠ využívají při výuce chemických reakcí. Dotazník se dále zaměřuje na konkrétní místa chemického kurikula, která učitelé považují za obtížná, a na výukové materiály jako jsou pracovní listy, laboratorní práce atd., která jim tato místa pomáhají překonávat, anebo jiné změny, které by vedly k překlenutí kritických míst.

3.2.1 Hypotézy dotazníkového šetření

Před uskutečněním dotazníkového šetření byly stanoveny následující hypotézy:

Hypotéza č.1: Většina učitelů (většinou je myšleno více jak 50 %) bude využívat pracovní listy na opakování a na pochopení probíraného učiva.

Hypotéza č.2: Někteří (myšleno méně jak 50 %) učitelé budou navrhnout k překonání obtížného místa navýšení hodinové dotace.

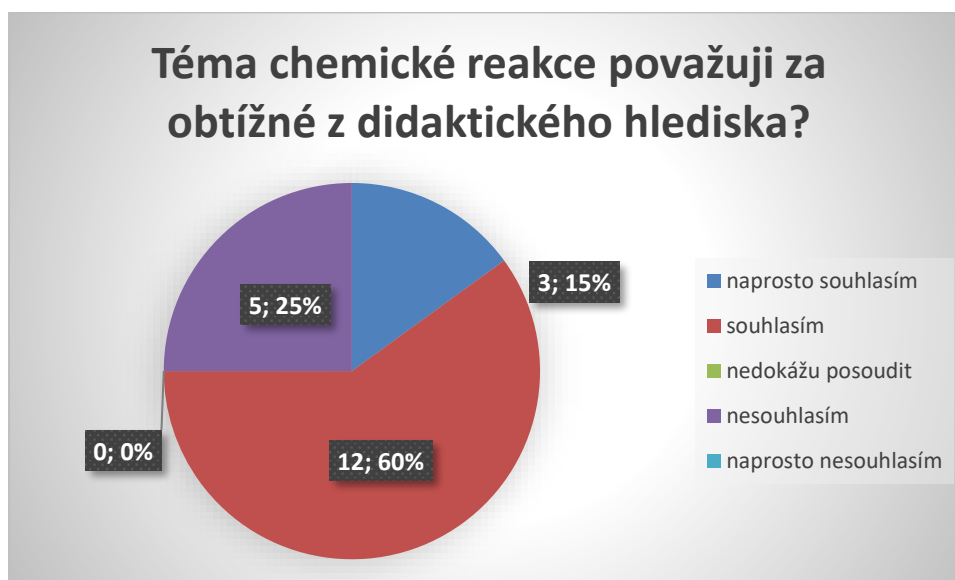
Hypotéza č.3: Většina (myšleno více jak 50 %) učitelů bude využívat experimentální činnost pro zvýšení názornosti učiva.

3.2.2 Výsledky dotazníkového šetření

Dotazníkového šetření se zúčastnilo 20 učitelů chemie na středních školách, převážně z Plzeňského a Karlovarského kraje. Většina dotazovaných (18) měla vystudovaný obor učitelství chemie, druhým aprobačním oborem byla nejčastěji biologie (14 respondentů), následovala matematika (4 respondenti). Dva další učitelé měli doplněné pedagogické minimum a obor zaměřený na odbornou chemii.

Z hlediska délky pedagogické praxe byla většina účastníků dotazníkového šetření zkušenými pedagogy. Nejčastěji zmiňovaná délka pedagogické činnosti byla 20 až 30 let (14 respondentů). U dalších dvou byla délka pedagogické praxe nad 33 let, u tří praxe 3–6 let. Naopak nejméně zkušený učitel měl praxi 2 roky.

Ze všech dotazovaných 15 respondentů uvedlo, že považuje z didaktického hlediska chemické reakce za obtížné a kritické místo kurikula. Pět respondentů s tímto tvrzením nesouhlasí (viz graf na obr. 11).



Obr. 11 - Výsledky dotazníkového šetření

Dle předpokladu učitelé (17 respondentů) uváděli jako příčinu obtížnosti tohoto tématu ve školách vysokou míru abstraktnosti a propojení s dalšími předměty zaměřenými

na logické myšlení, tj. matematika či fyzika. Zároveň dva respondenti uvedli jako možnou příčinu neupevněné a nedostatečné znalosti ze základních škol. Dalším zmiňovaným problémem byla náročnost, myšleno z hlediska počtu jevů, které si žáci musí vybavit (vzorce, oxidační čísla apod.).

Téma chemické reakce na středních školách všichni účastníci dotazníkového šetření zařazují do prvního ročníku středních škol či gymnázií. Více jak 50 % respondentů uvedlo, že toto téma zároveň průběžně opakuje po celou dobu čtyřletého studia na středních školách u konkrétnějších témat. Zároveň se i většina (myšleno více jak 50 %) účastníků dotazníkové šetření shodla na počtu vyučovacích hodin potřebných na probrání tohoto tématu v prvním ročníku, tj. 4–8 hodin.

Mezi konkrétní typy chemických reakcí, které vyučují, zařazují nejčastěji do tohoto tematického celku reakce klasifikované dle vnějších změn při reakci jako jsou syntéza, analýza, substituce a konverze; podle fáze reakce homogenní a heterogenní; dle typu přenášené částice acidobazické (především neutralizace), redoxní a komplexotvorné reakce; dle změn energie exotermické a endotermické; srážecí reakce.

Mezi nejčastěji zmiňované metody, které pomáhají při překonávání tohoto kritického místa, byly řazeny klasické slovní metody jako je výklad, popis. Dále se více jak u poloviny respondentů objevuje skupinová práce a diskuse či rozhovor. Mezi názorně demonstračními metodami převládá experiment nebo video. Učitelé uvádějí, že k získávání zpětné vazby od žáků (19 respondentů uvedlo tuto možnost) nejčastěji využívají cvičné úlohy s pracovními listy. Dále se objevuje u více jak poloviny dotazovaných procvičování na tabuli, testy, ústní či písemné zkoušení a opakování formou kladení otázek. Dva učitelé zmiňují opakování pomocí tabletů/mobilních telefonů a s tím spojené aplikace – learning apps jako Kahoot aj.

Učitelé měli navrhnout, které konkrétní změny by jim pomohly při výuce překlenout tento obtížný celek. Dle předpokladu u většiny respondentů (15) se objevilo zvýšení hodinové dotace, a především více času na zažití a procvičení učiva. Dalším často opakovaným návrhem (4 respondenti) je provádění laboratorních prací, experimentů a tím snížit vysokou míru abstraktnosti. Dva respondenti uvádějí jako možné řešení úpravu kurikulárních obsahů a více se zaměřit na propojení chemie s praktickým běžným životem.

Snížení počtu žáků ve třídách je jedním z dalších možných návrhů, či zatraktivnění učiva, tj. motivační reakce a s tím spojené příklady.

3.2.3 Vyhodnocení hypotéz

Hypotéza č.1: Většina učitelů (většinou je myšleno více jak 50 %) bude využívat pracovní listy na opakování a na pochopení probíraného učiva.

Tato hypotéza č.1 se potvrdila, 19 z 20 dotazovaných uvedlo, že používá při výkladu chemických reakcí pracovní listy se cvičnými úlohami. Překvapující je, v jak vysoké míře učitelé využívají pracovní listy pro procvičování a současně pro ně fungují jako zdroj zpětné vazby od žáků.

Hypotéza č.2: Někteří (myšleno méně jak 50 %) učitelé budou navrhopvat k překonání obtížného místa navýšení hodinové dotace.

Tato hypotéza se potvrdila, ale ve větší míře, než byla očekávána. Z dotazovaných učitelů 75 % navrhovalo jako další možnou alteraci vhodnou pro překonání kritického místa navýšení časové dotace na celek chemických reakcí.

Hypotéza č.3: Většina (myšleno více jak 50 %) učitelů bude využívat experimentální činnost pro zvýšení názornosti učiva.

Tato hypotéza se nepotvrdila, pouze tři respondenti uvedli, že při výkladu chemických reakcí využívají opakovaně experimenty pro snížení abstraktnosti učiva. Další čtyři respondenti zmiňují laboratorní/experimentální činnost jako možnost návrhu konkrétní změny, která by jim pomohla při výuce překlenout tento obtížný tematický celek.

Z rozboru výsledků vyplývá, že téma chemických reakcí je i na střední škole považováno učiteli stále za obtížné a kritické místo. Toto zjištění není nijak překvapující. Mezi možná doporučení, která by pomohla zefektivnit práci s tímto tematickým celkem, lze zařadit:

- Zvýšení časové dotace a s tím spojená úprava kurikulárních obsahů (podpora opakování a procvičování učiva).

- Zvážení možnosti zařazení oboru chemie již do nižších ročníků na základních školách stejně, jak je tomu u jiných přírodovědných předmětů, jako je např. fyzika. Tak by bylo možné v devátých ročnících navýšit časovou dotaci na téma chemické rovnice a žáci by přecházeli na střední školy s větší mírou upevnění ve znalostech.
- Snížení abstraktnosti tématu a chemické reakce vyučovat pomocí experimentálních činností či laboratorních prací.

3.3 Pracovní listy

3.3.1 Laboratorní práce – důkaz solí^{23,24}

Laboratorní práce – důkaz solí			
Téma:	Srážecí reakce		
Příjmení:		Třída:	

Úkol: Dokažte soli pomocí vybraných činidel.

Teoretický úvod: Některé soli lze dokázat pomocí činidel, která reagují se solemi za vzniku málo rozpustných sraženin. K těmto činidlům patří sulfid sodný a uhličitan sodný, které reagují se solemi a produktem je barevná sraženina.

Chemikálie: chlorid kobaltnatý (10%), síran měďnatý (10%), síran nikelnatý (10%), uhličitan sodný (10%), sulfid sodný (5%)

Pomůcky: 6 čistých zkumavek, stojan na zkumavky, pipeta, tabulka rozpustnosti látek

Postup:

1. Do stojanu na zkumavky si připravte šest čistých zkumavek. Všechny zkumavky označte, viz tabulka pozorování.
2. Do každé zkumavky odměřte pomocí pipety 2 ml dokazované látky.
3. Poté přidejte podle tabulky ke každé dokazované látce 2 ml činidla.
4. Pozorujte a zaznamenejte výsledné barevné změny do tabulky viz níže.

Výsledky: Tabulka pozorování.

ČINIDLO	DOKAZOVANÁ LÁTKA		
	Cu^{2+} (zkumavka 1)	Co^{2+} (zkumavka 2)	Ni^{2+} (zkumavka 3)
Na_2S (A)			
Na_2CO_3 (B)			

Vyhodnocení výsledků: Napiš chemické rovnice prováděných reakcí (nezapomeň vyčíslit) a urči pomocí tabulky rozpustnosti látek, který produkt bude ve formě barevné sraženiny.

1. A.....

2. A.....

3. A.....

1. B.....

2. B.....

3. B.....

3.3.2 Laboratorní práce – důkazové reakce^{23,24}

Laboratorní práce – důkazové reakce			
Téma:	Srážecí reakce		
Příjmení:		Třída:	

Úkol: Proveďte srážecí reakce vybraných solí pomocí hydroxidu sodného.

Teoretický úvod: Některé soli lze dokázat pomocí činidel, která reagují se solemi za vzniku málo rozpustných sraženin. K těmto činidlům patří i hydroxid sodný, který reaguje se solemi a produktem je barevná sraženina.

Chemikálie: síran železnatý (10%), síran měďnatý (10%), síran nikelnatý (10%), síran zinečnatý (10%), chlorid kobaltnatý (10%), dusičnan olovnatý (10%), hydroxid sodný (5%)

Pomůcky: 6 čistých zkumavek, stojan na zkumavky, pipeta, tabulka rozpustnosti látek

Postup:

1. Do stojanu na zkumavky si připravte šest čistých zkumavek. Všechny zkumavky označte viz tabulka pozorování.
2. Do každé zkumavky odměřte pomocí pipety 2 ml dokazované látky.
3. Poté přidejte podle tabulky ke každé dokazované látce 2 ml činidla hydroxidu sodného.
4. Pozorujte a zaznamenejte výsledné barevné změny do tabulky viz níže.

Výsledky: Tabulka pozorování.

ČINIDLO	DOKAZOVANÁ LÁTKA					
	Cu^{2+} zkumavka 1	Fe^{2+} zkumavka 2	Ni^{2+} zkumavka 3	Zn^{2+} zkumavka 4	Co^{2+} zkumavka 5	Pb^{2+} zkumavka 6
NaOH						

Vyhodnocení výsledků: Napiš chemické rovnice prováděných reakcí (nezapomeň vyčíslit) a urči pomocí tabulky rozpustnosti látek, který produkt bude ve formě barevné sraženiny.

1.....

2.....

3.....

4.....

5.....

6.....

3.3.3 Laboratorní práce – neutralizace kyseliny⁷

Laboratorní práce – neutralizace			
Téma:	Neutralizace kyseliny octové jedlou sodou		
Příjmení:		Třída:	

Úkol: Pozorujte změny pH při neutralizaci kyseliny zásaditou látkou pomocí pH senzoru a indikátorového pH papírku.

Chemikálie: destilovaná voda, kuchyňský ocet (8% kyselina octová CH_3COOH), jedlá soda (hydrogenuhličitan sodný NaHCO_3)

Pomůcky: kádinka (250 ml), pH senzor PH-BTA, Go!Link (obojí Vernier), notebook, lihový fix, filtrační papíry, stříčka s destilovanou vodou, lžička, tyčinka, indikátorové pH papírky

Postup:

1. Do kádinky nalijte cca 2 až 4 cm octa.
2. Změřte pH octa pomocí indikátorového papírku a výsledek zaznamenejte do tabulky, viz výsledky.
3. Nyní proveďte měření pH pomocí pH senzoru.
4. Před měřením pH senzor opláchněte destilovanou vodou.
5. Ponořte pH senzor do kádinky s octem (celá hlavička čidla musí být ponořená v roztoku).
6. Vyčkejte až se měřená hodnota ustálí. Poté zaznamenejte naměřenou hodnotu pH do tabulky výsledků.
7. Poté opláchněte pH čidlo destilovanou vodou.
8. Následně do roztoku octa přidejte půl lžičky jedlé sody a zamíchejte.
9. Znovu stejným postupem změřte pH roztoku pomocí indikátorových papírků a poté pomocí pH senzoru.
10. Nezapomeňte před a po měření hlavičku čidla opláchnout destilovanou vodou.
11. Nyní přidejte do roztoku v kádince znovu jednu lžičku jedlé sody.

12. Postupujte stejným způsobem a změřte pH roztoku.

Výsledky: Tabulka pozorování.

Měřený vzorek	Naměřené hodnoty pH – pH papírky	Naměřené hodnoty pH – pH senzor
Ocet		
Ocet + půl lžičky sody		
Ocet + 1 lžička jedlé sody		

Vyhodnocení výsledků:

1. Co je neutralizace?
2. Zapiš reakci neutralizace kyseliny octové a jedlé sody.
3. Co jsou pH indikátory? Které indikátory znáš?
4. Doplň pojmy do škály pH.

Neutrální, kyselé, zásadité



3.3.4 Laboratorní práce – acidobazická titrace⁷

Laboratorní práce – acidobazická titrace			
Téma:	Stanovení kyseliny octové v potravinářském octu		
Příjmení:		Třída:	

Úkol: Proveďte acidobazickou titraci octa hydroxidem sodným a stanovte množství kyseliny octové v potravinářském octu.

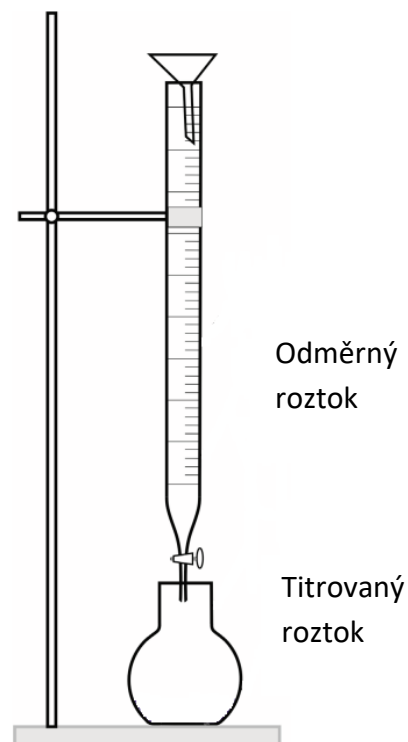
Chemikálie: destilovaná voda, roztok hydroxidu sodného NaOH ($c = 0,1 \text{ mol/l}$) – titrační činidlo, potravinářský ocet (8% kyselina octová CH_3COOH), fenolftalein

Pomůcky: kádinka (100 ml), stříčka s destilovanou vodou, byreta (25 ml), byretová nálevka, laboratorní stojan, pipeta (25 ml), pipeta (50 ml), titrační baňka

Schéma titrační aparatury:

Postup:

1. Sestavte titrační aparaturu dle obrázku.
2. Odpipetujte do titrační baňky 0,5 ml potravinářského octa a objem doplňte pomocí druhé pipety destilovanou vodou na 50 ml.
3. Do titračního roztoku přidejte 3 kapky fenolftaleinu.
4. Byretu naplňte titračním činidlem (hydroxidem sodným) po horní rysku.
5. Povolte kohout byrety, aby odkapávalo titrační činidlo pomalu.
6. Titrační činidlo nechte odkapávat, dokud nedojde k odbarvení titrovaného roztoku (fialový → bezbarvý).



Obr. 12 - Titrační aparatura

7. Zaznamenejte spotřebu titračního činidla do tabulky níže.
8. Stejný postup opakujte ještě dvakrát.
9. Spočítejte průměrnou spotřebu titračního činidla.

Výsledky: Tabulka pozorování.

x	1. titrace	2. titrace	3. titrace	průměr
Spotřebovaný objem NaOH (ml)				

Vyhodnocení výsledků:

1. Zapiš reakci neutralizace kyseliny octové a hydroxidu sodného.

2. Vypočítej množství kyseliny octové v potravinářském octu.

$$M(\text{CH}_3\text{COOH}) = 60,05 \text{ g mol}^{-1}$$

$$c(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol dm}^{-3}$$

$$V(\text{NaOH}) =$$

$$m(\text{CH}_3\text{COOH}) = ? \text{ g}$$

3.3.5 Laboratorní práce – exotermické a endotermické reakce⁷

Laboratorní práce			
Téma:	Exotermické a endotermické reakce		
Příjmení:		Třída:	

Úkol: Proveďte jednoduché chemické reakce a určete, zda se jedná o exotermický či endotermický děj.

Chemikálie: destilovaná voda, kuchyňská sůl NaCl, hydroxid sodný NaOH, jedlá soda (hydrogenuhličitan sodný NaHCO₃), potravinářský ocet (8% kyselina octová CH₃COOH)

Pomůcky: teplotní čidlo Vernier (TMP-BTA), 3 x kádinka (100 cm³), rozhraní LabQuest Mini, notebook, lžička, stříčka s destilovanou vodou, potravinářský ocet, filtrační papír, tyčinka

Postup:

1. Do první kádinky nalijte cca 5 cm potravinářského octa. Do dalších dvou kádinek nalijte cca 5 cm vody.
2. Pomocí USB rozhraní LabQuest Mini připojte teplotní senzor k počítači. Otevřete program Logger Lite (Logger Pro). Nastavení senzoru pro experiment proveďte a zkontrolujte s učitelem.
3. Do první kádinky vložte teplotní čidlo, aby byla hlavička zcela ponořena.
4. Vyčkejte, než se teplota ustálí a poté ji zaznamenejte do tabulky výsledků.
5. Poté přidejte jednu lžičku jedlé sody.
6. Za stálého míchání měřte teplotu.
7. Po ustálení hodnoty ji zaznamenejte do tabulky výsledků.
8. Stejným způsobem pokračujte i u dalších dvou kádinek, pouze měníte reaktanty podle tabulky níže.

1. kádinka	2. kádinka	3. kádinka
ocet	voda	voda
+ 1 lžička jedlé sody	+ 1 lžička hydroxidu sodného	+ 1 lžička chloridu sodného

Výsledky: Tabulka pozorování.

x	1. kádinka	2. kádinka	3. kádinka
teplota na začátku (°C)			
teplota po reakci (°C)			

Vyhodnocení výsledků:

1. Doplň text.

Při endotermických reakcích dochází ketepla, což se projevíteploty. U exotermického děje je tomu naopak, a to má za následek teploty okolí.

2. Urči, které reakce byly endotermické a které exotermické.

a. Endotermické:

b. Exotermické:

3.3.6 Laboratorní práce – koroze kovů^{25,26}

Laboratorní práce			
Téma:	Koroze kovů		
Příjmení:		Třída:	

Úkol: Zjistěte, které kovy podléhají korozi a které faktory urychlují nebo naopak zpomalují tento proces.

Chemikálie: destilovaná voda, ethanol, kyselina chlorovodíková (5%), kyselina sírová (10%), roztok chloridu sodného (10%), železný hřebík, měděný plíšek

Pomůcky: stojánek se zkumavkami, 12 zkumavek, fix, zátky

Postup:

1. Do šesti kádinek vložte očištěný železný hřebík.
2. Do dalších šesti vložte měděný plíšek.
3. Následně plňte zkumavky roztoky podle tabulky, viz níže, vždy naplňte zkumavku, aby byl hřebík/plíšek zcela ponořen.
4. Výsledky zaznamenejte do tabulky.

Vyhodnocení výsledků:

1. Který typ chemické reakce z hlediska přenášené částice je koroze?
2. Jak bys vysvětlil/a pojem rezivění?
3. Navrhni minimálně dvě možná opatření, jak ochránit kovové předměty před korozí.
4. Vysvětli pojem pasivace kovů.

Výsledky: Tabulka pozorování.

zkumavky s železným hřebíkem	zkumavky s měděným plíškem	roztoky	Pozorované změny po			
			1 hodině	3 dnech	2 týdnech	1 měsíci
1	A	vzduch				
2	B	destilovaná voda				
3	C	ethanol				
4	D	roztok kyseliny chlorovodíkové				
5	E	roztok chloridu sodného				
6	F	roztok kyseliny sírové				

3.3.7 Pracovní list – určování typu chemické reakce

Pracovní list – chemické reakce

1. Doplň věty.

- a) Chemická reakce je:

- b) Reaktanty jsou:

- c) Produkty jsou:

- d) Znění zákona zachování hmotnosti:

- e)

2. Doplň definice.

a) syntéza	
b) analýza	
c) substituce	
d) konverze	

3. Urči druh reakce podle reakčního mechanismu. Rovnice uprav.

- a) $S + O_2 \rightarrow SO_2$
- b) $NaOH + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O$
- c) $Zn + HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$
- d) $NH_3 \rightarrow N_2 + H_2$
- e) $C + O_2 \rightarrow CO_2$
- f) $Na_2CO_3 + CuSO_4 \rightarrow CuCO_3 + Na_2SO_4$

3.3.8 Pracovní list – redoxní reakce

Pracovní list – redoxní reakce

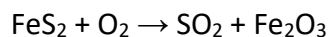
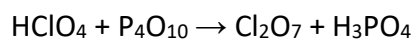
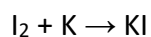
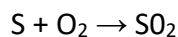
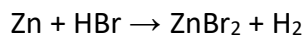
1. Spoj správné dvojice.

- | | |
|---------------------|---|
| A) Oxidace | 1) Děj, při kterém se zvyšuje oxidační číslo. |
| B) Redukce | 2) Reaktant, který ostatní redukuje, sám sebe oxiduje. |
| C) Oxidační činidlo | 3) Děj, při kterém dochází ke snižování oxidačního čísla. |
| D) Redukční činidlo | 4) Reaktant, který ostatní oxiduje, sám sebe redukuje. |

2. Označ písmenem R redukci a písmenem O oxidaci.

- | | | |
|-------------------------------|-----------------------------------|------------------------------------|
| A) $K^0 \rightarrow K^I$ | D) $S^{IV} \rightarrow S^{-II}$ | G) $N^{II} \rightarrow N^V$ |
| B) $O^0 \rightarrow O^{II}$ | E) $Fe^{III} \rightarrow Fe^{II}$ | H) $Cr^{II} \rightarrow Cr^{VI}$ |
| C) $Cl^0 \rightarrow Cl^{-I}$ | F) $Ba^0 \rightarrow Ba^{II}$ | CH) $Mn^{VII} \rightarrow Mn^{II}$ |

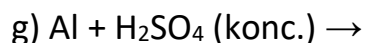
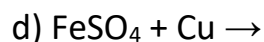
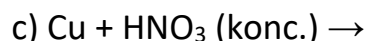
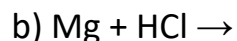
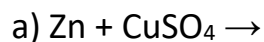
3. Urči, zda se jedná o redoxní rovnici. Pokud ano, zapiš poloreakce oxidace a redukce. Rovnice uprav.



3.3.9 Pracovní list – chemické reakce – Beketovova řada kovů²⁶

Pracovní list – chemické reakce

1. Podle Beketovovy řady kovů urči, zda daná chemická reakce probíhá. Pokud ano, doplň produkty do chemické rovnice a uprav ji.



2. V osmisměrce se nachází 12 kovů z periodické tabulky prvků. Tyto kovy vyškrtej a urči, které z nich patří mezi ušlechtilé a neušlechtilé.



stříbro

platina

železo

hliník

vápník

zinek

zlato

olovo

sodík

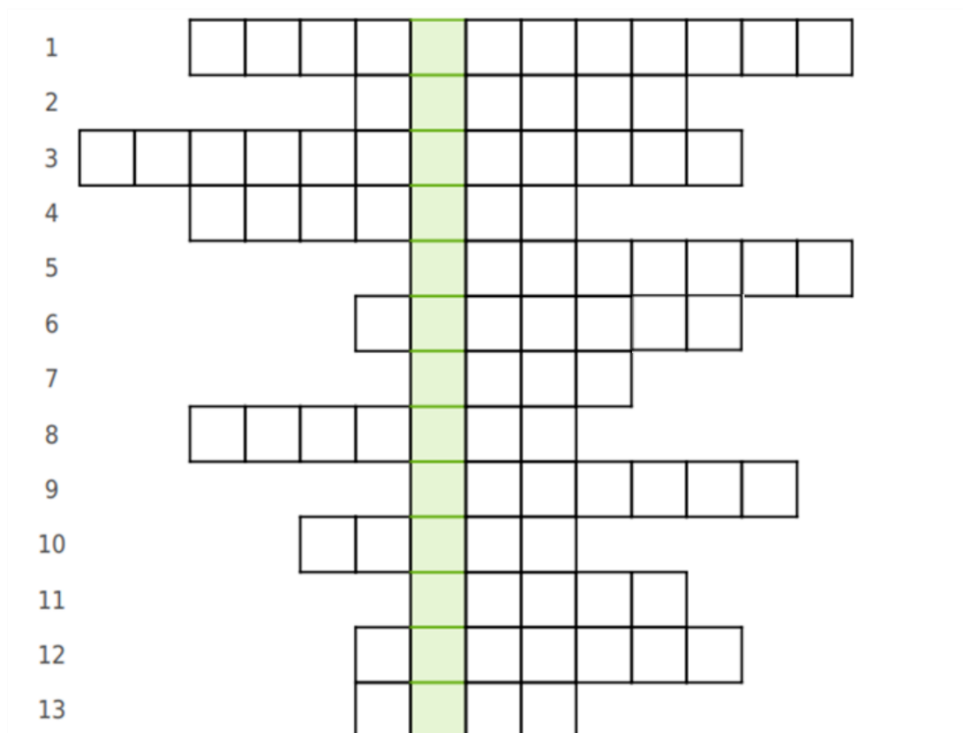
nikl

měď

3.3.10 Pracovní list – chemické reakce – shrnutí

Pracovní list – chemické reakce

1. Vylušti křížovku.



1. Reakce kyseliny a zásady, při které vzniká sůl a voda.
2. Prvek s chemickou značkou Fe.
3. Reakce, při kterých dochází k přenosu protonu.
4. Poloreakce, při které se snižuje oxidační číslo.
5. SnO_2 je oxid.....
6. Řada reaktivity kovů je navývaná podél ruského chemika.....
7. Sloučeniny kovů, které se těží v přírodě a kovy se z nich získávají.
8. Chemická reakce, při které reagují 2 reaktanty a vzniká 1 produkt.
9. Prvek s chemickou značkou K.
10. Kov, který se používá v automobilových bateriích.
11. Vzácný plyn, který se používá na výrobu výbojek do aut (světla).
12. Cizí název pro rozklad.
13. Nekovový prvek žluté barvy, hojně zastoupený v přírodě.

2. Doplň vybraná slova do textu.

Reaktanty, nevratné, zákona zachování hmotnosti, produkty, oxidační činidla, nových, původních, oxidačně-redukční, vratné, redukční činidla

Při chemických reakcích dochází k přerušeníchemických vazeb a vzniku.....Látky vstupující do reakce se nazývají....., naopak látky vznikající jsou.....Průběh děje popisuje chemická rovnice, kterou je potřeba vyčíslit, tím docílíme potvrzení.....Reakce, při nichž se mění oxidační číslo nazýváme.....Látky, které sami sebe oxidují jsou.....Naopak látky, které ostatní oxidují a sebe redukují, označujeme jako..... Některé chemické reakce probíhají pouze jedním směrem, dokud nedojde ke spotřebování všech výchozích látek. Tyto reakce jsou.....Druhým příkladem jsou reakce obousměrné neboli.....

4. Závěr

Diplomová práce na téma chemické reakce ve výuce chemie na středních školách a víceletých gymnáziích obsahuje klasifikaci a charakteristiku jednotlivých chemických dějů uváděných v učebnicích chemie pro střední školy s doložkou MŠMT. Zároveň uvádí ucelenou analýzu tohoto tématu v kurikulárních dokumentech.

Jednou z hlavních částí této diplomové práce je dotazníkové šetření učitelů chemie na středních školách zaměřující se na metody a formy, které pedagogové pokládají za vhodné při překonávání tohoto obtížného celku. V didaktické části jsou předloženy a stanoveny hypotézy a s tím související slovní vyhodnocení výsledků šetření. Dotazníkového šetření se neúčastnilo dostatečné množství respondentů, aby se daly výsledky průzkumu zobecnit. Zároveň některé dotazníkové otázky by měly být konkrétnější a bylo by potřeba u některých zvolit vhodnější formulaci.

Nicméně téměř všechny stanovené hypotézy se dotazníkovým šetřením potvrdily. Z výsledků následně vycházela další důležitá část diplomové práce, tj. příprava konkrétních pracovních listů a návrhů na laboratorní práce na téma chemické reakce. Využití pracovních listů se cvičnými úlohami využívá 95 % dotazovaných učitelů a slouží k procvičení a zároveň jako zdroj zpětné vazby učitelům od žáků. Překvapující je relativně nízký počet respondentů (15 %), kteří zařazují do výuky chemických reakcí laboratorní či experimentální činnost.

Za přínos považuji vytvoření pracovních listů a námětů na laboratorní práce s výsledky na téma chemické reakce, které mohou být využity při výuce chemie na středních, ale i na druhém stupni základních škol. Materiály jsou koncipovány tak, aby je mohli využít i začínající učitelé. Osobní přínos shledávám v získaných poznacích, znalostech a materiálech, které bych ráda uplatnila ve své profesní praxi.

Resumé

This thesis deals with the topic of chemical reaction as it is being taught in chemistry classes at the high schools. The first part describes classification and specific types of chemical reactions as they are in chemical schoolbooks.

The second part describes the topic chemical reaction in curricular documents which includes Czech Framework education programme. This part of the work describes methods and forms which are used in chemistry class at high school inspired by the results of the survey.

The result of this thesis are materials which can use students or the teacher in chemistry teaching. This part deals also with suggestion for experiment which can help to make teaching chemical reaction more attractive.

Keywords

Chemistry, chemical reaction, curricular documents, teaching methods and forms, experiment

Literatura

1. JIRSÁK, Jan. *Úvod do chemie*. Ústí nad Labem: UJEP, 2011.
2. CÍDLOVÁ, Hana a KOL. *Obecná chemie*. Brno: Masarykova univerzita. 2018
3. VACÍK, Jiří. *Obecná chemie*. Praha: Státní pedagogické nakladatelství 1986.
4. SEMIDUBSKÝ, David. *Základy chemie pro bakaláře*. Praha: VŠCHT. 2011. ISBN 978-80-7080-790-3
5. KLIKORKA, Jiří a KOL. *Obecná a anorganická chemie*. Praha: SNTL. 1985.
6. PAVELKA, Vladimír; SCHÜTZ, Alexandr. *Anorganická chemie pro pedagogické fakulty*. Praha: Státní pedagogické nakladatelství. 1974.
7. COUFALOVÁ, Š.: *Systém Vernier v přípravě budoucích učitelů chemie*. Bakalářská práce. Plzeň. 2020.
8. VACÍK, a KOL. *Přehled středoškolské chemie*. Praha: SPN – pedagogické nakladatelství, a.s. 1999. ISBN 80-7235-108-7
9. VONDRÁK, Dalibor; VULTERIN, Jaroslav. *Analytická chemie*. Praha: SNTL – Nakladatelství technické literatury, 1985.
10. *ChemTalk*. [online]. [cit. 2022-02-02]. Dostupné z: <https://chemistrytalk.org/endothemic-vs-exothermic-reactions/>
11. *Nitrosloučeniny*. [online]. [cit. 2022-02-02]. Dostupné z: <http://pardubice.ic.cz/nitroslouceniny.htm>
12. *Wikiskripta*. [online]. [cit. 2022-02-07]. Dostupné z: https://www.wikiskripta.eu/w/Titra%C4%8Dn%C3%AD_k%C5%99ivka#/media/Soubor:Titra%C4%8Dn%C3%AD_k%C5%99ivky.png
13. *Srážecí reakce*. [online]. [cit. 2022-02-09]. Dostupné z: https://www.wikiskripta.eu/w/Sr%C3%A1%C5%BEec%C3%AD_reakce
14. *Srážecí rovnováhy*. [online]. [cit. 2022-02-09]. Dostupné z: <https://web.vscht.cz/~kaniap/cviceni/sr%C3%A1%C5%BEec%C3%AD%20rovnov%C3%A1hy.pdf>
15. *Tabulka rozpustnosti solí a hydroxidů ve vodě*. [online]. [cit. 2022-02-09]. Dostupné z: https://xantina.hyperlink.cz/tab_rozp.html
16. *ELUC – redoxní děje*. [online]. [cit. 2022-02-17]. Dostupné z: <https://eluc.kr-olomoucky.cz/verejne/lekce/2275>

17. *Katalyzované reakce*. [online]. [cit. 2022-02-²⁴]. Dostupné z: <https://old.vscht.cz/fch/cz/pomucky/bartovska/Kin-teorie/6-KatalyzovaneReakce.pdf>
18. *Rychlost chemické reakce a její ovlivnění*. [online]. [cit. 2022-02-24]. Dostupné z: <http://absolventi.gymcheb.cz/2008/ivblech/chemicka%20kinetika%202.html>
19. VÚP [VÝZKUMNÝ ÚSTAV PEDAGOGICKÝ V PRAZE]. *Rámcový vzdělávací program pro gymnázia*. Praha, 2007. ISBN 978-80-87000-11-3.
20. *Školní vzdělávací program Gymnázium Vodňany*. [online]. [cit. 2022-01-27]. Dostupné z: <https://gymnaziumvodnany.cz/?s=%C5%A1vp>
21. *Tematický plán 1. VG*. [online]. [cit. 2022-01-27]. Dostupné z: <https://gymnaziumvodnany.cz/2020/09/01/tematicky-plan-1-vg/>
22. VÚP [VÝZKUMNÝ ÚSTAV PEDAGOGICKÝ V PRAZE]. *Rámcový vzdělávací program pro základní vzdělávání*. Praha, 2017.
23. *Multimediální učebnice chemie pro gymnázia – důkazové reakce*. [online]. [cit. 2022-05-24]. Dostupné z: <https://www.e-chembook.eu/dukazove-reakce>
24. *Důkazové reakce kationtů a aniontů*. [online]. [cit. 2022-05-24]. Dostupné z: <https://pages.pedf.cuni.cz/kch/files/2018/02/Kationty-a-anionty.pdf>
25. *Koroze kovů – laboratorní práce*. [online]. [cit. 2022-05-24]. Dostupné z: <https://docplayer.cz/12102562-Koroze-kovu-laboratorni-prace.html>
26. Beneš, Pavel a KOL. *Základy chemie 2*. Praha: Nakladatelství FORTUNA. 2017. ISBN 80-7168-748-0
27. Beneš, Pavel a KOL. *Základy chemie 1*. Praha: Nakladatelství FORTUNA. 2014. ISBN 80-7168-720-0
28. Banýr, J. a KOL. *Učebnice chemie pro střední školy*. Praha: SPN. 2001. ISBN 80-85937-46-8
29. Růžičková, K. a Kotlík, B. *Chemie v kostce pro SŠ*. Havlíčkův Brod: FRAGMENT. 2018. ISBN 978-80-253-1962-8
30. Dvořáčková, S. *Chemie pro každého – rychlokurz chemie*. Olomouc: Agentura Rubico, s.r.o.o. 2017. ISBN 978-80-7346-098-3
31. Rychtera, Jiří a KOL. *Kritická místa kurikula chemie na 2. stupni základní školy I*. Plzeň: Západočeská univerzita v Plzni. 2019. ISBN 978-80-261-0925-9

Seznam obrázků

Obr. 1 - Závislost energie na mezijaderné vzdálenosti mezi dvěma atomy.....	- 9 -
Obr. 2 - Reakční schéma přeměny chloridu fosforitého	- 19 -
Obr. 3 - Závislost E na reakční koordinátě u endo a exotermické reakce.....	- 21 -
Obr. 4 - Molekulový mechanismus reakce vzniku chloridu siřičitého	- 26 -
Obr. 5 - Schématické znázornění vzniku radikálu/biradikálu homolytickým štěpením.....	- 28 -
Obr. 6 - Nitrace fenolu.....	- 31 -
Obr. 7 - Lewisova teorie kyselin a zásad	- 35 -
Obr. 8 - Titrační křivka acidobazických reakcí	- 38 -
Obr. 9 - Katalyzované reakční schéma ethanolu.....	- 43 -
Obr. 10 - Energetické poměry při nekatalyzované a katalyzované reakci	- 44 -
Obr. 11 - Výsledky dotazníkového šetření	- 50 -
Obr. 12 - Titrační aparatura.....	- 60 -
Obr. 12 - Titrační aparatura.....	X

Seznam tabulek

Tabulka 1 - Zbarvení vybraných acidobazických indikátorů.....	- 38 -
Tabulka 2 - Rozpustnost látek ve vodě.....	- 40 -

Seznam příloh

Příloha 1 - ŠVP Gymnázium Vodňany – 1. ročník vyššího stupně gymnázia	I
Příloha 2 - Dotazník k diplomové práci	II
Příloha 3 - Laboratorní práce – důkaz solí – výsledky	IV
Příloha 4 - Laboratorní práce – důkazové reakce – výsledky	VI
Příloha 5 - Laboratorní práce – neutralizace– výsledky	VIII
Příloha 6 - Laboratorní práce – acidobazická titrace– výsledky	X
Příloha 7 - Laboratorní práce – exotermické a endotermické reakce– výsledky	XII
Příloha 8 - Laboratorní práce – Koroze kovů – výsledky	XIV
Příloha 9 - Pracovní list – chemické reakce – výsledky	XVI
Příloha 10 - Pracovní list – redoxní reakce – výsledky	XVII
Příloha 11 - Pracovní list – chemické reakce – Beketovova řada kovů – výsledky	XIX
Příloha 12 - Pracovní list – chemické reakce – shrnutí – výsledky	XX

Přílohy

Příloha 1 - ŠVP Gymnázium Vodňany – 1. ročník vyššího stupně gymnázia²⁰

Chemie			
Očekávané výstupy z RVP GV	Školní výstupy	Učivo	Přesahy a vazby
1. VG			
<p>Žák</p> <ul style="list-style-type: none"> ◀ předvidá vlastnosti prvků a jejich chování v chemických procesech na základě poznatků o periodické soustavě prvků ◀ využívá znalosti o částicové struktuře látek a chemických vazbách k předvidání některých fyzikálních chemických vlastností látek a jejich chování v chemických reakcích ◀ využívá odbornou terminologii při popisu látek a vysvětlování chemických dějů ◀ provádí chemické výpočty a uplatňuje je při řešení praktických problémů ◀ využívá názvoslovi anorganické chemie při popisu sloučenin ◀ charakterizuje významné zástupce prvků a jejich sloučeniny, zhodnotí jejich surovinové zdroje, využití v praxi a vliv na životní prostředí ◀ předvidá průběh typických reakcí anorganických sloučenin ◀ využívá znalosti základů kvalitativní a kvantitativní analýzy 	<p>Žák</p> <ul style="list-style-type: none"> ◀ orientuje se ve vývoji teorii o stavbě atomu poznatky o stavbě atomu aplikuje na vztahy mezi strukturou atomu a vlastnostmi prvků ◀ z postavení prvku v periodické soustavě odvodí některé jeho vlastnosti a možné chemické změny a reakce ◀ znalosti o vzniku a vlastnostech chemické vazby mezi atomy využívá k odvození struktury a vlastnosti chemických látek ◀ ze struktury a vlastnosti látek vyvozuje jejich chování v chemických dějích ◀ při popisu látek a chemických dějů používá správnou terminologii ◀ teoretické poznatky o látkách a chemických dějích uplatňuje při provádění chemických výpočtů, je schopen aplikovat je v praxi ◀ znalost názvoslovi anorganických sloučenin aplikuje při popisu vlastností a struktury ◀ orientuje se v přehledy prakticky významných prvků a jejich sloučenin, teoreticky vyhledá jejich přírodní zdroje, vyhodnotí ekologicky negativní vlivy ◀ na základě znalosti o vlastnostech látek, s využitím metod chemické analýzy vyvozuje jejich chemické reakce 	<p>atom - vývoj teorii o stavbě kvantová čísla, vlnově-mechanický model atomu periodický zákon, zákonitosti výstavby periodické soustavy prvků, vztah ke struktuře atomů</p> <p>vazba kovalentní - vznik, vlastnosti</p> <p>vazba polární a iontová - vznik, vlastnosti</p> <p>vazba kovová - vznik, vlastnosti</p> <p>vazba koordináčně-kovalentní, slabé vazebné interakce</p> <p>chemické reakce-charakteristika, klasifikace</p> <p>chemické rovnice, způsoby zápisu a vyčíslování</p> <p>výpočty z chemických rovnic</p> <p>směsi-rozdělení a vlastnosti</p> <p>roztoky-klasifikace a výpočty složení</p> <p>chemická termodynamika a termochemie, reakční kinetika, acidobazické reakce</p> <p>chemické názvoslovi anorganických sloučenin</p> <p>nepřechodné prvky I.A a II.A skupina -s prvky - struktura, obecné vlastnosti, chemické reakce, přehled, vlastnosti a použití hlavních sloučenin, výskyt v přírodě, výroba a těžba</p> <p>surovin a vliv na životní prostředí</p> <p>nepřechodné prvky III.A až VIII.A skupina</p> <p>-p prvky - struktura, obecné vlastnosti, chemické reakce, přehled, vlastnosti a použití hlavních sloučenin, výskyt v přírodě, výroba a těžba</p> <p>výroba a vliv na životní prostředí</p>	<p>FYZ</p> <p>PT: člověk a životní prostředí</p>

Příloha 2 - Dotazník k diplomové práci

Dotazník k diplomové práci

Vážení respondenti,

tento dotazník byl vytvořen jako podklad pro mou Diplomovou práci na téma „Chemické reakce ve výuce chemie na SŠ.“.

Předem děkuji za spolupráci a Váš čas.

Štěpánka Coufalová

Studentka Fakulty pedagogické, ZČU v Plzni

Aprobace:

Délka pedagogické praxe:

1. Do jakého ročníku zařazujete téma „Chemické reakce“?
2. Kolik vyučovacích hodin potřebujete k probrání daného tématu?
3. Jaké konkrétní typy reakcí zařazujete do daného tématu?
4. Téma CHEMICKÝCH REAKCÍ považuji z didaktického hlediska za obtížnější než jiné.
(Vyberte jednu odpověď.)
 - I. Naprosto nesouhlasím
 - II. Nesouhlasím
 - III. Nedokážu posoudit
 - IV. Souhlasím
 - V. Naprosto souhlasím
5. Jak získáváte od žáků zpětnou vazbu, abyste zjistil/a, zda probírané učivo pochopili nebo pochopili částečně?

6. Které konkrétní místo tohoto tématu je podle Vašeho názoru nejobtížnější?
7. V čem spatřujete příčiny obtížnosti?
8. Které vyučovací metody se Vám osvědčily při překonávání problémů?
9. Jaké další změny by mohly překonat obtížná místa?

Laboratorní práce – důkaz solí			
Téma:	Srážecí reakce		
Příjmení:		Třída:	

Úkol: Dokažte soli pomocí vybraných činidel.

Teoretický úvod: Některé soli lze dokázat pomocí činidel, která reagují se solemi za vzniku málo rozpustných sraženin. K těmto činidlům patří sulfid sodný a uhličitan sodný, které reagují se solemi a produktem je barevná sraženina.

Chemikálie: chlorid kobaltnatý (10%), síran měďnatý (10%), síran nikelnatý (10%), uhličitan sodný (10%), sulfid sodný (5%)

Pomůcky: 6 čistých zkumavek, stojan na zkumavky, pipeta, tabulka rozpustnosti látek

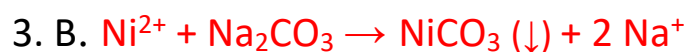
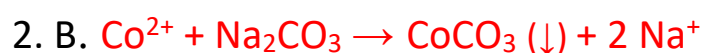
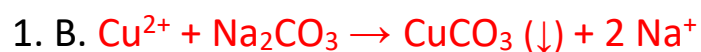
Postup:

1. Do stojanu na zkumavky si připravte šest čistých zkumavek. Všechny zkumavky označte, viz tabulka pozorování.
2. Do každé zkumavky odměřte pomocí pipety 2 ml dokazované látky.
3. Poté přidejte podle tabulky ke každé dokazované látce 2 ml činidla.
4. Pozorujte a zaznamenejte výsledné barevné změny do tabulky viz níže.

Výsledky: Tabulka pozorování.

ČINIDLO	DOKAZOVANÁ LÁTKA		
	Cu^{2+} (zkumavka 1)	Co^{2+} (zkumavka 2)	Ni^{2+} (zkumavka 3)
Na_2S (A)	<i>černá</i>	<i>černá</i>	<i>černá</i>
Na_2CO_3 (B)	<i>modrá</i>	<i>fialová</i>	<i>zelená</i>

Vyhodnocení výsledků: Napiš chemické rovnice prováděných reakcí (nezapomeň vyčíslit) a urči pomocí tabulky rozpustnosti látek, který produkt bude ve formě barevné sraženiny.



Laboratorní práce – důkazové reakce			
Téma:	Srážecí reakce		
Příjmení:		Třída:	

Úkol: Proveďte srážecí reakce vybraných solí pomocí hydroxidu sodného.

Teoretický úvod: Některé soli lze dokázat pomocí činidel, která reagují se solemi za vzniku málo rozpustných sraženin. K těmto činidlům patří i hydroxid sodný, který reaguje se solemi a produktem je barevná sraženina.

Chemikálie: síran železnatý (10%), síran měďnatý (10%), síran nikelnatý (10%), síran zinečnatý (10%), chlorid kobaltnatý (10%), dusičnan olovnatý (10%), hydroxid sodný (5%)

Pomůcky: 6 čistých zkumavek, stojan na zkumavky, pipeta, tabulka rozpustnosti látek

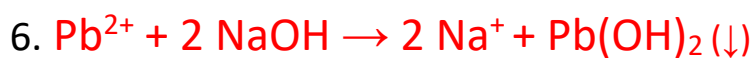
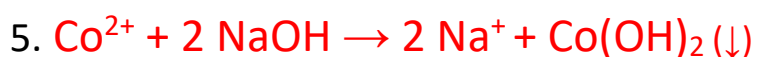
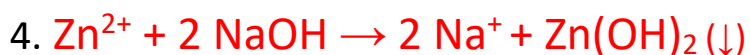
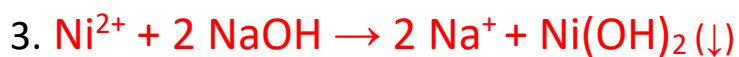
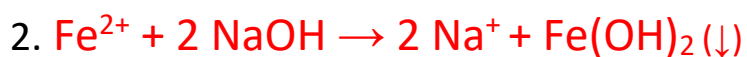
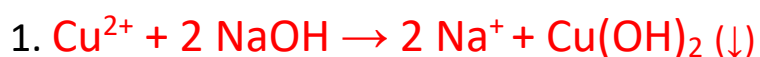
Postup:

1. Do stojanu na zkumavky si připravte šest čistých zkumavek. Všechny zkumavky označte viz tabulka pozorování.
2. Do každé zkumavky odměřte pomocí pipety 2 ml dokazované látky.
3. Poté přidejte podle tabulky ke každé dokazované látce 2 ml činidla hydroxidu sodného.
4. Pozorujte a zaznamenejte výsledné barevné změny do tabulky viz níže.

Výsledky: Tabulka pozorování.

ČINIDLO	DOKAZOVANÝ KATIONT					
	Cu ²⁺ zkumavka 1	Fe ²⁺ zkumavka 2	Ni ²⁺ zkumavka 3	Zn ²⁺ zkumavka 4	Co ²⁺ zkumavka 5	Pb ²⁺ zkumavka 6
NaOH	<i>modrá</i>	<i>zelená</i>	<i>zelená</i>	<i>bílá</i>	<i>růžová</i>	<i>bílá</i>

Vyhodnocení výsledků: Napiš chemické rovnice prováděných reakcí (nezapomeň vyčíslit) a urči pomocí tabulky rozpustnosti látek, který produkt bude ve formě barevné sraženiny.



Laboratorní práce – neutralizace			
Téma:	Neutralizace kyseliny octové jedlou sodou		
Příjmení:		Třída:	

Úkol: Pozorujte změny pH při neutralizaci kyseliny zásaditou látkou pomocí pH senzoru a indikátorového pH papírku.

Chemikálie: destilovaná voda, kuchyňský ocet (8% kyselina octová CH_3COOH), jedlá soda (hydrogenuhličitan sodný NaHCO_3)

Pomůcky: kádinka (250 ml), pH senzor PH-BTA, Go!Link (obojí Vernier), notebook, lihový fix, filtrační papíry, stříčka s destilovanou vodou, lžička, tyčinka, indikátorové pH papírky

Postup:

1. Do kádinky nalijte cca 2 až 4 cm octa.
2. Změřte pH octa pomocí indikátorového papírku a výsledek zaznamenejte do tabulky, viz výsledky.
3. Nyní proveďte měření pH pomocí pH senzoru.
4. Před měřením pH senzor opláchněte destilovanou vodou.
5. Ponořte pH senzor do kádinky s octem (celá hlavička čidla musí být ponořená v roztoku).
6. Vyčkejte až se měřená hodnota ustálí. Poté zaznamenejte naměřenou hodnotu pH do tabulky výsledků.
7. Poté opláchněte pH čidlo destilovanou vodou.
8. Následně do roztoku octa přidejte půl lžičky jedlé sody a zamíchejte.
9. Znovu stejným postupem změřte pH roztoku pomocí indikátorových papírků a poté pomocí pH senzoru.
10. Nezapomeňte před a po měření hlavičku čidla opláchnout destilovanou vodou.
11. Nyní přidejte do roztoku v kádince znovu jednu lžičku jedlé sody.
12. Postupujte stejným způsobem a změřte pH roztoku.

Výsledky: Tabulka pozorování.

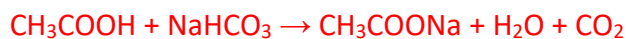
Měřený vzorek	Naměřené hodnoty pH – pH papírky	Naměřené hodnoty pH – pH senzor
Ocet	3	2,72
Ocet + půl lžičky sody	4	4,38
Ocet + 1 lžička jedlé sody	4-5	4,75

Vyhodnocení výsledků:

1. Co je neutralizace?

Neutralizace patří mezi acidobazické reakce. Jedná se o chemický děj, při kterém reaguje kyselina se zásadou. Produktem této reakce je voda a sůl kyseliny.

2. Zapiš reakci neutralizace kyseliny octové a jedlé sody.



3. Co jsou pH indikátory? Které indikátory znáš?

Indikátory pH jsou chemické látky, které při změně pH změní své zbarvení. Mezi nejpoužívanější pH indikátory patří: fenolftalein, lakmus, univerzální indikátory, jakou jsou pH papírky aj.

4. Doplně pojmy do škály pH.

kyselé

neutrální

zásadité



Laboratorní práce – acidobazická titrace			
Téma:	Stanovení kyseliny octové v potravinářském octu		
Příjmení:		Třída:	

Úkol: Proveďte acidobazickou titraci octa hydroxidem sodným a stanovte množství kyseliny octové v potravinářském octu.

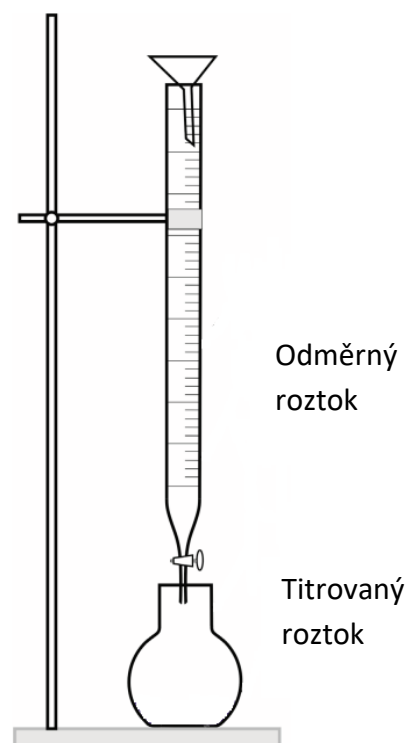
Chemikálie: destilovaná voda, roztok hydroxidu sodného NaOH ($c = 0,1 \text{ mol/l}$) – titrační činidlo, potravinářský ocet (8% kyselina octová CH_3COOH), fenolftalein

Pomůcky: kádinka (100 ml), stříčka s destilovanou vodou, byreta (25 ml), byretová nálevka, laboratorní stojan, pipeta (25 ml), pipeta (50 ml), titrační baňka

Schéma titrační aparatury:

Postup:

1. Sestavte titrační aparaturu dle obrázku.
2. Odpipetujte do titrační baňky 0,5 ml potravinářského octa a objem doplňte pomocí druhé pipety destilovanou vodou na 50 ml.
3. Do titračního roztoku přidejte 3 kapky fenolftaleinu.
4. Byretu naplňte titračním činidlem (hydroxidem sodným) po horní rysku.
5. Povolte kohout byrety, aby odkapávalo titrační činidlo pomalu.
6. Titrační činidlo nechte odkapávat, dokud nedojde k odbarvení titrovaného roztoku (fialový → bezbarvý).
7. Zaznamenejte spotřebu titračního činidla do tabulky níže.



Obr. 13 - Titrační aparatura

8. Stejný postup opakujte ještě dvakrát.
9. Spočítejte průměrnou spotřebu titračního činidla.

Výsledky: Tabulka pozorování.

x	1. titrace	2. titrace	3. titrace	průměr
Spotřebovaný objem NaOH (ml)				8,25 ml

Vyhodnocení výsledků:

1. Zapiš reakci neutralizace kyseliny octové a hydroxidu sodného.



2. Vypočítej množství kyseliny octové v potravinářském octu.

$$M(\text{CH}_3\text{COOH}) = 60,05 \text{ g/mol}$$

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

$$V(\text{NaOH}) = 8,25 \text{ ml} = 0,00825 \text{ l}$$

$$m(\text{CH}_3\text{COOH}) = ? \text{ g}$$

$$n(\text{NaOH}) = c(\text{NaOH}) \times V(\text{NaOH}) = 0,1 \times 0,00825 = 0,000825 \text{ mol} = n(\text{CH}_3\text{COOH})$$

$$m(\text{CH}_3\text{COOH}) = n(\text{CH}_3\text{COOH}) \times M(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,000825 \times 60,05 = 0,05 \text{ g } (\text{CH}_3\text{COOH}) \text{ v zředěném roztoku}$$

Zředěný roztok byl 100x zředěn, takže v původním vzorku bylo 100x víc kyseliny octové.

$$0,05 \text{ g} \rightarrow 5 \text{ g}$$

V původním vzorku octa bylo 5 g kyseliny octové.

Laboratorní práce			
Téma:	Exotermické a endotermické reakce		
Příjmení:		Třída:	

Úkol: Proveďte jednoduché chemické reakce a určete, zda se jedná o exotermický či endotermický děj.

Chemikálie: destilovaná voda, kuchyňská sůl NaCl, hydroxid sodný NaOH, jedlá soda (hydrogenuhličitan sodný NaHCO₃), potravinářský ocet (8% kyselina octová CH₃COOH)

Pomůcky: teplotní čidlo Vernier (TMP-BTA), 3 x kádinka (100 cm³), rozhraní LabQuest Mini, notebook, lžička, stříčka s destilovanou vodou, potravinářský ocet, filtrační papír, tyčinka

Postup:

1. Do první kádinky nalijte cca 5 cm potravinářského octa. Do dalších dvou kádinek nalijte cca 5 cm vody.
2. Pomocí USB rozhraní LabQuest Mini připojte teplotní senzor k počítači. Otevřete program Logger Lite (Logger Pro). Nastavení senzoru pro experiment proveďte a zkontrolujte s učitelem.
3. Do první kádinky vložte teplotní čidlo, aby byla hlavička zcela ponořena.
4. Vyčkejte, než se teplota ustálí a poté ji zaznamenejte do tabulky výsledků.
5. Poté přidejte jednu lžičku jedlé sody.
6. Za stálého míchání měřte teplotu.
7. Po ustálení hodnoty ji zaznamenejte do tabulky výsledků.
8. Stejným způsobem pokračujte i u dalších dvou kádinek, pouze měníte reaktanty podle tabulky níže.

1. kádinka	2. kádinka	3. kádinka
ocet	voda	voda
+ 1 lžička jedlé sody	+ 1 lžička hydroxidu sodného	+ 1 lžička chloridu sodného

Výsledky: Tabulka pozorování.

x	1. kádinka	2. kádinka	3. kádinka
teplota na začátku (°C)	21,5	21,5	21,5
teplota po reakci (°C)	19,8	35	20,5

Vyhodnocení výsledků:

1. Doplň text.

Při endotermických reakcích dochází ke *spotřebě* tepla, což se projeví *snížením* teploty. U exotermického děje je tomu naopak, a to má za následek *vzrůstu* teploty okolí.

2. Urči, které reakce byly endotermické a které exotermické.

a. Endotermické: *reakce octa s jedlou sodou, reakce chloridu sodného s vodou*

b. Exotermické: *reakce hydroxidu sodného s vodou*

Laboratorní práce			
Téma:	Koroze kovů		
Příjmení:		Třída:	

Úkol: Zjistěte, které kovy podléhají korozi a které faktory urychlují nebo naopak zpomalují tento proces.

Chemikálie: destilovaná voda, ethanol, kyselina chlorovodíková (5%), kyselina sírová (10%), roztok chloridu sodného (10%), železný hřebík, měděný plíšek

Pomůcky: stojánek se zkumavkami, 12 zkumavek, fix, zátky

Postup:

1. Do šesti kádinek vložte očištěný železný hřebík.
2. Do dalších šesti vložte měděný plíšek.
3. Následně plňte zkumavky roztoky podle tabulky, viz níže, vždy naplňte zkumavku, aby byl hřebík/plíšek zcela ponořen.
4. Výsledky zaznamenejte do tabulky.

Vyhodnocení výsledků:

1. Který typ chemické reakce z hlediska přenášené částice je koroze? *Redoxní.*
2. Jak bys vysvětlil/a pojem rezivění?

Železo podléhá korozi a pokrývá se nesouvislou vrstvou svých hydratovaných oxidů. Jedná se o červenooranžový povlak, které mu se říká rez. Rezivění je proces, při kterém se postupně odlupují vrstvičky rzi a může docházet k poškození železných předmětů.

3. Navrhni minimálně dvě možná opatření, jak ochránit kovové předměty před korozi.

Nátěry, plastové obaly, pokovování, upravená ocel

4. Vysvětli pojem pasivace kovů.

Pasivace kovů je proces, při kterém se vytváří ochranná vrstvička na povrchu daného kovu a zabraňuje tak další korozi a poškození povrchu kovu. Mezi takové kovy patří měď, stříbro, hliník aj.

Výsledky: Tabulka pozorování.

zkumavky s železným hřebíkem	zkumavky s měděným plíškem	roztoky	Pozorované změny po			
			1 hodině	3 dnech	2 týdnech	1 měsíci
1	A	vzduch	Fe, Cu – žádné	Fe, Cu – žádné	Fe, Cu – žádné	Fe, Cu – žádné
2	B	destilovaná voda	Fe, Cu – žádné	Fe – málo zřetelná koroze, Cu – žádné	Fe – zřetelná koroze, Cu – žádné	Fe – zřetelná koroze, Cu – ztráta lesku
3	C	ethanol	Fe, Cu – žádné	Fe – málo zřetelná koroze, Cu – žádné	Fe – málo zřetelná koroze, Cu – žádné	Fe – málo zřetelná koroze, Cu – žádné
4	D	roztok kyseliny chlorovodíkové	Fe, Cu – žádné	Fe – zřetelná koroze, Cu – žádné	Fe – výrazná koroze, Cu – žádné	Fe – výrazná koroze, Cu – žádné
5	E	roztok chloridu sodného	Fe, Cu – žádné	Fe, Cu – žádné	Fe – zřetelná koroze, Cu – žádné	Fe – zřetelná koroze, Cu – ztráta lesku
6	F	roztok kyseliny sírové	Fe, Cu – žádné	Fe – zřetelná koroze, Cu – žádné	Fe – výrazná koroze, Cu – žádné	Fe – výrazná koroze, Cu – žádné

Příloha 9 - Pracovní list – chemické reakce – výsledky

Pracovní list – chemické reakce

1. Doplň věty.

- a) Chemická reakce je:

Chemické reakce je děj, při kterém vznikají látky nové z původních, dochází k zániku starých vazeb a tvoří se vazby nové. Formální zápis chemické reakce je chemická rovnice.

- b) Reaktanty jsou:

Reaktanty jsou výchozí látky vstupující do reakce. V chemické rovnici se řadí na levou stranu.

- c) Produkty jsou:

Produkty jsou látky, které vystupují z chemické reakce. V chemické rovnici se řadí na pravou stranu.

- d) Znění zákona zachování hmotnosti:

Zákon zachování hmotnosti byl definovaný vědci Lomonosovem a Lavoisierem. Definice tohoto zákona zní: Součet hmotnosti reaktantů a součet hmotnosti produktů je v uzavřené soustavě rovná.

2. Doplň definice.

a) syntéza	<i>Z více reaktantů vzniká jeden produkt.</i>
b) analýza	<i>Z jednoho reaktantu vzniká více produktů.</i>
c) substituce	<i>Atom/funkční skupina nahradí atom/funkční skupinu ve sloučenině.</i>
d) konverze	<i>Atomy/funkční skupiny se mezi reaktanty vzájemně vymění.</i>

3. Urči druh reakce podle reakčního mechanismu. Rovnice uprav.

- a) $S + O_2 \rightarrow SO_2$ *syntéza*
- b) $2 NaOH + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2 H_2O$ *konverze*
- c) $2 Zn + 2 HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$ *substituce*
- d) $2 NH_3 \rightarrow N_2 + 3 H_2$ *analýza*
- e) $C + O_2 \rightarrow CO_2$ *syntéza*
- f) $Na_2CO_3 + CuSO_4 \rightarrow CuCO_3 + Na_2SO_4$ *konverze*

Pracovní list – redoxní reakce

1. Spoj správné dvojice.

A) Oxidace

1) Děj, při kterém se zvyšuje oxidační číslo.

B) Redukce

2) Reaktant, který ostatní redukuje, sám sebe oxiduje.

C) Oxidační činidlo

3) Děj, při kterém dochází ke snižování oxidačního čísla.

D) Redukční činidlo

4) Reaktant, který ostatní oxiduje, sám sebe redukuje.

2. Označ písmenem R redukci a písmenem O oxidaci.

A) $K^0 \rightarrow K^I$ O

D) $S^{IV} \rightarrow S^{-II}$ R

G) $N^{II} \rightarrow N^V$ O

B) $O^0 \rightarrow O^{II}$ O

E) $Fe^{III} \rightarrow Fe^{II}$ R

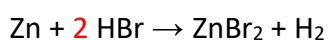
H) $Cr^{II} \rightarrow Cr^{VI}$ O

C) $Cl^0 \rightarrow Cl^{-I}$ R

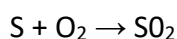
F) $Ba^0 \rightarrow Ba^{II}$ O

CH) $Mn^{VII} \rightarrow Mn^{II}$ R

3. Urči, zda se jedná o redoxní rovnici. Pokud ano, zapiš poloreakce oxidace a redukce. Rovnice uprav.



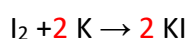
redoxní



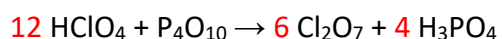
redoxní



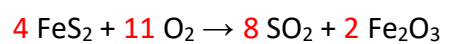
redoxní



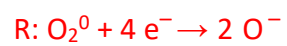
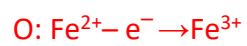
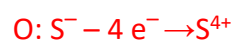
redoxní



není redoxní

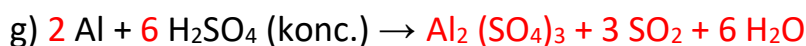
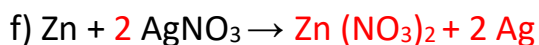
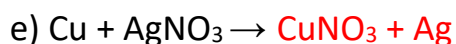
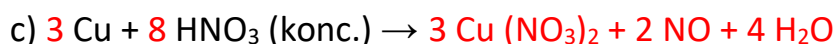
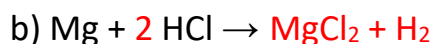
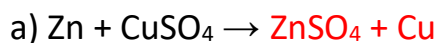


redoxní

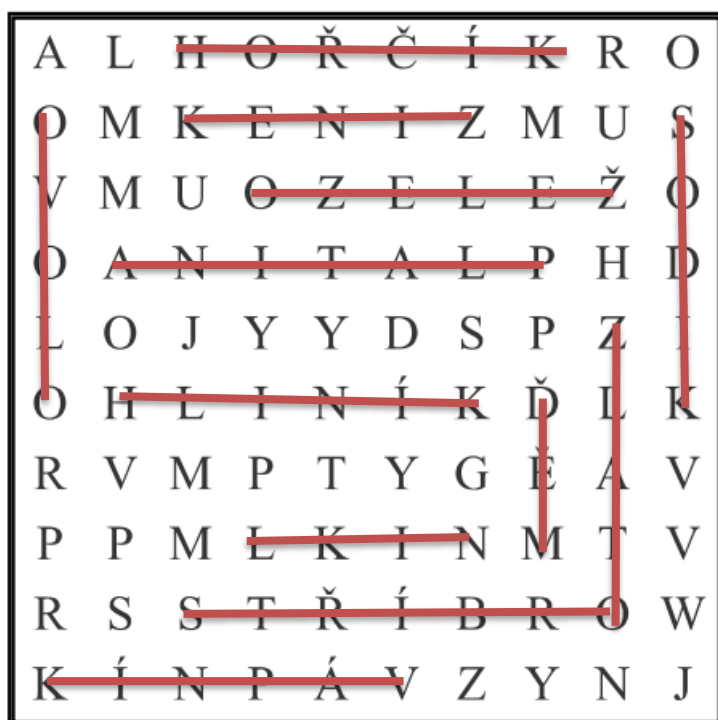


Pracovní list – chemické reakce

1. Podle Beketovovy řady kovů urči, zda daná chemická reakce probíhá. Pokud ano, doplň produkty do chemické rovnice a uprav ji.



2. V osmisměrce se nachází 12 kovů z periodické tabulky prvků. Tyto kovy vyškrtej a urči, které z nich patří mezi **ušlechtilé** a neušlechtilé.



stříbro

platina

železo

hliník

vápník

zinek

zlato

olovo

sodík

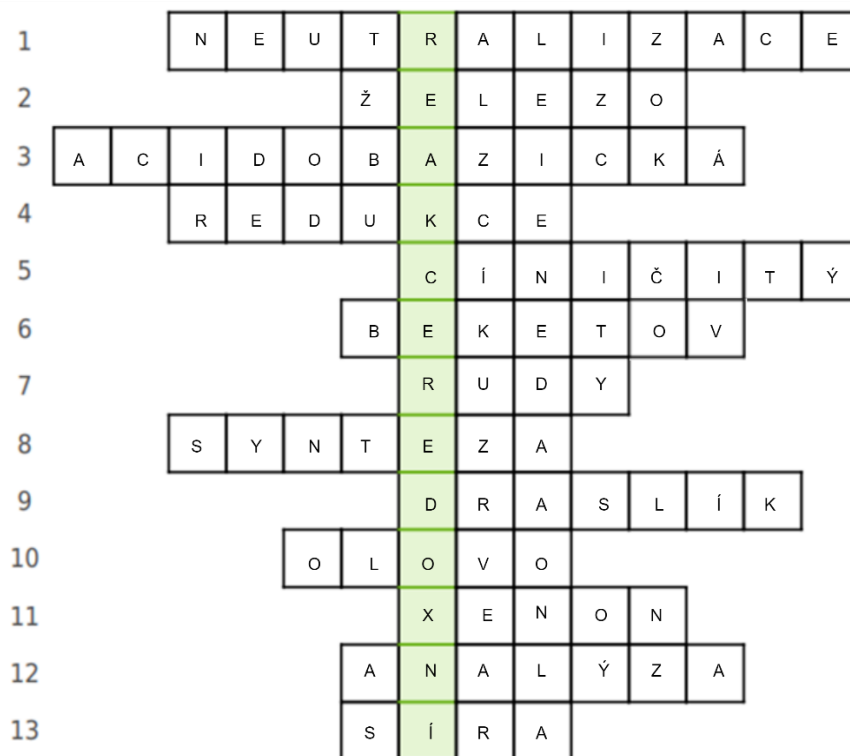
nikl

měď

Příloha 12 - Pracovní list – chemické reakce – shrnutí – výsledky

Pracovní list – chemické reakce

1. Vylušti křížovku.



1. Reakce kyseliny a zásady, při které vzniká sůl a voda.
2. Prvek s chemickou značkou Fe.
3. Reakce, při kterých dochází k přenosu protonu.
4. Poloreakce, při které se snižuje oxidační číslo.
5. SnO_2 je oxid.....
6. Řada reaktivity kovů je navývaná podél ruského chemika.....
7. Sloučeniny kovů, které se těží v přírodě a kovy se z nich získávají.
8. Chemická reakce, při které reagují 2 reaktanty a vzniká 1 produkt.
9. Prvek s chemickou značkou K.
10. Kov, který se používá v automobilových bateriích.
11. Vzácný plyn, který se používá na výrobu výbojek do aut (světla).
12. Cizí název pro rozklad.
13. Nekovový prvek žluté barvy, hojně zastoupený v přírodě.

2. Doplň vybraná slova do textu.

Reaktanty, nevratné, zákona zachování hmotnosti, produkty, oxidační činidla, nových, původní, oxidačně-redukční, vratné, redukční činidla

Při chemických reakcích dochází k přerušení *původních* chemických vazeb a vzniku *nových*. Látky vstupující do reakce se nazývají *reaktanty*, naopak látky vznikající jsou *produkty*. Průběh děje popisuje chemická rovnice, kterou je potřeba vyčíslit, tím docílíme potvrzení *zákona zachování hmotnosti*. Reakce, při nichž se mění oxidační číslo nazýváme *oxidačně-redukční*. Látky, které sami sebe oxidují jsou *redukční činidla*. Naopak látky, které ostatní oxidují a sebe redukují, označujeme jako *oxidační činidla*. Některé chemické reakce probíhají pouze jedním směrem, dokud nedojde ke spotřebování všech výchozích látek. Tyto reakce jsou *nevratné*. Druhým příkladem jsou reakce obousměrné neboli *vratné*.