

Univerzita Karlova v Praze  
Přírodovědecká fakulta  
Katedra učitelství a didaktiky chemie



## **Elektronicky zpracovaný výukový materiál jako příloha k učebnicím chemie pro SŠ**

Diplomová práce

**Jan Jánský**

školitel:  
RNDr. Petr Šmejkal, Ph.D.

Praha 2010

## **PODĚKOVÁNÍ**

Vřelé poděkování za pomoc při tvorbě této diplomové práce patří na prvním místě mému školiteli RNDr. Petru Šmejkalovi, Ph.D., dále mým trpělivým rodičům, středoškolským profesorům a také mé dlouholeté spolužačce a přítelkyni Veronice.

Tímto též prohlašuji, že jsem předloženou práci vypracoval samostatně s použitím uvedené literatury.

V Praze dne 20.5. 2010

## **Abstrakt**

V rámci této diplomové práce byl vytvořen nový výukový elektronický materiál ve formě webové stránky a doplňkových souborů (PowerPointová prezentace, pdf soubory, animace, obrázky) zaměřený na problematiku rovnovážných stavů. Materiál by měl sloužit jako doplněk ke stávajícím učebnicím a výukovým materiálům pro SŠ. Vytvořený materiál je, formou svého vymezení, obsahově v souladu s nejnovějšími kurikulárními dokumenty, mezi něž patří zejména Rámcový vzdělávací program pro gymnázia (RVP-G) a Katalog požadavků zkoušek společné části maturitní zkoušky. Součástí práce je také rešerše a zhodnocení vybraných učebnic chemie pro SŠ a českých internetových zdrojů, provedené z hlediska uvedeného tématu. Na základě provedeného zhodnocení byly pro zpracování tématu rovnovážných stavů pro SŠ vybrány následující okruhy: chemická rovnováha, fázová rovnováha a redukčně-oxidační rovnováha.

Materiál se pokouší podat dané učivo srozumitelnou formou a svým obsahem motivovat žáky k dalšímu studiu, k čemuž by měla napomáhat přítomnost nejrůznějších motivačních prvků jako jsou originálně za účelem prezentace vytvořené animace, interaktivní animace, videopokusy a obrázky. Vytvořená webová prezentace poskytuje taktéž další materiály pro učitele, k nimž náleží PowerPointové prezentace, soubory animací k danému tématu a metodické pokyny k experimentům.

**Klíčová slova:** výukový elektronický text, rovnovážné stavy, SŠ, střední škola, chemická rovnováha, fázová rovnováha, redukčně-oxidační rovnováha, rovnovážná konstanta, srážecí rovnováha, princip akce a reakce, Beketovova řada kovů, elektrody, galvanický článek, elektrolýza, výroba kovů, koroze, videopokusy, animace, internetové stránky

## **Abstract**

The diploma thesis was focused on preparation of a new educational material in a form of internet webpage and supplemental files (PowerPoint presentation, pdf files, animations and pictures) targeted to equilibrium states in chemistry. The material can be considered to be a supplement to current textbooks and other educational materials to cover the content of contemporary curricular documents in the Czech Republic, especially Framework educational programme for secondary school education (RVP-G) and Catalogue of requirements for school-leaving exam. The thesis also contains an evaluation of selected sources like textbooks and internet webpages focused on mentioned themes. On the basis of evaluation, the subthemes of chemical equilibrium, phase equilibrium and red-ox equilibrium were selected as the content of the prepared educational webpages. The prepared educational materials were prepared with regard to learn the subject matter of equilibrium states theme using understandable form. Another important point of the prepared educational materials is a motivation of students; hence the materials comprise variety of originally prepared motivation elements as interactive animations, images and recorded experiments. The web page presentation also includes other supplemental materials for teachers to download as PowerPoint presentation, animation files, etc.

**Keywords:** educational electronic text, equilibrium states, high school, chemical equilibrium, phase equilibrium, red-ox equilibrium, equilibrium constant, precipitation equilibrium, *Le Châtelier principle*, electrodes, galvanic cell, electrolysis, production of metals, corrosion, recorded experiments, animation, internet webpages

## OBSAH

1.	Úvod .....	7
2.	Cíl práce .....	9
3.	Rešerše výukových materiálů.....	11
3.1.	Rámcový vzdělávací program pro gymnázia (RVP G) [2] .....	11
3.2.	Katalog požadavků zkoušek společné části maturitní zkoušky [3] – chemie .....	12
3.3.	Tištěné materiály .....	13
3.3.1.	Chemické rovnováhy.....	15
3.3.2.	Fázové rovnováhy .....	16
3.3.3.	Oxidačně redukční rovnováhy.....	16
3.3.4.	Na závěr.....	17
3.4.	Elektronické materiály .....	17
3.4.1.	Internetové stránky .....	17
4.	Použitý software .....	27
5.	Volba prostředků .....	29
5.1.	Programovací jazyk HTML .....	30
5.2.	CSS - Cascading Style Sheets .....	32
5.3.	Javascript .....	33
5.4.	Obrázky a animace .....	33
5.5.	Videopokusy.....	36
5.6.	Prezentace.....	37
5.7.	Výukové texty .....	38
6.	Struktura stránek .....	39
6.1.	Mapa stránek .....	39
6.1.1.	Úvod .....	39
6.1.2.	Rovnováha.....	40
7.	Výukové texty .....	52
7.1.	Chemické rovnováhy.....	52
7.1.1.	Co je to rovnovážný stav? .....	52
7.1.2.	Co je to chemická rovnováha? .....	53
7.1.3.	Průběh ustavení dynamické rovnováhy.....	54
7.1.4.	Rovnovážná konstanta.....	57
7.1.5.	Chemická rovnováha v heterogenních soustavách.....	61
7.1.6.	Srážecí rovnováhy .....	62
7.2.	Fázové rovnováhy .....	69
7.2.1.	Gibbsův zákon fází.....	69
7.3.	Redukčně oxidační rovnováhy .....	77
7.3.1.	Obecný popis .....	77
7.3.2.	Beketovova řada kovů .....	80
7.3.3.	Elektrody .....	82
7.3.4.	Elektrochemické (Galvanické) články v našem životě .....	87
7.3.5.	Elektrolýza .....	94
7.3.6.	Výroba kovů .....	100
7.3.7.	Koroze .....	101
8.	Doplňkové elektronické materiály .....	104
8.1.	Animace .....	104
8.2.	Texty.....	104
8.3.	Prezentace.....	104
8.4.	Videa .....	105

9.	Závěr.....	106
10.	Použité zdroje.....	108

# 1. Úvod

Jedním z největších fenoménů současnosti je bezesporu internet. Jeho dostupnost se velmi rychle zvyšuje a velká část lidí si bez něj svůj život již nedokáže představit. Pro některé je představa strávit byť jeden den bez připojení k internetu tak zdrcující, že si ho pořízují i do mobilních zařízení, jako jsou notebooky či mobilní telefony. Nejinak tomu je i u žáků ve škole. Velká část z nich vlastní chytrý mobilní telefon a řada z nich i notebooky. Žáci na internetu tráví hodiny a hodiny denně, pokud možno, tak i při hodině ve škole. Bohužel, pomalu, ale jistě, se internet stává jediným zdrojem informací, který jsou žáci ochotni používat. Toto informační medium tak pozvolna vytlačuje jakékoli dokumenty v tištěné podobě. Žáci často nejsou ochotni si učebnici pořídit natož ji používat. Tento fakt vede k tomu, že potřebné informace vyhledávají, kde jinde, než na internetu. Avšak jejich vyhledávání je velmi často omezeno na jediný zdroj informací a to Wikipedii [1]. O věrohodnosti informací poskytovaných tímto serverem by se daly vést dlouhé debaty. Je více než zřejmé, že když do této encyklopedie může přispívat každý, tak poskytované informace mohou být často nepřesné či zavádějící. Další nevýhodou je neucelenost daného tématu a nedidaktické zpracování dané problematiky. Žák většinou není schopen posoudit věrohodnost poskytovaných informací a často si nalezené informace neověřuje z více zdrojů. Jeho obecným problémem je tedy neschopnost třídit a ověřovat informace, které z internetu získá. To je vzhledem k množství dostupných informací, které toto médium poskytuje, pochopitelné, již méně pochopitelné je, že žáci jsou přesto ochotni svým oblíbeným zdrojům až nekriticky věřit. Navíc těchto zdrojů neustále přibývá, což jen zvýrazňuje daný problém.

Chemie patří mezi předměty, které jsou pro žáky problematičtější pochopitelné, často pro svou značnou abstraktnost. Mezi tématické celky, které žákům působí značné potíže, patří i obecná chemie. Tato oblast chemie je pro žáky velmi špatně představitelná už proto, že k jejímu pochopení je často zapotřebí použití matematických operací a čtení informací z nejrůznějších grafů. Dále pak, jedním z užších témat obecné chemie, které lze zařadit mezi náročnější, jsou i chemické rovnováhy. Tento fakt je dán také tím, že od žáků jsou vyžadovány logické úvahy a složitější výpočetní úkony. Nejde tedy pouze o pouhé „memorování“ určitých faktů.

S příchodem reformy vzdělávání, která se začíná týkat i vzdělávání na středních školách, je nutné zhodnotit, zda jsou nynější dostupné materiály a především učebnice schopné splnit nové požadavky, které jsou na ně kladeny. Nová koncepce vzdělávání na

středních školách zahrnuje Rámcový vzdělávací program pro gymnázia (RVPG) [2] a pro maturanty bude zanedlouho závazný i Katalog požadavků zkoušek společné části maturitní zkoušky [3], který se však zatím maturity z chemie netýká. Nicméně již dnes by učitelé měli připravovat maturanty v souladu s Katalogem požadavků zkoušek společné části maturitní zkoušky [3].

Z výše uvedených důvodů je třeba vytvořit takový zdroj informací, který by určitý úsek vybrané problematiky z obecné chemie pojímal komplexně, pro žáky v dostupné a lehce pochopitelné formě a v neposlední řadě v souladu s novými kurikulárními dokumenty. Vhodnou formou zpracování, na základě již řečeného, se zdají být internetové stránky. Takto podané informace jsou pro žáky nejdostupnější, další výhodou internetových stránek je jejich flexibilita. Jednoduchým způsobem se dají informace upravovat či doplňovat. Po obsahové stránce se naskýtá prostor, který je teoreticky neomezený a poskytovaných informací může být opravdu velké množství, od těch úplně základních až po rozšiřující, které svou podrobností mohou uspokojit žáky, kteří mají o chemii hlubší zájem.

Oproti klasické učebnici lze stránky doplnit o obrázky, které mohou být barevné, což v případě učebnice navyšuje její cenu a snižuje dostupnost. Další z předností internetových stránek je možnost zakomponování určitých interaktivních prvků, které pro žáky zvyšují atraktivitu a motivaci se danou problematikou více zabývat a v neposlední řadě napomáhají lepšímu porozumění danému úseku učiva. V případě chemie, která je pro žáky dosti abstraktní vědou, velmi často obtížně pochopitelnou, je právě zařazení interaktivních materiálů jako jsou například interaktivní animace, velmi žádoucí. Tento prvek interaktivity klasickým tištěným učebnicím samozřejmě chybí. Množství obrázků, ať barevných nebo černobílých, či jiné grafiky, která je vhodná k oživení a dokreslení určitého tématického celku, může být na webových stránkách libovolné množství. V neposlední řadě i videopokusy mají nezastupitelnou funkci nejen při motivaci žáků. Z těchto důvodů se volba internetových stránek, jako forma prezentace, zdá být velmi vhodná.

Dalším nedostatkem tištěných učebnic je častá absence doplňujících nebo rozšiřujících materiálů jak pro žáky, tak pro učitele. Žákům chybí často části k procvičení a ověření nabytých poznatků, které si měli v dané kapitole osvojit. Učitelé pak postrádají pomocné materiály k prezentaci daného učiva a procvičování probíraného učiva.. Z toho důvodu by bylo třeba vytvořit i takové materiály, které by ulehčily práci učitelům a žákům poskytly prostor pro snazší osvojení nových poznatků a dovedností, které měli v daném úseku učiva získat.

## 2. Cíl práce

Cílem této práce je na základě poznatků získaných z rešerše a zhodnocení vybraných zdrojů (učebnic a internetových odkazů a webových stránek) vytvořit nový elektronický studijní materiál k tématu „rovnovážných stavů v chemii“ jako doplněk ke stávajícím učebnicím a podobným výukovým textům a textům a materiálům nacházejícím se na internetu.

Zmíněné téma bylo zvoleno z toho důvodu, že problematika rovnovážných stavů je pro žáky v prvních ročnících gymnázií často obtížně pochopitelná, což je dáno i tím, že na gymnáziu přicházejí s velmi odlišnými znalostmi a dovednostmi, které získali na základních školách. Dalším důvodem volby byly vlastní zkušenost s výukou na střední škole a diskusí s několika stávajícími středoškolskými učiteli chemie, které ukázaly, že téma rovnovážných stavů je pro žáky problematické. Učivo obecné chemie, a tím i tématu rovnovážných stavů, je ale důležité k pochopení řady dalších zákonitostí, které si žáci budou osvojovat v průběhu následujícího studia. Proto je nutné, aby jim učivo obecné chemie bylo podáno srozumitelně a „komplexnější“ pojetí nového doplňkového materiálu umožňovalo pochopení problematiky i těm, kteří přicházejí na gymnázium s menším penzem nabytých znalostí ze základní školy.

Práce se proto zaměřuje na vypracování komplexních materiálů k tématu rovnovážných stavů takovou formou, aby pro žáky byla lépe pochopitelná a informace, které podává, byly doplněny o vhodné grafické a interaktivní prvky. Spolu s materiály pro učitele, by měla tato práce být pomocníkem při osvojování i ověřování získaných dovedností na téma chemických rovnováh, jak pro žáky, tak pro učitele.

Jako vhodná forma zpracování byla vybrána internetová webová stránka, neboť tato forma umožňuje implementovat řadu funkcí, které „klasická“ tištěná učebnice nabídnout nemůže. Kromě možnosti propojení jednotlivých témat systémem hypertextových odkazů, což umožňuje žákovi pochopit problematiku tématu v nezbytných souvislostech, je výklad (text) při této formě prezentace taktéž možno doplnit motivačními prvky jako jsou barevné obrázky, interaktivní animace, videopokusy a uvést řady příkladů a vazeb na běžný praktický život. Společně s moderními prezentačními prostředky jako jsou počítač, dataprojektor, interaktivní tabule a další vhodné projekční plochy tak může být tato forma prezentace velmi účinným pomocníkem, i vzhledem k tomu, že je koncipována tak, aby bylo možno ji prezentovat i v tzv. off-line verzi, tedy i bez připojení k internetu. V zásadě možnost neomezeného rozsahu textu umožňuje implementovat i některá související témata pro

dokreslení mezitematických a mezipředmětových vztahů, na něž je kladen takový důraz v současných kutikulárních dokumentech v ČR. Jako doplňkovou funkci stránky poskytnou zejména středoškolským učitelům také vytvořené prezentace využitelné pro výuku tematiky rovnovážných stavů. Dále veškeré texty umístěné na webu budou taktéž ke stažení ve formátu *doc*, či *pdf*. Kompletní obsah stránek si budou moci učitelé i žáci stáhnout ve formátu html a využívat jej i bez připojení k internetu (off-line verze).

Obsah práce bude vycházet z Rámcového vzdělávacího programu pro gymnázia [2] a Katalogu požadavků zkoušek společné části maturitní zkoušky [3], přičemž při tvorbě materiálů se bude vycházet z očekávaných výstupů a učiva, které požadují oba zmíněné dokumenty tak, aby materiály byly v souladu s nejmodernějším trendem vzdělávání v ČR. Materiál by měl po obsahové stránce zahrnovat většinu poznatků daného úseku učiva chemie (dle [3] a [4]) týkajícího se rovnovážných stavů, zpracovány proto budou problematiky chemických, fázových a oxidačně-redukčních rovnovah. Oproti tomu práce nebude zahrnovat podtematické celky a učivu týkající se rovnovah v roztocích elektrolytů a acidobazické rovnováhy, které jsou již zpracovávány v rámci jiné práce na Katedře učitelství a didaktiky chemie Přírodovědecké fakulty univerzity Karlovy v Praze. I tak je obsah učiva nastíněných tematických celků poměrně rozsáhlý.

### 3. Rešerše výukových materiálů

Tato část práce bude zaměřena především na zmapování a částečné zhodnocení dostupných výukových zdrojů zejména v elektronické podobě, především však na internetové zdroje vhodné pro edukační účely, týkající se rovnováh. Hodnocení materiálů bude provedeno vzhledem k příchodu nové koncepce vzdělávání v ČR reprezentované zejména Rámcovými vzdělávacími programy pro gymnázia [2] a Katalogem požadavků zkoušek společné části maturitní zkoušky [3] (viz. níže), proto je nutné tyto dokumenty zahrnout do hodnocení informačních zdrojů.

#### 3.1. Rámcový vzdělávací program pro gymnázia (RVP G) [2]

Tento dokument mnoho informací k danému tématu (rovnováhy) nepodává. Učivo v RVP G [2] je vymezeno dosti široce a konkrétní podoba učiva podaného žákům na učiteli. Lépe řečeno, je přesně vymezeno a časově rozčleněného ve školním vzdělávacím programu, který vytváří učitelé dané školy. Tento způsob dává učiteli „volnou“ ruku v tom jak a kdy dané učivo probírat. Jedinou podmínkou je splnění očekávaných výstupů a klíčových kompetencí, které RVP G [2] ukládá, resp. garantuje.

Níže jsou uvedeny vybrané očekávané výstupy a učivo, které by si měl žák osvojit k tématu rovnováhy.

##### **Očekávané výstupy [2]**

- žák využívá odbornou terminologii při popisu látek a vysvětlování chemických dějů
- žák využívá znalosti o částicové struktuře látek a chemických vazbách k předvídání některých fyzikálně-chemických vlastností látek a jejich chování v chemických reakcích

##### **Učivo [2]**

- soustavy látek a jejich složení
- rychlost chemických reakcí a chemická rovnováha

### **3.2. Katalog požadavků zkoušek společné části maturitní zkoušky [3] – chemie**

Jde o poměrně nový dokument, který, na rozdíl od RVP G [2], specifikuje konkrétněji podobu učiva. Katalog [3] vychází z RVP G [2], avšak učivo, které si musí žák osvojit, má již značně konkrétnější podobu a svým způsobem předepisuje minimální rozsah a obsah učiva probíraný na SŠ nutný k úspěšnému složení státní části maturitní zkoušky. Jelikož od školního roku 2010/2011 musí absolvovat státní část maturitní zkoušky každý žák na SŠ, je tedy pro žáka i učitele obsah katalogu závazný, chce-li žák maturovat z chemie. Dále jsou uvedeny vybrané znalosti a dovednosti, které žák musí mít osvojeny k úspěšnému složení státní části maturitní zkoušky, vážící se k tématu rovnováh. Toto téma se pojí s tématickým okruhem obecná chemie. Maturitní požadavky jsou formulovány v části: „Žák dovede...“:

#### **Chemický děj a jeho zákonitosti [3]**

- definovat pojmy chemická reakce a chemická rovnice, výchozí látky (reaktanty) a produkty
- zapsat chemickou reakci rovnicí a určit typ reakce
- vyčíslit chemickou rovnici s použitím pravidla o zachování druhů atomů a pravidel pro vyčíslování redoxních rovnic
- objasnit podstatu průběhu oxidačně-redukční (redoxní), acidobazické (protolytické), koordinační (komplexotvorné) a srážecí reakce
- na základě chemického experimentu vysvětlit průběh reakce, určit typ reakce
- uvést základní faktory ovlivňující rychlost chemické reakce (koncentrace látek, teplota, tlak, pozitivní a negativní katalyzátor)
- vysvětlit pojmy aktivační energie a aktivovaný komplex
- zapsat kinetickou rovnici chemické reakce

#### **Chemická rovnováha [3]**

- vysvětlit pojem chemické rovnováhy v soustavě a její dynamický charakter

- zapsat vztah pro rovnovážnou konstantu z chemické rovnice dané chemické reakce, vypočítat hodnotu rovnovážné konstanty  $K_c$
- formulovat princip akce a reakce, posoudit vlivy na rovnovážné složení směsi změnou: koncentrace (látkového množství) reagujících látek, teploty, tlaku (v soustavě obsahující plynné látky), posoudit význam optimálního průběhu chemické reakce v průmyslu
- vymežit pojmy elektrolytická disociace, silný a slabý elektrolyt
- definovat a správně používat pojmy oxidace a redukce, oxidační a redukční činidlo, vysvětlit podstatu oxidačně redukčních dějů
- porovnat podle Beketovovy elektrochemické řady napětí schopnost prvků tvořit kationty (ve vodném prostředí) a posoudit schopnost určitého prvku působit jako oxidační (redukční) činidlo

K osvojení výše uvedených znalostí a dovedností, které vycházejí z RVP G [2] a Katalogu požadavků zkoušek společné části maturitní zkoušky [3], je nutné žákům poskytnout nejen materiály, které obsahově i rozsahem korespondují s těmito dokumenty, ale i materiály napomáhající, co možná nejvíce, k pochopení dané problematiky. To se týká zejména dostatečné přítomnosti obrázků, schémat, grafů, animací, videí. Právě pomocí těchto doprovodných informací lze usnadnit žákům porozumění dané problematice.

### **3.3. Tiskuté materiály**

S touto formou výukových materiálů se setkal asi opravdu každý. Učebnice je patrně nejen největším pomocníkem žáka, ale i učitele. Dnes již však z motivačního hlediska standardní učebnice toho mnoho nabídnout nemohou. Rozsah je často omezen a co možná nejstručněji podán, grafika často, z finančních důvodů, není také příliš bohatá. O interaktivitě se u tištěných publikací mluvit nedá, ale to vychází již z jejich formy. Avšak velkou výhodou učebnic je, že nejsou monotematicky pojaté a žák, pokud něčemu nerozumí, může se vrátit o 20 stran zpět a danou problematiku si dostudovat, což u některých internetových zdrojů pro jejich torzovitost chybí. Dalším kladem je relativní bezchybnost textu, a tudíž jeho poměrně vysoká věrohodnost oproti některým elektronickým materiálům.

V rámci této práce bylo zhodnocení podrobena osm užívaných publikací, i když v některých případech se nedá mluvit o učebnici v pravém slova smyslu, jelikož chybějí některé náležitosti, které by standardní učebnice měla obsahovat.

Chemie obecná a anorganická [4] je publikací, kde autoři V. Šrámek a L. Kosina v úvodu uvádějí, že učebnice obsahuje nejzákladnější poznatky a informace, které jsou systematicky a stručně uspořádány. Mimo jiné autoři uvádějí, že učebnice je určena ke studiu na všech typech středních škol a může posloužit i jako materiál k přípravě na maturitu nebo přijímací zkoušky na vysokou školu.

Chemie pro čtyřletá gymnázia [5]: 1. díl od autorů A. Marečka a J. Honzy je určena pro první ročníky a kvinty osmiletých gymnázií. Autoři se v úvodu zmiňují, že publikace sleduje tehdy platné osnovy a kromě základního textu obsahuje i rozšířené učivo.

Chemie pro čtyřletá gymnázia [6]: 2. díl taktéž od autorů A. Marečka a J. Honzy; tento díl se liší rozlišením textu na dvě úrovně (základní a nadstandardní) a rozšiřující informace. Nadstandardní úroveň učiva je určena pro školy zaměřené na chemii.

Chemie I [7]: obecná a anorganická od J. Vacíka a kolektivu autorů obsahuje schvalovací doložku MŠMT ČR pro zařazení učebnice na seznam pro gymnázia, která již však není platná. Učebnice je určena pro žáky 1. a 2. ročníku gymnázií a podle autorů obsahuje nejzákladnější informace nutné pro výklad.

Přehled středoškolské chemie [8] taktéž od kolektivu autorů pod vedením J. Vacíka. Tato publikace, narozdíl od Chemie I, je spíše materiálem sloužícím k zopakování kompletní středoškolské chemie, přípravě k přijímacím zkouškám na vysokou školu a v neposlední řadě jako zdroj informací pro učitele.

Odmaturuj z chemie [9], kterou napsaly autorky M. Benešová a H. Satrapová, je taktéž přehledem kompletní středoškolské chemie. Autorky uvádějí, že tato publikace je zpracována tak, aby vyhovovala požadavkům nové podoby celostátní maturity a mohla posloužit k přípravě na vysokou školu.

Chemie I. v kostce [10], jejímiž autory jsou B. Kotlík a K. Růžičková, je také spíše přehledem sloužícím k přípravě žáků k maturitě a přijímacím zkouškám na vysoké školy.

Všechny učebnice byly kvalitativně zhodnoceny. Toto zhodnocení je v následujícím textu rozčleněno nikoliv dle učebnic, ale v rámci jednotlivých tématických celků dle RVP-G. Hodnocení probíhá v několika rovinách. Prvním z kritérií je splnění Rámcového vzdělávacího programu pro gymnázia [2] a Katalogu požadavků zkoušek společné části maturitní zkoušky [3]. Dalšími kritérii jsou podrobnost zpracování daného tématu a doplňující grafické materiály.

### 3.3.1. Chemické rovnováhy

V této kapitole hraje dle [2] a [3] stěžejní roli Guldbergův a Waageův zákon chemické rovnováhy a rovnovážná konstanta. Tato problematika je nejpodrobněji zpracována v Přehledu středoškolské chemie [8], Chemie I: obecná a anorganická [7] a Chemie I. v kostce [10]. V těchto publikacích lze nalézt matematické odvození pro rovnovážnou konstantu definovanou pomocí rovnovážných koncentrací a parciálních tlaků složek. Jinak se zbývající tituly věnují matematickému odvození rovnovážné konstanty alespoň pomocí rovnovážných koncentrací. Určitou možnost výpočtu rovnovážné konstanty k procvičení nabízejí pouze Chemie obecná a anorganická [4] a Chemie I: obecná a anorganická [7], avšak k zadaným příkladům chybí výsledky. Pro lepší pochopení ustavení dynamické rovnováhy používá pouze Přehled středoškolské chemie [8] grafy, ostatní publikace neobsahují žádnou doplňující grafiku k dané problematice.

Ovlivnění rovnovážného stavu pomocí změny koncentrace, tlaku a teploty se patrně nejvíce věnují Přehled středoškolské chemie [8] a Chemie I: obecná a anorganická [7], kde kromě popisu děje najdeme i konkrétní příklady ovlivnění. Ostatní tituly se danému tématu věnují pouze popisně a Chemie I. v kostce [10] předkládá pouze tabulku, prakticky bez jakéhokoli textového doplnění. Tabulka obsahuje jednotlivé akce, kterými je možno rovnováhu ovlivnit a následně vyvolanou reakci, jenž vede ke změně rovnovážného stavu složení rovnovážné směsi.

Srážecím rovnováhám obecně ve výše zmíněných publikacích není věnováno mnoho pozornosti. Kromě přehledu středoškolské chemie [8], která se věnuje srážecím rovnováhám jako takovým, jsou v Chemii I: obecná a anorganická [7], Chemii pro čtyřletá gymnázia: 1. díl [5] a Chemii obecné a anorganické [4] zmíněny pouze srážecí reakce v rámci ukázky typů

chemických reakcí. V publikacích Chemie I. v kostce [10] a Odmaturuj z chemie [9] není zmínka o srážecích reakcích, potažmo ani o srážecích rovnováhách žádná.

### **3.3.2. Fázové rovnováhy**

Toto téma není jako takové zahrnuto v učivu pro střední školy, ale jeho části se prolínají několika kapitolami jako jsou roztoky, směsi, soustavy látek, klasifikace látek nebo extrakce zmíněné v Odmaturuj z chemie [9]. Termín fáze nalezneme také v Přehledu středoškolské chemie [8], Chemii I: obecná a anorganická [7] a Chemii pro čtyřletá gymnázia: 1. díl [5]. Poměrně hodně se věnuje Chemie pro čtyřletá gymnázia: 1. díl [5] složení roztoků z hlediska jejich mísitelnosti a rozpustnosti látek v závislosti na teplotě.

### **3.3.3. Oxidačně redukční rovnováhy**

Všechny publikace obsahují oxidačně redukční reakce převážně v tématech zabývajících se typy reakcí. Asi nejlépe popsané vyčíslování oxidačně redukčních rovnic je v Chemii obecné a anorganické [4], kde se nachází také několik řešených příkladů. Bohužel více nám toho uvedená učebnice k tomuto tématu nenabídne. Chybí Beketovova řada napětí, kvůli níž nemůže učebnice splnit požadavky katalogu ke společné maturitní zkoušce [3]. Dále v publikaci nenajdeme témata o elektrolýze a galvanických článcích. Chemie pro čtyřletá gymnázia: 1. díl [5] obsahuje také pouze obecné informace o oxidačně redukčních reakcích, ale veškeré další informace k tomuto typu rovnováh najdeme v druhém dílu [6]. V Chemii pro čtyřletá gymnázia: 2. díl [6] je v tématickém celku elektrochemie popsána problematika oxidačně redukčních dějů poměrně vyčerpávajícím způsobem, navíc je doplněna pro lepší pochopení grafikou a na konci jsou uvedeny náměty na procvičení. Kromě Beketovovy řady napětí nabídne učebnice i elektrolýzu, galvanické články a akumulátory. Ostatní tituly se oxidačně redukčním rovnováhám věnují poměrně dostatečně, kromě výše zmiňované Chemie pro čtyřletá gymnázia: 2. díl [6], nejvíce Chemie I. v kostce [10] a Středoškolský přehled chemie [8].

### 3.3.4. Na závěr

Po obsahové stránce se jeví nejvhodnější Přehled středoškolské chemie [8] a Chemie I. v kostce [10], ale nelze je považovat za učebnice pro osvojování nových poznatků. Jedná se o tituly, vhodné k opakování nebo prohlubování již získaných poznatků a měli by je tedy využívat žáci, kteří již mají nějaké „chemické povědomí“. Nicméně, po obsahové stránce se většina hodnocených publikací zabývá všemi tématy zaměřenými na rovnovážné stavy stanovenými dle RVP-G a Katalogu požadavků zkoušek společné části maturitní zkoušky. Jediná učebnice, která dle požadavků Katalogu požadavků zkoušek společné části maturitní zkoušky [3] z hlediska učiva vynechala některé téma, je Chemie obecná a anorganická [4], avšak pouze v jednom bodě, jímž je absence Beketovovy řady napětí. Všechny učebnice obsahují alespoň základní pojmy k daným tématům a splňují tím požadavky učiva předepsané RVP G [2]. Ovšem z hlediska očekávaných výstupů, klíčových kompetencí a dovedností, které RVP G [2] a Katalog požadavků zkoušek společné části maturitní zkoušky [3] požadují, jsou učebnice s častou absencí mezipředmětových vztahů a grafiky k osvojení daného úseku učiva pro žáky poněkud problematické. Publikace často úplně postrádají grafická zobrazení (obrázky, grafy, schémata, atp.), která jsou nutná pro hlubší osvojení učiva, tento aspekt je také neopominutelný z hlediska motivace a atraktivnosti učebnice. Z tohoto pohledu je potřeba nových materiálů, obsahujících motivační prvky a především příklady propojující danou problematiku s praxí, více než žádoucí.

## 3.4. *Elektronické materiály*

### 3.4.1. Internetové stránky

Jedním z nejdostupnějších zdrojů informací je bezesporu internet. Praktický každý k němu má přístup a denně ho využívá. Prostřednictvím internetu se dají informace získat asi nejrychlejším způsobem, který existuje. Už i sama práce s počítačem může být pro žáky motivující, ale bez „zábavné“ formy učení asi na chemických stránkách moc dlouho nezůstanou. Obrovskou výhodou tohoto „média“ jsou prakticky neomezené možnosti v poskytování interaktivního obsahu, který nikdy nemůže učebnice v tištěné podobě poskytnout. Je však otázkou, zda jsou tyto možnosti autory internetového obsahu v oblasti rovnovážných stavů vůbec využívány.

Praxe ale ukazuje, že velké množství na internetu dostupných materiálů těchto motivačních a aktivizujících prvků využívá jen minimálně. Problém však nastává již při vyhledávání. Stránek věnujících se chemii je opravdu velmi mnoho. Ovšem ne všechny jsou vhodné pro edukační účely. Většinou se dají nalézt monotematicky zaměřené stránky nebo dokumenty, které jsou často pouhým přepisem učebnic nebo jejím zestručněním, popřípadě pro žáky nesrozumitelným vědeckým pojednáním. Provázanost s jinými tématy je proto strohá či úplně chybí. Stránek, které by se věnovaly výkladu učiva a navíc v sobě obsahovaly motivační části jako obrázky, animace, videa, atp. je na českém internetu jako šafránu.

Problematickou stránkou získaných informací z internetu je jejich věrohodnost. Uživatel jen málo vzdělaný v dané problematice (tedy např. žák střední školy) jen málokdy umí zhodnotit, zda jím nalezený materiál je po faktické stránce správný a věrohodný. Jde o situaci, která možná není na škodu, jelikož žáka to nutí s informacemi pracovat a zhodnocovat jejich relevanci a správnost a učí se tak, kromě třídění, tyto informace i ověřovat z více zdrojů. Na druhé straně, než se žák tyto informace naučí zpracovávat, využívá je nevhodně a nesprávně a mohou se tak v jeho způsobu práce zakořenit nezdravé návyky, které jsou přeneseny do studia a následně i do zaměstnání. Z toho důvodu je existence relevantních a důvěryhodných zdrojů informací, zaštitěných např. univerzitami, vysokými školami, výzkumnými ústavy a různými odborníky na danou problematiku, velmi potřebná a žádoucí. Pokud se totiž podaří nalézt věrohodné a propracované stránky, mohou se stát pro učitele i pro žáky užitečným pomocníkem ve výuce i v životě. Prostřednictvím dobře zpracovaných stránek žáci získávají nové studijní informace, ale mohou si i sami zkoušet a ověřovat dosažené vědomosti a dovednosti (jak je ostatně požadováno v RVP-G), což může vést i ke zvýšenému zajmu o další samostatné studium, Učitelé i žáci určitě také ocení nejrůznější náměty na laboratorní cvičení, nafilmované pokusy, interdisciplinární spojitosti, kvízy, atp.

Jelikož tato práce je zaměřena na elektronické výukové materiály převážně ve formě internetových stránek, bude následující rešerše zaměřena podrobněji právě na hodnocení tohoto typu zdroje informací (zaměřených na popis rovnovážných stavů).

V souvislosti s existencí RVP G [2] a Katalogu požadavků ke státní maturitě [3] bude hodnocení zaměřeno i na splnění kritérií vycházejících z výše uvedených kurikulárních dokumentů. Vzhledem k tomu, že žáci využívají v drtivé většině pouze české internetové zdroje, byla rešerše omezena na česky psané internetové stránky zaměřené na danou chemickou tematiku.

### 3.4.1.1. Chemické rovnováhy

Pouze strohý a krátký výukový text týkající se chemické rovnováhy nabízí Univerzita Tomáše Bati ve Zlíně <http://www.chemie.utb.cz/studpom/chemrov.htm> [11]. V textu se nachází pouze matematické odvození Guldbergova-Waageova zákona pro rovnovážné koncentrace. V uvedeném textu se nenalézají jakékoli grafické prvky a text tím pádem působí velmi akademickým dojmem.

Rozsahem podobný text je ke stažení ze stránek Střední zdravotnické školy v Ústí nad Orlicí [http://www.szsuo.cz/informace/chemie/chemie\\_index.htm](http://www.szsuo.cz/informace/chemie/chemie_index.htm) [12], kde nalezneme krátký popis chemické a srážecí rovnováhy. Guldbergův-Waageův zákon je zde odvozen pro rovnovážné koncentrace a tlaky, včetně několika příkladů. Dále tu nalezneme ve zkratce podané ovlivnění rovnovážného složení změnou koncentrace, tlaku, teploty a pomocí katalyzátoru, u něhož je uvedeno, že dojde pouze k urychlení ustavení rovnováhy, ale vliv na rovnovážnou konstantu jako takovou nemá. Opět ani v tomto dokumentu se nenachází žádný grafický prvek, který by dokresloval danou problematiku nebo čtenáře motivoval.

Na stránce [http://martin.krynicky.cz/Uceni/Souvislosti/03\\_Chemie.htm](http://martin.krynicky.cz/Uceni/Souvislosti/03_Chemie.htm) [13] se můžeme dočíst o vzniku a podstatě chemické rovnováhy, spolu s ukázkami jejího ovlivnění a konkrétními příklady. Text je podán srozumitelně a poměrně neformálně, což výrazně zvyšuje jeho čtivost. Ale na druhou stranu postrádá vhodnější členění textu pro lepší orientaci a odkazovací aparát. Dalším aspektem, který snižuje úroveň tohoto textu je, že neobsahuje žádnou doprovodnou grafiku.

Poněkud tematicky obsáhlejší jsou stránky <http://www.nicotna.osoba.cz/> [14], ale nalezneme zde pouze texty podobné těm, které se nacházejí v učebnicích. Obsah je navíc bez obrázků a dosti stručný. V některých částech autor i avizuje chybějící části textu, což velmi snižuje obsahovou hodnotu. Formulace použité v textu jsou dosti strohé, až nejasné. Zmíněné termíny nejsou často dostatečně anebo vůbec vysvětleny.

Podstatně lépe je na tom web <http://www.gvi.cz/index.php?o=1000279> [15], který náleží Gymnáziu v Ledči nad Sázavou. Stránky jsou komplexně pojaty, tudíž na nich můžeme shlédnout všechna témata týkající se středoškolské chemie. Stránka skýtá dokumenty ke stažení (doc a pdf), jež jsou tematicky odděleny a zařazeny do tematických celků. Dokumenty jsou rozsahově dostačující a na jejich koncích má žák možnost si probrané učivo procvičit. Text je dobře strukturovaný a jsou zvýrazněny důležité poznatky. Kromě charakteristiky chemické rovnováhy jako takové zde nalezneme odvození Guldbergova-Waageova zákona pouze pro rovnovážné koncentrace a poměrně detailní popis toho, jak lze rovnováhu ovlivnit

a kterým směrem reakce následně poběží. Předkládaným textům chybí doplňující grafika, která by tak mohla dotvořit a zatraktivnit vcelku podařené texty.

Dalším, mezi učiteli chemie dobře známým, internetovým zdrojem, který se věnuje nejrůznějším tématům chemie, je <http://www.jergym.hiedu.cz/~canovm/> [16]. Stránky jsou vytvořeny učiteli a žáky Gymnázia Jeronýmova v Liberci. Jsou komplexně pojaty a zahrnují všechny tematické celky probírané na středních školách. Chemická rovnováha je zpracována poměrně podrobně, včetně všemožných odvození, krok za krokem. Kromě odvození rovnovážné konstanty pomocí rovnovážných koncentrací a parciálních tlaků složek je přítomno i nepříliš běžné odvození s použitím molárních zlomků. Na stránkách nalezneme i popis dějů následujících po porušení stavu rovnováhy. Dále je v sekci analytické chemie část věnovaná důkazu iontů, kterou lze zařadit ke srážecím rovnováhám. Poměrně netradiční je grafické zpracování, které často stěžuje orientaci a obecně přehlednost jednotlivých částí internetových stránek. Drtivá většina interaktivních prvků nejsou vlastní tvorbou autorů, ale jsou přežaty z jiných zahraničních webových stránek, čímž je i do jisté míry snížena jejich použitelnost. Mimo to, poměrně značná část nabízených externích odkazů není funkčních.

Pod adresou <http://puntik.sweb.cz/M.Mackerlová-chemie.html> [17] se nacházejí stránky věnující se různým odvětvím chemie. K tématu rovnováh je přítomen stručný přehled dané problematiky, který je pro zvýšení přehlednosti barevně rozčleněn, avšak poznámky jsou velmi stroze podané. Rovnovážná konstanta je odvozena pouze pro rovnovážné koncentrace, chybí odvození tlakové rovnovážné konstanty. Možnosti ovlivnění rovnovážného stavu znázorňují přehledné tabulky pro teplotu, tlak a koncentraci. Pro každou ze zmiňovaných veličin se na stránkách nachází tabulka, kde nalezneme akci, která způsobí změnu rovnovážného stavu a následnou reakci systému, včetně vysvětlením následného posunu rovnovážného stavu. Tato grafika je však jediná, kterou web nabízí. Obrázky, grafy a další grafické prvky bude návštěvník hledat marně.

Složitěji je chemická rovnováha podána v dokumentu, který lze stáhnout ze stránek Biologické fakulty Jihočeské Univerzity [http://rum.bf.jcu.cz/public/fyzikala/texty\\_opravene/08-Rovnovahy-obecny\\_zaklad\\_\(opraveno\)r.doc](http://rum.bf.jcu.cz/public/fyzikala/texty_opravene/08-Rovnovahy-obecny_zaklad_(opraveno)r.doc) [18]. V tomto dokumentu se nachází jak popis chemické rovnováhy, tak i faktory, které ji ovlivňují. Dále nám dokument nabízí i několik příkladů k procvičení, včetně řešení, ovšem příklady i řešení jsou v angličtině. Text je doplněn o grafy znázorňující konkrétní průběhy chemických rovnováh, avšak jsou jedinou grafickou součástí tohoto dokumentu. Je nutné podotknout, že grafům nechybí stručný komentář.

Na adrese <http://projekta1fa.ic.cz/> [19] se nacházejí vcelku ucelené stránky věnující se chemické tematice, kde však nejsou chemické rovnováhy zpracovány. Oproti tomu jsou zde zpracovány důkazové reakce kationů i anionů včetně příkladů, které lze zařadit k tématu srážecích rovnováh.. Webové stránky jako takové jsou vcelku přehledně zpracovány a většina nabízených témat je doplněna o grafiku dokreslující danou problematiku, ale web postrádá motivační a interaktivní prvky.

Podobně jako <http://projekta1fa.ic.cz/> je na tom i další webová stránka - stránka studentů a zaměstnanců Biologické fakulty Jihočeské Univerzity <http://tomcat.prf.jcu.cz/sima/> [20]. Ta obsahuje pěkný popis srážecích reakcí, spolu s jejich využitím, méně se však zabývá dalšími tématy chemických rovnováh a zaměřuje se spíše na analytické metody k tématům jako jsou srážecí a komplexotvorné reakce, proteolytické rovnováhy nebo elektrochemie.

Pokusům týkajících se nejen srážecích reakcí se věnuje stránka <http://www.nebezpečnachimie.estranky.cz/stranka/srazeci-reakce> [21]. Popisy provedení experimentů jsou ale relativně stručné, stránka se však prakticky vůbec nezabývá teoretickou podstatou věci a zcela chybí metodické nebo bezpečnostní pokyny

### **3.4.1.2. Fázové rovnováhy**

Tento typ rovnováh není přímo zastoupen ve středoškolské chemii, tak jak je zmiňováno v [2] a [3], ale vzhledem k tomu, že se tato oblast rovnovážných stavů dotýká jiných témat v RVP-G a Katalogu požadavků zkoušek společné části maturitní zkoušky, není na škodu se podívat se, jaké, na internetu dostupné, materiály může učitel ve výuce nebo při přípravě na ní využít. Obecně lze říci, že v tomto ohledu existuje na středoškolské úrovni chemie minimum internetových zdrojů. Toto učivo lze brát jako nadstandardní, tudíž lze využít materiálů i pro nižší ročníky vysokých škol.

Jeden z nejsrozumitelnějších dokumentů se nachází na adrese [http://rum.bf.jcu.cz/public/fyzikala/texty\\_opravene/07\\_Fazove\\_zmeny,fazove\\_diagramy\\_\(opraveno\)r.doc](http://rum.bf.jcu.cz/public/fyzikala/texty_opravene/07_Fazove_zmeny,fazove_diagramy_(opraveno)r.doc) [22], která patří Biologické fakultě Jihočeské Univerzity. Tento dokument podává zjednodušenou formou problematiku týkající se fázových rovnováh, takže v jistých ohledech by se dal použít i pro středoškolskou chemii. Problematika, je zde vysvětlena bez použití složitých vzorců a veličin jako je Gibbsova energie nebo chemický potenciál. Text je doplněn o obrázky, které napomáhají lepšímu porozumění danému tématu.

Složitější podání tématu fázových rovnovah nalezneme na stránkách Střední průmyslové školy v Ústí nad Labem [http://www.sps-ul.cz/lib/exe/fetch.php/pro\\_studenty:fazove\\_rovnovahy.ppt](http://www.sps-ul.cz/lib/exe/fetch.php/pro_studenty:fazove_rovnovahy.ppt) [23]. Jedná se o prezentaci, kde jsou informace co nejvíce zestručněny a bez doprovodného výkladu je pochopení předkládaných faktů velmi ztíženo.

Ještě o poznání složitější a mírou poznatků komplexnější jsou materiály, které na svých stránkách <http://www.vscht.cz/fch/prikladnik/prikladnik/p.10.html> [24] podává VŠCHT. Pro svou složitost jsou však pro účely chemie na střední škole prakticky nevyužitelné. Akademický text je omezen na nezbytné minimum, obsahuje velké množství nevysvětlených pojmů a je prokládán nejrůznějšími matematickými vztahy, jejichž aplikace vyžaduje znalost matematiky, často přesahující rámec střední školy. Text postrádá jakoukoli grafiku nebo jiné motivační prvky. Příklady, které doplňují daná témata jsou taktéž svojí složitostí nad rámec střední školy.

### 3.4.1.3. Oxidačně redukční rovnováhy

Problematika redoxních rovnovah je stručně podána na adrese <http://puntik.sweb.cz/M.Mackerlová-chemie.html> [17]. Tento text je poměrně krátký a není doprovázen žádnou grafikou, která by zlepšovala porozumění danému tématu. Text popisuje pouze standardní a redoxní potenciály a Beketovovu řadu kovů.

Taktéž stručný, ale dobře strukturovaný, dokument je možné stáhnout na stránkách Gymnázia v Ledči nad Sázavou <http://www.gvi.cz/files/chemie/rd.pdf> [15]. Dokument je napsán vcelku srozumitelným jazykem a obsahuje grafické zvýraznění důležitých poznatků. V neposlední řadě zde najdeme návod pro studenty, krok za krokem, jak vyčíslit redoxní rovnici a na závěr dokument obsahuje několik úloh k procvičení, u nichž ovšem chybí řešení. Soubor osvětluje i problematiku týkající se Beketovovy řady kovů. Motivační či grafické prvky, které by napomáhaly hlubšímu porozumění, zde však chybí.

Na stránce <http://xantina.hyperlink.cz/> [25] se dočteme základní informace o redoxních reakcích, které jsou však velmi stručné. Je zde ale kladem důraz na úpravy redoxních reakcí, potažmo jejich vyčíslování. Několik řešených příkladů žákům umožní detailně se seznámit s postupy při vyčíslování redoxních rovnic a dále pak mohou využít 60 příkladů na procvičení, u nichž si mohou zobrazit i správné řešení. Řešení obsahuje kromě

vyčíslené rovnice i změnu náboje u konjugovaných párů a určení redukčního i oxidačního činidla.

Další stránkou komplexněji se zabývající chemií je Projekt alfa <http://projektaalfa.ic.cz/> [19]. Problematika redoxních rovnovah, se prolíná několika sekcemi webu, ale redoxní rovnováhy jako takové zmíněny nejsou. Na stránkách se nachází Beketovova řada kovů spolu s výrobou a využitím nejznámějších kovů. Mimo jiné zde nalezneme elektrolýzu, která je doplněna o barevné obrázky dokreslující danou problematiku a napomáhající lepšímu osvojení učiva. K elektrolýze se ještě váže popis elektrolýzy několika roztoků, včetně dějů probíhajících na jednotlivých elektrodách a nakonec i elektrolytické pokovování. Stránky dávají v neposlední řadě možnost i samostatné práce v sekci nazvané „Zkus si sám“. Na tomto místě nalezneme podrobné návody k elektrolýze NaCl a galvanickému článku, u něhož se nachází i vysvětlení probíhajícího jevu.

Web <http://www.jergym.hiedu.cz/~canovm/> [16] v sekci elektrochemie nabízí poměrně rozsáhlé zpracování tématu redoxních rovnovah. V oxidačně-redukčních rovnováhách je zahrnuta i Nernstova rovnice, s jejíž pomocí je zde ukázáno, jak dané poloreakce budou pravděpodobně probíhat. Rozebírány jsou jednotlivé konkrétní příklady primárních, sekundárních, ale i solárních článků. U každého článku se nachází popis děje, který v něm probíhá a velmi schematický náčrt zapojení. Nechybí ani elektrolýza, jež je předvedena na rozličných roztocích, taveninách, atp. U Beketovovy řady napětí najdeme několik příkladů schopností kovů redukovat se nebo oxidovat, spolu s výčtem potenciálů velkého množství prvků. Nicméně informace, které stránky podávají, jsou co možná nejstručnější a schematicky podané, výkladový text jako takový zde nenalezneme.

Na stránkách Biologické fakulty Jihočeské univerzity v Českých Budějovicích [http://rum.bf.jcu.cz/public/fyzikala/texty\\_opravene/12Oxidacne-redukcnideje,elektrochemie\(opraveno\)r.doc](http://rum.bf.jcu.cz/public/fyzikala/texty_opravene/12Oxidacne-redukcnideje,elektrochemie(opraveno)r.doc) [26] se nachází poměrně srozumitelná stať, která je doplněna o obrázky a tabulky. Rozebírány jsou galvanické a elektrolytické články, text bohužel není doplněn konkrétními chemickými rovnicemi, vše se odehrává pouze v obecné rovině. Dokument lze i přes jeho srozumitelnost použít pouze k prohloubení poznatků získaných na úrovni střední školy, ne jako výukový text k osvojování nových poznatků, jelikož od žáků předpokládá alespoň průměrnou znalost tématu.

Stručný výukový text podobný učebnicovému, bez grafického doplnění, je přítomen na stránce <http://www.nicotna.osoba.cz/8-redoxni-deje-a-rovnovahy> [14]. Kromě obecné charakteristiky redoxních dějů je zmíněn standardní elektroodový potenciál, společně s typy

elektrod. Na závěr se autor zmiňuje o galvanických článcích, ale nepodává k nim žádné příklady. Beketovova řada napětí zcela chybí.

Na webu Školské fyziky [http://sf.zcu.cz/rocnik04/cislo03/cislo3.967/w\\_galcl.html](http://sf.zcu.cz/rocnik04/cislo03/cislo3.967/w_galcl.html) [27] se nachází článek, který je doplňujícím a rozšiřujícím textem k učebnici fyziky. V textu se pojednává o vývoji jednotlivých galvanických článků, spolu s procesy, které v nich probíhají. Dále se na stránkách nacházejí schematické obrázky jednotlivých typů článků a redoxní rovnice v nich probíhající. Mimo to, zde nalezneme i tabulku historického vývoje galvanických článků, která obsahuje jména vynálezců, rok vynalezení a napětí jednotlivých článků.

Na adrese <http://dragonadam.wz.cz/> [28] nalezneme popis toho, jak galvanický článek funguje, vše doplněno o barevné obrázky s popisem. Stránky však postrádají hlubší fyzikálně-chemické vysvětlení a redoxní rovnice dějů probíhajících v jednotlivých typech galvanických článků. Dále je velmi povrchně zmíněn rozdíl mezi primárním a sekundárním článkem. Na závěr jsou uvedeny typy zapojení článků – paralelní, sériové a sériově-paralelní.

Vcelku zajímavě je zpracována elektrolýza na stránkách <http://www.fyzikavpokusech.info/voda/elektrolyza/> [29]. Elektrolýza je spíše pojata z fyzikálního hlediska, tudíž některé chemické aspekty chybí. Kromě principu elektrolýzy, postupu provedení pokusu a využití elektrolýzy v praxi je na stránkách přítomen i schematický obrázek, spolu s natočeným průběhem pokusu. V průběhu experimentu je mimo samotné elektrolýzy poukázáno na ovlivnění vodivosti roztoku pomocí nejrůznějších látek a obecné vlastnosti některých látek přenášet náboj. Tato změna vodivosti je v pokusu zviditelněna za pomoci žárovky a ampérmetru zapojeného do okruhu.

Další stránkou, která nabízí pokusy k tématu redoxních rovnováh, je <http://reichmann.wz.cz/chemie/> [30]. Zde nalezneme návod na provedení elektrolýzy a sestavení galvanického článku. Mimo textového návodu je přítomen i schematický náčrt zapojení. Bezpečnostní pokyny k jednotlivým pokusům však chybí.

Informace týkající se využití elektrolýzy v praxi nabízí na svých stránkách Podještědské gymnázium <http://www.pglbc.cz/files/chv/elektrolyza/hlavni.html> [31], konkrétně se jedná o elektrolýzu solanky. Vedle schémat pro žáky ZŠ i SŠ je možné shlédnout také animaci, která ukazuje průběh jednotlivých kroků při elektrolýze solanky. Mimo jiné se dočteme o tom, jak průmyslové zpracování solanky zatěžuje životní prostředí a jaký je hospodářský význam pro ČR.

Na adrese [http://www.chemie.utb.cz/studpom/priulo/07\\_redox.pdf](http://www.chemie.utb.cz/studpom/priulo/07_redox.pdf) [32] se nachází dokument, který poměrně vyčerpávajícím způsobem popisuje způsob sestavování a

vyčíslování redoxních rovnic. Ovšem kromě zmíněné teorie předkládá i řadu řešených příkladů včetně textového doprovodu. Na závěr dokumentu nalezneme i několik rovnic k vyčíslení a slovně zadané rovnice, ale bohužel chybí řešení zadaných úloh.

Pokusům týkajícím se redoxních reakcí se věnuje <http://www.nebezpečnachimie.estranky.cz/stranka/kovy-a-redoxni-reakce> [33], ovšem návody jsou omezeny na dosti strohý popis daného pokusu. Chybí jakékoli vysvětlení probíhajících dějů, rovnice, aparatury nebo bezpečnostní pokyny. V závěru každého pokusu autor popisuje stav, který nastane po proběhnutí pokusu.

#### **3.4.1.4. Na závěr**

Z provedené rešerše elektronických materiálů k tématu rovnováh lze vyvodit, že ačkoliv internetových zdrojů zabývajících se problematikou rovnovážných stavů je i v rodném jazyce velké množství, existuje jen velmi málo zdrojů, které by komplexně pokrývaly v dostatečném rozsahu dané téma. Velké množství pramenů je pouze monotematických a nepokrývá tedy danou problematiku zcela. I přes svou povahu snadno publikovatelného internetového dokumentu většina stránek postrádá prvky, které by napomáhaly lepšímu pochopení a osvojení učiva (obrázky, animace nebo pokusy), které mají v neposlední řadě i motivační funkci. Některé zdroje jsou pouhým zestručněním učebnic a ztrácejí tím výhody a možnosti, které jim elektronická podoba nabízí. Klasická tištěná učebnice proto často zůstává spolehlivým pomocníkem pro žáka, kde je zaručena i věrohodnost předkládaných faktů. Informace nalezené na internetu se tedy dají spíše považovat za doplňující či rozšiřující, ale ve většině případů platí, že je nelze doporučit jako edukační materiál k osvojování nového učiva, právě z důvodu necelistvosti, možné nevěrohodnosti podávaných informací a absenci doprovodné grafiky.

Z hlediska požadavků RVP G [2] a Katalogu požadavků zkoušek společné části maturitní zkoušky [3] není drtivá většina elektronických materiálů schopna splnit všechny očekávané výstupy, jelikož po obsahové stránce nepostihují všechna témata vymezená v RVP G [2], natož pak Katalogu požadavků zkoušek společné části maturitní zkoušky [3]. Navíc, zmíněné materiály jen minimálně podporují získání příslušných klíčových kompetencí, protože strohá a akademická forma těchto materiálů a nedostatek motivačních a aktivizačních prvků zhoršuje osvojení poznatků a dovedností týkajících se daného tématu. U většiny

materiálů mimo jiné chybí propojení s životní praxí, takže žáci obtížně aplikují poznatky do občanského života.

## 4. Použitý software

FIALA, J.: **PSPad editor (ver. 4.5.3) [34]**– editor použitý k programování a editaci HTML kódu a kaskádových stylů CSS.

ADOBE SYSTEMS: **Adobe Dreamweaver (ver. CS3) [35]** – program použitý pro editaci a vkládání velkého množství textu na internetové stránky.

ADOBE SYSTEMS: **Adobe Flash Professional (ver. CS3) [36]** - program použitý pro tvorbu obrázků a animací.

ADOBE SYSTEMS: **Adobe Photoshop (ver. CS3) [37]** – program použitý pro editaci fotografií a ostatní grafiky použité na internetových stránkách.

ACD/LABS: **ACD/ChemSketch (ver. 12) [38]**– program použitý na tvorbu aparatur.

MICROSOFT CORPORATION: **Microsoft PowerPoint (ver. 2003) [39]** – program použitý na tvorbu prezentací pro učitele.

MICROSOFT CORPORATION: **Microsoft Word (ver. 2003) [39]** – textový editor použitý na vytvoření materiálů ke stažení pro žáky i učitele.

PDFFORGE.ORG: **PDF Creator (ver. 0.9.9) [40]** – program použitý na převod textových materiálů do formátu pdf.

PINNACLE SYSTEMS: **Pinnacle Studio (ver. 12) [41]** – program použitý ke střihání a editaci videa k chemickým pokusům.

ERIGHTSOFT: **Super © (ver. v2010.build.37) [42]** - program použitý na konverzi videa pro potřeby internetových stránek.

LONGTAIL VIDEO: **JW Player (ver. 5.1) [43]** – program použitý k přehrávání videopokusů přímo na stránkách.

OPERA SOFTWARE ASA: **Opera (ver. 10.51) [44]** - internetový prohlížeč pro testování vzhledu a správné funkčnosti stránek.

OPERA SOFTWARE ASA: **Opera Mobile (ver. 10) [45]** - internetový prohlížeč pro testování vzhledu a správné funkčnosti stránek na mobilních zařízeních.

MOZILLA.ORG: **Mozilla Firefox (ver. 3.6) [46]** - internetový prohlížeč pro testování vzhledu a správné funkčnosti stránek.

MICROSOFT CORPORATION: **Internet Explorer (ver. 8) [47]**- internetový prohlížeč pro testování vzhledu a správné funkčnosti stránek.

GOOGLE: **Google Chrome (ver. 4.1) [48]** - internetový prohlížeč pro testování vzhledu a správné funkčnosti stránek.

APPLE: **Safari (ver. 4) [49]** - internetový prohlížeč pro testování vzhledu a správné funkčnosti stránek.

ULTIMA PRIME: **Total Commander Ultima Prime (ver. 5.0) [50]** – souborový manager použitý k přenosu souborů na testovací stránky.

## 5. Volba prostředků

Pro tvorbu internetových stránek bylo nutné nejprve vybrat programovací jazyk. Záměrem bylo, aby stránky fungovaly i bez připojení k internetu. To determinuje, že vytvořené stránky budou statické. Uživatel tedy nebude moci jednoduše měnit obsah webu (bez znalosti programovacího jazyka), na druhé straně off-line i on-line prohlížení nebudou problémem. Z tohoto důvodu padla volba na programovací jazyk HTML. Ten umožňuje výše zmíněné a navíc jeho zvládnutí není nijak zvláště obtížné. Z uvedených důvodů nebyl využit programovací jazyk PHP, který sice umožňuje interakci s uživatelem a případné ukládání jím vytvořených dat, nevýhodou PHP jazyka je ovšem právě nutnost připojení k serveru, který zpracovává nejrůznější požadavky skriptů umístěných na stránkách. Jazyk PHP je tedy nevhodný kvůli tomu, že stránky nejde použít bez připojení k internetu. Avšak možnosti jazyka HTML jsou poměrně omezené, bylo proto nutné zvolit doplňující prostředky, kterými jsou CSS a Javascript. Přesto i s těmito programovacími jazyky by byla atraktivita a interaktivita webu na poměrně nízké úrovni a žáky by stránky mohly odradit již v úvodu. Zvýšení atraktivity a interaktivity bylo proto docíleno pomocí obrázků, grafiky, animací a pokusů, které neplní pouze motivační funkci, ale dokreslují danou chemickou problematiku. Tato grafická úprava byla vytvořena v programech Photoshop [37] a Flash Professional [36] od společnosti Adobe. Dalším prvkem, který danou problematiku přenesl z roviny teorie do reality, jsou digitalizované chemické pokusy. Pro úpravu surového videa a jeho stříhu bylo použito programu Pinnacle Studio [41], který je kompromisem mezi profesionálním stříhacím programem, který svou složitostí je pro tyto účely zbytečný, a základními programy na stříh videa.

Formátem pro tvorbu materiálů, které se dají ze stránek stáhnout, jsou formáty společnosti Microsoft a formát pdf. Dokumenty sady Office [39] (Word, PowerPoint aj.) jsou jedním z nejrozšířenějších formátů, čímž je zajištěno, že průměrný uživatel nebude mít problém dané dokumenty otevřít nebo upravit a učitelé je budou moci jednoduše využít při hodinách. Vzhledem k tomu, že prakticky každý má povědomí o tom, jak se dají tyto dokumenty otevřít nebo upravovat. Zdá se proto vhodnější zvolit formáty společnosti Microsoft, oproti méně známým a nekomerčním. Formát pdf vyvinutý společností Adobe, je naopak výhodný v případě použití jiné platformy operačního systému a v neposlední řadě je vždy korektně a stejně zobrazen na každém počítači, což nelze říci o formátech společnosti Microsoft.

## 5.1. Programovací jazyk HTML

Zkratka HTML znamená HyperText Markup Language, v překladu hypertextový značkovací jazyk. Značky neboli tagy slouží pro formátování zobrazovaného textu, který může mít různou velikost, písmo, barvu, zarovnání, atp<sup>1</sup>. Těmito tagy lze upravit vzhled na internetové stránce a zpřehlednit tak orientaci na stránce jako takové nebo v určité pasáži textu. Tagy slouží nejen k práci s textem, ale i k vkládání odkazů na další stránky, čímž může být zajištěno lepší členění stránek do jednotlivých monotematických celků a jejich následné provázání. Odkazy nemusí sloužit pouze po navigaci na stránkách, ale také k stahování jednotlivých dokumentů a jiných souborů, které se na stránkách nacházejí. V neposlední řadě tagy slouží k zobrazení a rozvržení obrázků, animací a ostatní grafiky, která je na stránkách přítomna. Většina těchto tagů je párová, kde jeden tag začíná určitý úsek a druhý tag ho ukončuje, čímž formátuje určitou část stránky, která má potom stejný vzhled. Jazyk HTML musí být psán přesně, jinak internetový prohlížeč veškeré překlepy nebo neukončené tagy ignoruje a tím pádem se stránka chová nekorektně a je chybně zobrazena. Pokud jsou však tagy napsány korektně a párové značky správně ukončeny, potom je formátování zobrazeno totožně skoro ve všech prohlížečích. Velikou výhodou HTML kódu je, že se zpracovává na počítači, který stránky zobrazuje a nepotřebuje připojení k jinému počítači, či serveru, tudíž lze použít i bez připojení počítače k internetu, nemluvě o tom, že není nadměrně zatěžováno uživatelské připojení k internetu a práce se stránkami je daleko rychlejší. Základní ukázka HTML kódu může vypadat následovně:

**<html>** *tag začínající kód HTML*

**<head>** *tag uvozující hlavičku HTML dokumentu*

**<title> Chemické rovnováhy </title>** *tag udávající nadpis stránky. Na začátku textu je uveden uvozující tag, za ním se nachází samotný text nadpisu stránky, který je uzavřen ukončujícím tagem.*

**<link rel="stylesheet" href="style.css">** *tag odkazující na externí soubor kaskádového stylu*

**<meta http-equiv="Content-Type" content="text/html; charset=windows-1250" />** *tag udávající znakovou sadu – zajišťuje správné zobrazení češtiny na stránce*

**<script src="thumbnailviewer.js" type="text/javascript"></script>** *tag odkazující na externí skript jazyka Javascript*

**</head>** *tag ukončující hlavičku HTML dokumentu*

---

<sup>1</sup> např.: velikost: **<h1> Text. </h1>**, tučné písmo: **<strong> Text. </strong>**, dolní index: **<sub> Text. </sub>**

`<body>` tag uvozující tělo dokumentu – oblast pro zobrazení obsahu

### Text stránky

`<h1> text nadpisu </h1>` tag pro styly nadpisů (h1 největší, h6 nejmenší)

`<a href="redoxrovgal.html">Galvanický článek</a>` tag s odkazem na jinou stránku

``

tag umisťující obrázek na stránku

`<ul>` tag uvozující seznam

`<li>Chemické rovnováhy` tag udávající položku seznamu

`<li>Fázové rovnováhy`

`<li>Redukčně oxidační rovnováhy`

`</ul>` tag ukončující seznam

`</body>` tag ukončující tělo dokumentu

`</html>` tag ukončující HTML dokument

Praktická ukázka HTML kódu:

Prostý text: (text není formátovaný žádným tagem)

reakce běží spíše směrem k produktům nebo k výchozím látkám. Tomu, jak zjistíme, kterým směrem reakce poběží, se věnuje kapitola Rovnovážná konstanta .

Text formátovaný tagem `<strong>` nebo k výchozím látkám. Tomu, jak zjistíme, kterým směrem reakce poběží, se věnuje kapitola Rovnovážná konstanta.`</strong>`, text je napsán tučně:

**nebo k výchozím látkám. Tomu, jak zjistíme, kterým směrem reakce poběží, se věnuje kapitola Rovnovážná konstanta.**

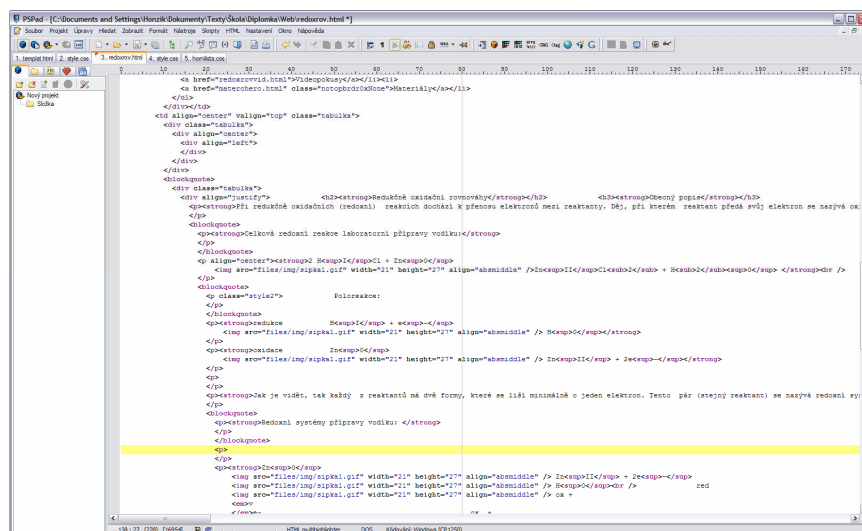
Text formátovaný tagem `<strong> Text.</strong>` a tagem pro odkaz `<a href="chemrovkonst.html">Rovnovážná konstanta</a>`, který umožňuje propojení na další webovou stránku. Kód může vypadat následovně:

`<strong>` nebo k výchozím látkám. Tomu, jak zjistíme, kterým směrem reakce poběží, se věnuje kapitola `<a href="chemrovkonst.html">Rovnovážná konstanta</a>`.`</strong>`

**nebo k výchozím látkám. Tomu, jak zjistíme, kterým směrem reakce poběží, se věnuje kapitola [Rovnovážná konstanta](#).**

Software použitý k editaci zdrojového kódu byl PSPad [34], který umožňuje poměrně snadnou orientaci v napsaném kódu a jeho strukturaci. Například označením tagu lze rychle zjistit, kde daný tag končí, což usnadňuje nalezení případné nesrovnalosti ve zdrojovém kódu a poskytuje tak prostor k odstranění případných chyb, které se projeví nestandardním chování webové stránky. Tento program byl použit i pro tvorbu a editaci CSS (viz. níže). Vkládání větších částí textu pomocí PSPadu se však ukázalo být nepraktické. K těmto účelům byl proto použit software Dreamweaver [35] od společnosti Adobe.

Screenshot z programu PSPad [34]:



## 5.2. CSS - Cascading Style Sheets

Zkratka CSS znamená Cascading Style Sheets, česky tabulky kaskádových stylů. Kaskádové se nazývají z toho důvodu, že se na sebe mohou vrstvit definice stylů, ale platí pouze ta poslední. Pomocí těchto stylů lze nadefinovat nejen vzhled určitých prvků v HTML kódu, ale i zarovnání, menu, atp. Prostřednictvím kaskádových stylů lze upravit jednotlivé tagy používané v HTML kódu tak, aby vyhovovaly našim představám. Jednou z největších výhod CSS je, že lze tento soubor stylů načítat z externího souboru a není tedy nutné vypisovat jednotlivé parametry stylu při každém jeho použití, ale stačí pouze odkázat na styl, který je definovaný v souboru CSS. Tato volba tak umožňuje poměrně rychle a jednoduše změnit požadovaný styl pro všechny stránky vyskytující se na tomto webu. Takto si každý může svoji verzi upravit podle svých představ. Na soubor s externím stylem lze poukázat v hlavičce HTML dokumentu tagem `<link rel="stylesheet" href="style.css">` nebo ho vložit přímo do HTML kódu `<style> color: blue</style>`, či přímo definovat atributem vloženým

do tagu `<p style="color: blue">modrý text</p>`. Nejvýhodnější se jeví použití externího souboru s kaskádovými styly, který se při zobrazení HTML kódu načte spolu ním. Tím je umožněno případné rychlé přeformátování a změny nejrůznějších parametrů pouze v jediném souboru, jehož změny se následně promítnou na celé internetové stránky. Pro tvorbu a editaci byl použit program PSPad [34], jenž graficky označuje jednotlivé struktury napsaného kódu a tím usnadňuje následnou orientaci v něm. Dalším velkým pomocníkem byly vývojářské nástroje, které jsou implementovány v internetovém prohlížeči Opera [44]. Tento balíček nástrojů nazývaný Opera Dragonfly (součást Opera 10 [44]) umožňuje zobrazení nejrůznějších informací o právě prohlížených stránkách, včetně načtených kaskádových stylů, s možností je přímo editovat a vidět okamžitě výsledek provedené změny. Tato možnost dovoluje rychlé odhalování chyb či vylepšování v kódu stránky nebo v CSS bez toho, aby bylo nutné měnit i několik souborů.

### **5.3. Javascript**

Tento programovací jazyk umožňuje vložit do webových stránek proveditelný obsah zajišťující interakci s uživatelem stránek. Javascript, kromě řady dalších aplikací a možností, například umožňuje přesměrování na další stránku po vyplnění formuláře s odpovědí. S jeho pomocí lze tedy vkládat různé webové formuláře a také interaktivní animace. Stránky tím získávají na dynamičnosti a mohou obsahovat i nejrůznější další aplikace. Tyto programy mají za úkol vytvořit určitou pohyblivost a interakci mezi stránkami a uživatelem. Výhodou při práci tohoto skriptu není třeba spojení se serverem a tedy veškeré úkony, které skript provede, se odehrávají v prohlížeči, kde jsou stránky prohlíženy.

### **5.4. Obrázky a animace**

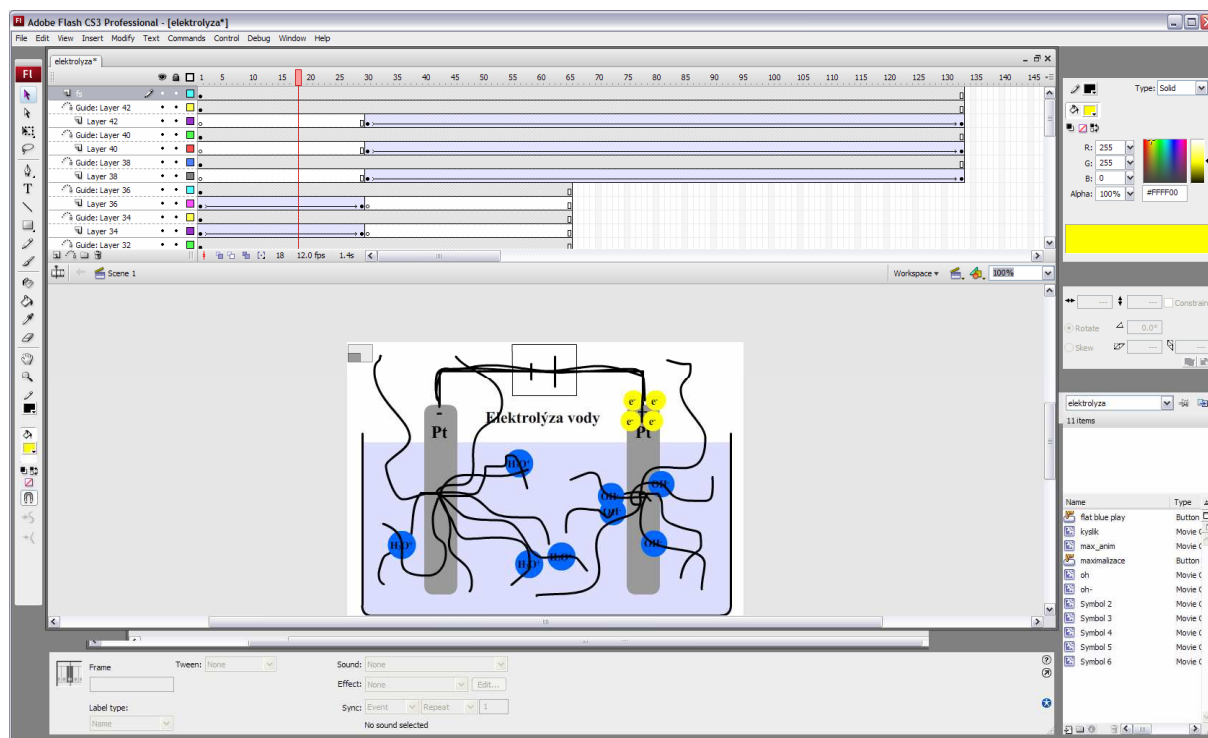
Nedílnou součástí snad všech internetových stránek je grafická úprava. Hlavní úkolem grafiky na internetových stránkách je zvýšení jejich atraktivity. Kromě grafické úpravy šablony pro vzhled celých stránek je nutné vytvořit grafiku i pro dokreslení dané problematiky týkající se chemie. Součástí webu tedy jsou grafy, obrázky, fotografie a další grafické prvky, které napomáhají rychlejšímu osvojení určitých oblastí učiva. K vytvoření této grafické úpravy bylo využito programu Photoshop [37], který je produktem společnosti Adobe. Tento grafický software umožňuje nejen vytvářet jednotlivé grafické prvky, ale také úpravu již vytvořených. Adobe Photoshop [37] byl použit k vytvoření jednotlivých grafických

prvků webu jako je banner, barevné přechody v menu a další. Dále bylo nezbytné upravit jednotlivá schémata, rovnice, šipky a některé fotografie. Nutné bylo přizpůsobení rozlišení jednotlivých obrázků tak, aby odpovídalo velikosti zobrazované ve webovém prohlížeči a urychlilo se tím jejich načítání. Dalším krokem bylo zabavení některých grafických prvků bílého nebo jiného pozadí a tím docílit jeho zprůhlednění. Touto formou úpravy bylo dosaženo efektu, že dané obrázky nikterak „nevyčnívají“ z textu a nenarušují grafické schéma webu. Výhodou zprůhlednění mimo jiné je také to, že při změně barvy pozadí stránek se nemusejí tyto grafické prvky upravovat a případně dodatečně sladovat s novým designem stránek. Jako formát, který umožňuje zprůhlednění, byl vybrán gif (Graphics Interchange Format). Ač je tento formát poměrně zastaralý, má podporu průhlednosti ve všech prohlížečích. V případech jiných formátů, ve starších verzích Internet Exploreru se některé tyto formáty, podporující zprůhlednění určité barvy, nezobrazují korektně a vzhledem k tomu, že je tento prohlížeč (kupodivu) nejpoužívanější, byl zvolen právě formát gif, který, jak bylo řečeno, funguje korektně i v prohlížečích MS Internet Explorer. Pro fotografie byl vybrán formát jpeg (Joint Photographic Experts Group). Jpeg má podporu ve všech internetových prohlížečích a jeho poměr kvality ku velikosti souboru je přijatelný. Kvalita pro zobrazení je postačující a stránka se nenačítá dlouho.

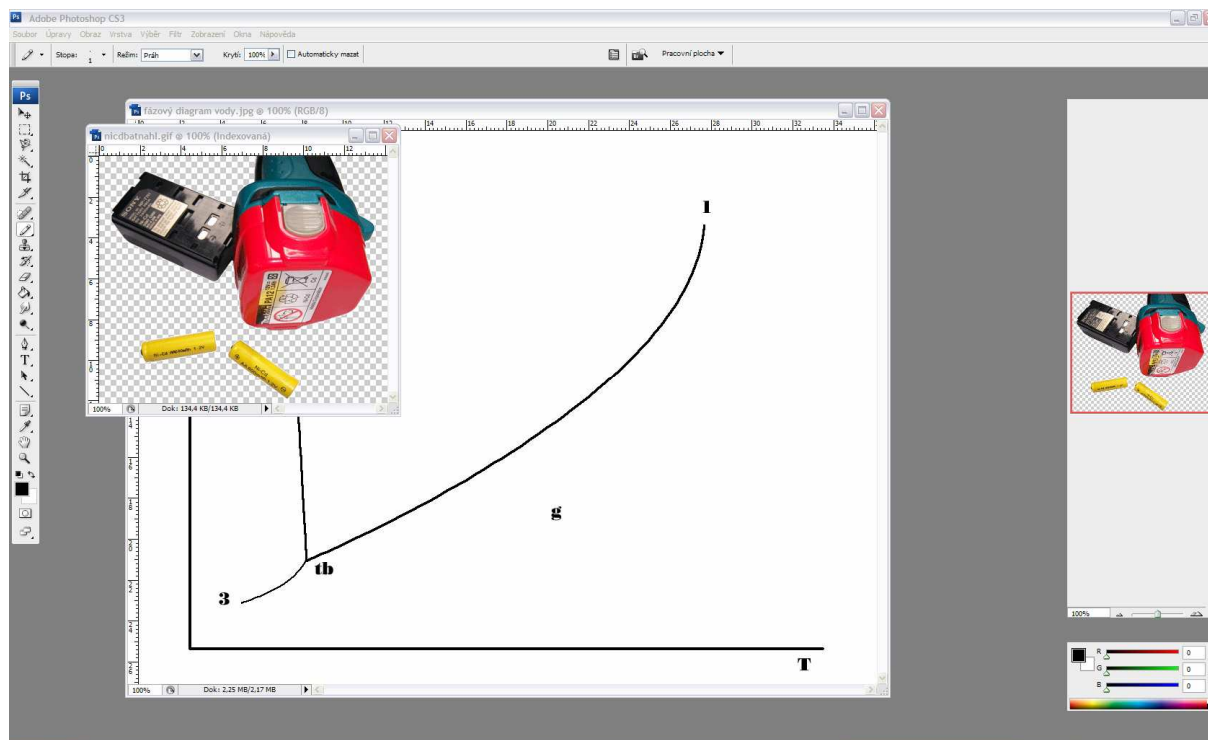
Jedním z grafických prvků, které velmi oživí statické stránky a umožní určitou formu interaktivity mezi uživatelem a webem jsou animace. K vytváření animací byl použit program Flash Professional [36], taktéž od společnosti Adobe. Tento software umožňuje relativně snadné vytváření statické i pohyblivé vektorové grafiky. Vektorový grafický formát dovoluje jeho následné „nekonečné“ zvětšení bez ztráty kvality, jelikož zaznamenané obrazce, křivky, atp. jsou uloženy ve formě vektorových rovnic, které dovolují následné vypočtení zvětšení, aniž by se ztratila kvalita. To je zvláště výhodné pro výuku, kdy učitel může zvětšit jen některé části obrázku bez závažnější ztráty kvality. „Klasické“ bitmapové obrázky, jako je např. gif nebo jpeg, ztrácí při velkém zvětšení svoji ostrost a stávají se „kostičkovanými“. Kromě tvorby vektorových obrázků, a to lze považovat za asi největší přednost programu Adobe Flash, je možno vytvářet interaktivní animace, které mohou názorně vyobrazit probíhající chemický děj, statický obrázek dokreslit jednotlivými interaktivními prvky, jakou jsou tlačítka, popisky, pohybující se křivky grafu, atp. K návaznosti jednotlivých akcí, či akcí vyvolaných uživatelem slouží programovací jazyk tohoto programu tzv. ActionScript. Tento programovací jazyk, vyvinutý přímo pro tento software, je poměrně komplikovaný a při jeho velmi dobré znalosti jde s tímto programem takřka „čarovat“. Ale i se znalostí základních příkazů lze vytvořit interaktivní animace, které reagují na podněty zadané uživatelem. Mezi

tyto akce patří vyvolání nabídky na stisk tlačítka, znovuspuštění animace, atp. V neposlední řadě nabízí tento software možnost tvorby testových úloh. Připravené šablony se dají jednoduchým způsobem přizpůsobit. K tomu slouží i vytvořený průvodce přímo v programu. V možnostech testovacích úloh se nachází volná odpověď, přetahování jednotlivých prvků na správné místo, vícenásobný výběr (multiple choice), ano/ne (true/false), výběr obrázků, atp. Možnosti nastavení testu jsou poměrně široké. Lze volit množství a formu otázek, počet pokusů, zpětnou vazbu při správně nebo špatně zodpovězené otázce a další. Možnosti toho programu jsou opravdu velmi široké a nelze je všechny postihnout v této krátké kapitole. Pro představu o tom, jak může vypadat složitý projekt vytvořený za pomoci toho programu, mohou být například celé komplexní interaktivní výukové programy obsahující videa, texty, obrázky, schematické animace, testovací moduly, které jsou uchované v jednom jediném spustitelném souboru.

Screenshot z programu Adobe Flash Professional [36]:



## Screenshot z programu Adobe Photoshop [37]:



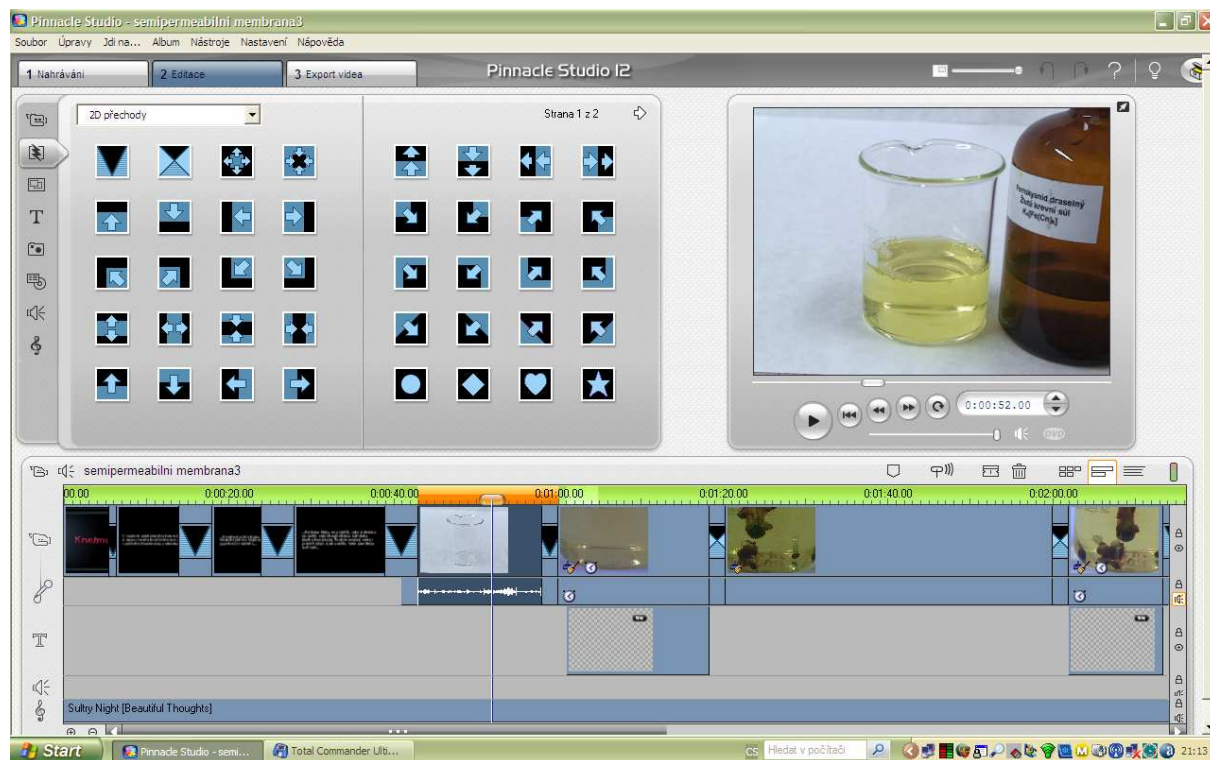
## 5.5. Videopokusy

Jednou z motivačních částí stránek jsou mimo jiné videopokusy. Všechny pokusy byly natočeny kamerou Sony HDR-SR8E. Kvůli rychlejší práci s natočeným videem byl zvolen záznam ve starším formátu MPEG-2 v rozlišení 720x576px a 25 fps, s poměrem stran 4:3. Pro lepší stabilitu byla kamera umístěna na stativ a scéna doplněna o osvětlovací techniku.

Natočené pokusy byly následně editovány v programu Pinnacle Studio [41]. Tento program dovoluje import poměrně velkého množství formátů, stejně tak i nastavení exportovaného formátu je plně dostačující. Nutno podotknout, že rychlost práce s programem je značně závislá na výkonu počítače, kde je video editováno. Vlastní práce je dosti intuitivní. Z knihovny lze naskládat požadovaná videa na časovou osu a jednoduchým způsobem je zkrátit. Mezi jednotlivé klipy, ale i do nich je možné vložit velké množství přechodů, efektů, obrázků, textů atp. Program nabízí i nepřeborné množství nejrůznějších zvuků a zajímavý je generátor hudby na pozadí, který podle vybraných parametrů vygeneruje hudbu „na přání“. Celý výsledek je možný pozorovat v malém náhledovém okně ještě dřív, než se video vyexportuje. Po vyexportování videa, byly soubory konvertovány v programu Super © [42], který má širší možnosti v nastavení jednotlivých parametrů konečného formátu videa. Použit

byl formát avi s kodekem DivX (ver. 5), v rozlišení 640x480px. Tento formát je velmi rozšířen, tudíž se minimalizuje problém s jeho přehráváním na různých počítačích. Formát pro webové rozhraní byl vybrán flv s rozlišením 640x480px, ale s menším datovým tokem (1500 kb/s, u avi souboru 2500 kb/s). Tento formát je kompatibilní s přehrávači umístěným přímo na stránkách, tudíž není nutné instalovat jakékoli kodeky. Zvolený JW Player [43] je schopen přehrávat streamované video, tudíž není nutné nejprve celé video stáhnout a následně ho přehrávat. Mimo jiné podporuje zvětšení obrazu na celou obrazovku. Jedinou nevýhodou tohoto přehrávače je nemožnost přehrávat offline obsah, např. z pevného disku nebo CD. Tato chyba není ovšem způsobena samotným přehrávačem, ale zabezpečením zásuvného modulu od společnosti Adobe, který přehrává veškerý flashový obsah.

Screenshot z programu Pinnacle Studio [41]:



## 5.6. *Prezentace*

Veškeré prezentace použitelné pro výuku rovnováh byly vytvořeny v programu PowerPoint [39] společnosti Microsoft. Pro lepší zpětnou kompatibilitu byl využit formát ppt. Tento notoricky známý program na tvorbu prezentací představuje všeobecně rozšířený standard a jeho využití na školách tak nebude problémem.

## **5.7. *Výukové texty***

Výukové texty a další textové materiály dostupné z webu byly vytvořeny v programu Word, taktéž od společnosti Microsoft. Pro zajištění bezproblémového prohlížení byl opět zvolen starší formát doc. Veškeré texty byly následně převedeny i do formátu pdf, který tak zajišťuje bezproblémové zobrazení na více platformách, jako jsou např. Macintosh nebo Linux. K vytvoření pdf dokumentů byl použit program PDFCreator [40].

## 6. Struktura stránek

Stránky jsou optimalizovány pro rozlišení 1024x768. Toto rozlišení dovoluje zobrazení celých stránek na šířku i na starších monitorech o velikosti 15" a dataprojektorech, které velmi často disponují tímto rozlišením. Podporovány jsou nejnovější internetové prohlížeče, s kterými jsou plně kompatibilní (testováno: Internet Explorer 8+ [47], Mozilla Firefox 3.5+ [46], Google Chrome 4+ [48], Safari 4+ [49], Opera 10+ [44] a Opera Mobile 10+ [45]).

Web je rozvržen do několika bloků. Na horním okraji se nachází hlavička a pod ní je umístěno hlavní horizontální menu. V tomto menu se uživatel vybírá z nabídky: úvod, chemická rovnováha, fázová rovnováha, redoxní rovnováha a odkazy. Odkaz „úvod“ slouží k navrácení na úvodní stranu stránek. Nabídky jednotlivých rovnovah poskytují tematicky ucelené kapitoly na dané téma, která jsou obsažená na tomto webu. Poslední položkou hlavního menu jsou „Odkazy“. V této sekci uživatel nalezne užitečné odkazy na webové stránky, kde se nacházejí programy, které jsou potřebné pro zobrazení stránek či „šikovnými“ pomocníky při práci na počítači. Veškerý požadovaný věcný obsah se zobrazuje ve středovém bloku stránek. V levém bloku se po zvolení jedné z rovnovah zobrazí alternativní nabídka, která se odvíjí podle zvoleného tématu. U všech hlavních témat je zobrazeno toto menu s různými podkapitolami z vybraného okruhu. Součástí menu je vždy i položka „materiály“, kde uživatelé naleznou veškeré materiály poskytované k tomuto tématu. Všechna témata obsahují ke stažení dokument (ve formátu pdf a doc) s výukovými texty, prezentace pro učitele, metodické pokyny k pokusům a animace použité na tomto webu. Kromě fázových rovnovah boční menu obsahuje i odkaz na videopokusy, které jsou součástí ostatních témat. Tyto videosoubory jsou ve vyšší kvalitě než ty, které si návštěvník může promítnout přímo na stránkách.

### 6.1. Mapa stránek

#### 6.1.1. Úvod

Na tomto místě čtenář nalezne uvítací motivační část. Na příkladech je zde vyzdvížena důležitost rovnovah jako takových, spolu s odůvodněním, proč je důležité se rovnováhami

vůbec zabývat. V pokračování jsou uvedeny motivační otázky, na které čtenář na stránkách dostane odpověď. V závěru je zmíněno, jaké další motivační prvky stránky obsahují a na co se tedy může návštěvník těšit.

## **6.1.2. Rovnováha**

### **6.1.2.1. Chemická rovnováha**

Kapitola chemická rovnováha obsahuje šest podkapitol, které se zabývají různými tematickými celky. Některé z podkapitol jsou pro lepší přehlednost ještě dále členěny do kratších monotematických celků.

V první podkapitole „Obecný popis“ se čtenář dozví o tom, co je to rovnovážný stav a chemická rovnováha. Této části jsou popisovány dynamický charakter rovnovážných stavů, značení rovnovážných a rozdíly mezi analytickou a rovnovážnou koncentrací. Dynamický charakter rovnovážných stavů je přiblížen pomocí příkladu člověka stojícího na jedné noze a text je doplněn úsměvnou animací. Dále jsou zmíněny obecné zápisy vratných reakcí, spolu s odůvodněním, proč je vhodné se tímto tématem vůbec zabývat. Na úplný závěr se návštěvník dočte o tom, co je to fáze nebo skupenství a jednotlivých typech soustav s jejich krátkou charakteristikou, kterou upotřebí v následující podkapitolách.

Následující podkapitola, nazvaná „Ustavení rovnováhy“, se zabývá průběhem ustavení rovnováhy dynamické. Tato část je doplněna o větší množství animací a interaktivních prvků, které žáka motivuje a napomáhá mu k lepšímu pochopení tématu. Hned na úvod přivítá návštěvníka animace, která ukazuje ustavení „učebnicové“ rovnováhy jódu, vodíku a jodovodíku. Po spuštění animace začne probíhat děj, který schematicky znázorňuje vznik jodovodíku v soustavě, kde ještě není vytvořený žádný jodovodík. Následuje postupné ustavení dynamické rovnováhy mezi vznikem a zánikem jodovodíku, což je v animaci doplněno vysvětlujícím textem. Dále jsou na stránce rozmístěny různé grafy, které jsou rovněž animovány. Prvním z nich je graf závislosti rychlosti reakce na čase. Další graf udává tu samou závislost, ale je obohacen o různobarevná tlačítka, která se váží k barevným symbolům umístěným v doplňujícím textu. Po stisku jednotlivých tlačítek se zobrazí křivky, body, či rovnice, které jsou popisovány v textu. Tento způsob dovoluje dobré provázání textu a grafu, čímž je ulehčena orientace v křivkách a bodech na grafu a tím pádem i jeho správné čtení. Právě orientace a čtení v grafu dělá žákům často problémy. Pod tímto „tlačítkovým“

grafem jsou popsány rovnice jednotlivých probíhajících dějů ve výše uvedené soustavě. Za nimi následují dva animované grafy, které udávají závislosti změny koncentrace na čase pro vznik a rozklad jodovodíku. V poslední části se čtenáři dostane vysvětlení toho, co z uvedených rovnic a grafů vyplývá a odkazem se dostanou na kapitolu věnující se rovnovážné konstantě.

V této kapitole se žák dozví, jaký bude výtěžek reakce, popřípadě jakým směrem reakce poběží, na základě znalosti rovnovážné konstanty. Rovnovážná konstanta je v této podkapitole odvozována na základě kinetických rovnic. Ač toto odvození není přísně vzato zcela přesné, je pro potřeby středoškolské chemie postačující. Odvození pomocí chemických potenciálů a aktivit by bylo sice přesnější, ale zavádění těchto veličin je nad rámec středoškolské chemie. Kromě definičních vztahů, které jsou v textu obsaženy, je podáno i vysvětlení, co může být zjištěno z hodnoty rovnovážné konstanty. Text obsahuje i propojení pomocí odkazu na kapitolu týkající se ovlivnění rovnovážného stavu. V návaznosti na předchozí odvození je poukázáno na důležitost znalosti rovnovážné konstanty a obecného principu rovnovah. Tato část je přechodovým textem, na který navazuje kapitola týkající se ovlivnění rovnovážného stavu. Na závěr se zde nachází i vyjádření rovnovážné konstanty pomocí parciálních tlaků složek, včetně definičních vztahů.

V pokračování nazvaném „Chemická rovnováha v heterogenních soustavách“ se návštěvník vedle obecné charakteristiky tohoto typu soustav dočte o způsobu výpočtu a odvození rovnovážné konstanty pomocí redukovaných parciálních tlaků. Děj je vysvětlen na příkladu rozkladu dusičnanu draselného. Součástí této kapitoly jsou dva videopokusy, které mají spíše motivační funkci, jelikož neslouží k demonstraci popisované rovnováhy, ale snaží se žáka motivovat k tomu, aby pokračoval dále textem. Stať je také tímto prvkem opticky lépe rozdělena a tvoří souvislý blok textu. V obou pokusech je použit nasycený roztok dusičnanu draselného k nakreslení alchymistické značky prvku, která po iniciaci vyhoří rozžhaveným drátem. Úkolem žáka je na internetu vyhledat alchymistickou značku a k ní příslušný název prvku, ke kterému patří. Po nalezení a zadání značky prvku se žákovi otevírá možnost shlédnout další pokus. Tento prvek interaktivity má opět spíše motivační funkci, jelikož postrádá přímou spojitost s tématem rovnovah.

Podkapitola „Srážecí rovnováha“ je pro lepší přehlednost členěna do několika podtémat. V motivačním úvodu je rozebírán význam znalosti srážecích rovnovah. Konkrétním příkladem je síran barnatý, jenž se používá jako kontrastní látka při vyšetření trávicího traktu. V první části je popsána obecná charakteristika týkající se srážecích rovnovah na příkladu uhličitanu vápenatého. Dále je zde odvozen vztah pro součin

rozpustnosti v té nejjednodušší formě zdánlivého součinu rozpustnosti a na závěr se žák dozví, že srážecí rovnováhy jsou podstatou vzniku krasových jevů, což převede teoretický úvod do roviny reálného světa. Další část této podkapitoly přináší definiční vztah rozpustnosti a vysvětluje možnosti ovlivnění srážecí rovnováhy teplotou nebo přidávkem vlastních, či cizích iontů. Ke těmto způsobům ovlivnění srážecích rovnováh jsou uvedeny vždy konkrétní příklady. Na toto téma navazuje využití srážecích rovnováh v praxi. Mimo použití v analytické chemii a vysvětlení pojmů jako jsou „kvantitativní analýza“, „kvalitativní analýza“ a „analyt“, je téma doplněno o videopokus, který dokazuje přítomnost chloridu sodného v potu. K demonstraci využití srážecích reakcí v praxi jsou uvedeny příklady týkající se fotografického průmyslu a je zdůrazněna znalost těchto rovnováh, jež je důležitá například při stanovování těžkých kovů ve vodních tocích nebo v průmyslu. Na závěr je této části je uveden pokus, při kterém je použito dusičnanu stříbrného k důkazu chloridu sodného v potu. Dalším praktickým využitím srážecích reakcí se zabývá následující část, která se pojednává o analytické chemii a důkazových reakcích kationů a jejich dělení do tříd. Nejprve jsou uvedeny jednotlivé třídy kationů a vysvětlen princip a výhodnost použití této selekční metody. Poté je na příkladu popsán přibližný postup při analýze konkrétního vzorku, který je doplněn o videopokus známý také jako „zlatý déšť“. Dále je v návaznosti na pokus, rozebírán další možný postup při stanovování dalších kationů ve vzorku, včetně ukázek konkrétních důkazových reakcí. Nakonec je zmíněno využití srážecích reakcí taktéž v kvantitativní analýze včetně praktického příkladu. V neposlední řadě jsou uvedeny dvě základní metody využívané při kvantitativní analýze, kterými jsou vážková a odměrná analýza. Další část textu zaměřeného na srážecí rovnováhy, která je převážně motivační, se nazývá „Srážecí rovnováhy v dávných dobách“. Její náplní je informovat uživatele o využití tajných písem v dřívějších dobách. Součástí je také videopokus, který ukazuje odhalení napsaného textu chloridem železitým pomocí hexakvanoželeznanu draselného. Poslední z podtémat je pojata taktéž motivačně. Vysvětlen je princip semipermeabilní membrány a osmózy na videopokusu s chloridem měďnatým a hexakvanoželeznanem draselným. Pokus je zajímavý tím, že vznikající útvary jsou pohyblivé a připomínají „červíky“. Videopokus je zpracován jako fiktivní reportáž o krvežroutovi rudolícím. Jak již bylo zmíněno, i tento pokus je v materiálu umístěn čistě z motivačního hlediska, jeho spojení se srážecí rovnováhou není zcela evidentní. Srážecí reakci představuje v tomto pokusu produkt vzniklý reakcí chloridu měďnatého a hexakvanoželeznanu draselného, který má vlastnosti semipermeabilní membrány. Pokus je ale mezitematickým pojítkem mezi srážecími reakcemi a koligativními jevy, konkrétně osmózou. V poslední podkapitole chemických rovnováh se návštěvník dočte o principu akce a

reakce, který částečně navazuje na kapitolu o rovnovážné konstantě. Součástí motivačního úvodu je animace s příkladem pohybu sépie, která při svém úniku využívá tzv. reaktivního pohybu za pomoci vytlačení vody z nálevky, což je zobrazeno jako akce a reakcí je pohyb vzad. Dále je v úvodu vysvětlena důležitost znalosti tohoto principu pro snížení nákladů v průmyslových výroбах. Rozebírána jsou ovlivnění pomocí změny koncentrace, tlaku a teploty.

### **6.1.2.2. Fázové rovnováhy**

Téma fázových rovnovah je rozpracováno do několika podkapitol, které podávají obecný přehled o daném tématu. V části „Obecný popis“ se uživatel seznámí s pojmem fáze a skupenství a rozdílů mezi nimi. Jednotlivé fáze a fázová rozhraní jsou přiblížena na příkladu se zamrzlým rybníkem, což by mělo žákovi umožnit lepší představení zmíněných pojmů. Na stránce je umístěna i schematická animace demonstrující pojmy fáze. Animace zobrazuje sklenici vody s ledem, kde si uživatel pomocí tlačítek může zobrazit popis toho, co jednotlivé prvky v animaci představují. Dalšími volbami v animaci jsou možnosti zobrazit si jednotlivé fáze a fázová rozhraní, která se na obrázku nalézají. Na předchozí část navazuje podkapitola „Fázové rovnováhy“. V motivačním úvodu je rozebírána možnost změny grafitové alotropické modifikace uhlíku na diamant. Dále je uveden obecný popis pojmu fázový diagram. Podkapitola s názvem „Fázové rovnováhy v jednosložkových soustavách“ zmiňuje obecný popis problematiky, rovnováhu kapalina-pára, kapalina-pevná látka a pára-pevná látka. Obecný popis obsahuje rozbor animovaného fázového diagramu vody, animace koresponduje s popisným textem, který ji následuje. V popisu se návštěvník dočte o jednotlivých vyobrazených křivkách a oblastech, jež jsou znázorněny na animaci. V další části je popsán Gibbsův zákon fází. V návaznosti na tento zákon jsou popsány jednotlivé konkrétní příklady různých počtů stupňů volnosti a jejich důsledky na složení soustavy a rovnováhu v ní probíhající. Rovnováha kapalina-pára je vysvětlena na principu neustále probíhajícího pohybu a srážek molekul. Zmíněny a vysvětleny jsou pojmy „vypařování“ a „kondenzace“ a na závěr je uveden a demonstrován pojem molární výparné teplo. Tato veličina je pro lepší názornost uvedena na příkladu termoregulace u člověka za pomoci potu. V neposlední řadě je uveden pojem „bod varu“. Pod tímto textem se nachází animace popisující vznik a ustálení rovnováhy v soustavě, která obsahuje kapalinu a páru. V první části animace se molekuly vypařují, čímž vytvoří nasycenou páru nad kapalinou, v další části je ukázána probíhající rovnováha v této soustavě a nakonec je celý děj vysvětlen i textovou

formou. V rovnováze kapalina-pevná látka je zmíněn děj tání a tuhnutí. V poslední části této podkapitoly je rozebírána rovnováha soustavy obsahující páru a pevnou látku. Vysvětleny jsou pojmy „sublimace“ a „desublimace“ a uvedeny příklady některých snadno sublimujících látek. Na závěr je uvedeno, kde se žáci mohou s touto soustavou setkat v praxi (např. vonící gely). Čtenář je seznámen i s možností čištění látek pomocí sublimace, které je taktéž demonstrováno pomocí schematické animace. V ní je nejprve v dolní části vyobrazena znečištěná látka, ze které po spuštění animace začínají unikat molekuly čištěné látky, přičemž z původní směsi zůstávají pouze nečistoty.

Podkapitola „Fázové rovnováhy v dvousložkových soustavách“ zahrnuje soustavy: kapalina-plyn, kapalina-kapalina a pevná látka-kapalina. Soustava kapalina-plyn je vysvětlena na několika příkladech vyskytujících se v přírodě. První z nich je vznik kyselých dešťů, což je velmi diskutované ekologické téma nejen v chemii. Dalším příkladem je závislost rozpustnosti plynů na teplotě a její význam pro vodní živočichy. Na jednoduché schematické animaci je ukázáno, že množství rozpuštěných molekul plynu v kapalině je závislé na tlaku, teplotě a na konkrétním plynu. Ve stati o soustavě kapalina-kapalina jsou uvedeny příklady rozdílné mísitelnosti různých kapalin, včetně konkrétních příkladů. V další části textu je rozebírána rovnováha soustavy pevná látka-kapalina. Součástí tohoto celku představují témata rozpustnosti pevných látek, zředěných roztoků a osmózy. V první části pojednávající o rozpustnosti pevných látek jsou zmíněny obecné vlastnosti takovéto soustavy a celé téma je přiblíženo na příkladu solení silnic. Nechybí ani fázový diagram týkající se právě soustavy voda a chlorid sodný, který je následně v textu popsán. Za touto částí následuje část týkající se vlastností zředěných roztoků. Kromě obecného popisu zde žák nalezne popis kryoskopického a ebullioskopického efektu a na závěr princip osmózy. Poslední téma je doplněno schematickou animací probíhajících dějů při osmóze. Vyobrazení obsahuje nádobu s roztokem a rozpouštědlem, které jsou odděleny polopropustnou membránou. Po spuštění animace se začne hladina s roztokem zvedat a naopak hladina s čistým rozpouštědlem klesat.

Poslední podkapitolu vztahující se k tématu fázových rovnováh představují „Fázové rovnováhy v tříložkových soustavách“. V této části je zmíněn Nernstův rozdělovací zákon s popisem jeho matematického zápisu. Dále se na tomto místě nalézá popis principu jeho fungování, spolu s jeho využitím v praxi. Pro lepší pochopení této problematiky je na stránce umístěna také schematická animace dějů probíhajících při vytřepávání. Princip je zobrazen na nádobě, kde jsou dvě rozpouštědla odlišné barvy spolu s rozpuštěnou látkou, kterou představují barevné kuličky. Na počátku je přítomna rozpuštěná látka pouze v jediném rozpouštědle. Po spuštění animace se určitá část kuliček přesune do druhého rozpouštědla,

kde se ustaví rovnováha a uživatel má nyní možnost vyměnit jedno rozpouštědlo. Následuje druhá část animace, kdy se rozpuštěná látka opět rozdělí v předem definovaném poměru (1:2), na což je i poukázáno na konci celé animace.

### 6.1.2.3. Redoxní rovnováhy

Tematický celek pojednávající o redukčně-oxidačních rovnováhách je členěn do sedmi hlavních monotematických podkapitol. Některé z těchto částí jsou pro lepší orientaci dále rozděleny do menších statí řešících specifická témata. V první části nazvané „Obecný popis“ je přiblížen obecný princip redoxních rovnováh. V úvodu jsou popsány termíny oxidace a redukce, které jsou pro dané téma klíčové. Následovně se návštěvník dovídá o správném zápisu redoxních rovnic a o jejich formálním rozčlenění na poloreakce. Vše se neodehrává pouze v teoretické rovině, ale text je také doplněn rovnicemi popisujícími vznik vodíku při reakci zinku a kyseliny chlorovodíkové. V této části je umístěna animace, která představuje část z níže popisované reakce – reakce zinku a kyseliny chlorovodíkové. Animace má za úkol ukázat průběh redukčně-oxidačního děje. Schematicky je zobrazen přenos elektronů mezi jednotlivými prvky, změny jejich oxidačních čísel a rovnice proběhnuvších dějů. Dále jsou na těchto rovnicích popisovány termíny jako jsou „redoxní systém“, „redukováná forma“ a „oxidovaná forma“. Postupně dochází k zobecnění demonstrovaných dějů. Redoxní systémy přípravy vodíku jsou převedeny na obecně platné zápisy rovnic. Pod touto úvodní částí se nachází animace obecného zápisu redoxní rovnice. V animaci má možnost uživatel využít třech nabízených tlačítek. První z nich, nazvané „redoxní systémy“, zobrazí po stisknutí jednotlivé redoxní systémy nacházející v zobrazené obecné rovnici. Další tlačítko ukáže, mezi kterými částmi redoxních systémů probíhá oxidace nebo redukce. Posledním tlačítkem se zobrazí dvě předchozí volby najednou. Následující část podkapitoly popisuje rozdělení reaktantů na oxidační nebo redukční činidla. Pro lepší představení probíhajících dějů je vytvořena animace, kde po stisknutí tlačítka „oxidační činidlo“ nebo „redukční činidlo“ dojde k názornému zobrazení přenosu elektronu mezi jednotlivými účastníky reakce, změny oxidačních čísel a u které látky se jednalo o redukci nebo oxidaci. Současně tato část poskytuje odpověď na to, jak se pozná oxidační a redukční činidlo podle standardních elektrodoových potenciálů. Zmíněno je i rozdělení ušlechtilých a neušlechtilých kovů ve vztahu k standardnímu elektrodoovému potenciálu. Po teoretickém úvodu následuje příklad redoxní rovnováhy mezi zinkem a měďnatými kationy v roztoku. Odvození tohoto děje se

odvíjí od hodnot standardního elektrodového potenciálu, poté je vysvětlen děj tak, jak bude probíhat vizuálně. Na schématu redoxní rovnováhy jsou uvedeny jednotlivé redoxní systémy a částice, mezi kterými probíhá oxidace, resp. redukce. Z celého zápisu je vyvozen závěr včetně poloreakcí probíhající v daném systému. V poslední části této stati je pojednáno o rozdílných vlastnostech redukčních a oxidačních činidel, včetně konkrétních příkladů, s popisem změn oxidačních čísel jednotlivých prvků účastnících se daného redoxního děje. Na závěr jsou uvedeny obecné charakteristiky těchto činidel. Důvodem je, aby žáci mohli předvídat, jaké vlastnosti bude mít daná sloučenina či prvek.

V další podkapitole se návštěvník dozví nejzákladnější údaje vyplývající z Beketovovy řady kovů. Kromě samotného historického vzniku Beketovovy řady kovů je zde vysvětleno rozdělení kovů na ušlechtilé a neušlechtilé a na příkladech je ukázáno chování jednotlivých prvků podle postavení v Beketovově řadě kovů. Motivační funkci zde plní videopokus, který je nazván „Olovený ježek v kádince“. Pokus dokládá poznatky z teoretické části a dokazuje schopnost kovu stojícího více vlevo redukovat prvek či sloučeninu stojící napravo od něj. Jedná se o reakci zinku a dusičnanu olovnatého. Jako produkt vznikají pohledné krychličky redukovaného olova na povrchu granule zinku.

Následující podkapitola nazvaná „Elektrody“ je z důvodu přehlednosti členěna do čtyř menších celků. V prvním z nich se čtenář dozví, co je to elektroda a jakým způsobem by si teoreticky mohl takovou elektrodu vyrobit. Následuje exaktnější popis elektrody. V poslední části se text přesouvá z teoretické roviny k praktickému využití při elektrolýze nebo v galvanických člancích, které tematicky navazují právě na téma elektrody. Pod textem je umístěn jednoduchý obrázek dokreslující předchozí text. Na obrázku jsou znázorněny dvě elektrody zapojené do elektrického obvodu. Další část je věnována popisu anody a katody. Kromě obecné charakteristiky dějů probíhajících na těchto elektrodách je vysvětlen i rozdílný náboj těchto elektrod u galvanických článků a elektrolýzy. Výkladový text je doplněn o schematickou interaktivní animaci zobrazující rozdíly galvanického článku a elektrolýzy. Předposlední část tématu elektrod se zaměřuje na standardní vodíkovou elektrodu. V úvodu je popsána stavba vodíkové elektrody a elektrochemický princip její funkce. Dále se návštěvník dovídá o konvenčně stanoveném napětí vodíkové elektrody, což umožňuje porovnání různých typů elektrod mezi sebou. Nakonec je schematicky znázorněna vodíková elektroda na obrázku s popisem. Poslední část tematického celku „Elektrody“ představuje text zaměřený na elektrodový potenciál. V první části je popsána možnost charakterizovat každý redoxní systém pomocí dané elektrody a standardní vodíkové elektrody. Následuje popis solného můstku s odůvodněním nutnosti jeho použití a vysvětlením, proč se nazývá právě solným

můstkem. Po tomto teoretickém úvodu jsou uvedeny dva příklady zapojení dvou typů elektrod do obvodu se standardní vodíkovou elektrodou. Byly vybrány dvě elektrody, hořčíková se záporným standardním elektrodoým potenciálem a měděná s kladným standardním elektrodoým potenciálem. U každého z příkladů jsou uvedeny poločlánkové reakce probíhající v těchto redoxních systémech. Taktéž je zde uvedeno, proč jedna z elektrod má záporný a druhá kladný elektrodoý potenciál. V neposlední řadě jsou oba příklady doplněny schematickými animacemi představujícími sestavený galvanický článek z dané elektrody a standardní vodíkové elektrody. Jednotlivé části animace jsou popsány a každá z animací obsahuje jedno tlačítko nazvané „spustit měření“. Po stisknutí tohoto tlačítka se zobrazí rovnovážné napětí na voltmetru a schematické znázornění poměru volných elektronů na jednotlivých elektrodách. V případě hořčíkové elektrody je schematicky znázorněno velké množství elektronů oproti standardní vodíkové elektrodě, což v porovnání právě s vodíkovou elektrodou zapříčiní vznik záporného elektrodoého potenciálu. Právý opak nalezneme v animaci galvanického článku sestaveného z měděné a standardní vodíkové elektrody.

Další poměrně rozsáhlou podkapitolou jsou „Galvanické články“. Důležitost kapitoly je v motivačním úvodu vyzdvížena využitím v běžném životě. Žák se dovídá, že v dnešní době by se bez galvanického článku jen s těžší v běžném životě obešel, jelikož takovými články jsou prakticky všechny baterie do nejrůznějších zařízení. Následuje malý historický exkurs týkající se objevu galvanického článku, kde jsou zmíněny pokusy se žabími stehýnkami L. Galvaniho a následné navázání na jeho práci A. Voltou. Následuje pasáž, ve které se čtenáři dostává vysvětlení, z čeho je galvanický článek složen. Tato část tedy pojednává o samovolnosti děje probíhajícího v galvanických článcích a popisu toho, jak vzniká elektrický proud, který je možno následně využít. Jako příklad pro demonstraci jevů probíhajících v galvanických článcích je použit jednoduchý Danielův článek. Popis článku a děje probíhajících v něm je poměrně podrobný, nechybí složení a standardní elektrodové potenciály jednotlivých elektrod, vysvětlení, jaké děje probíhají na daných elektrodách a v neposlední řadě kde se bude nacházet kladný a kde záporný pól tohoto článku. Kromě teoretického odvození se v textu nacházejí článkové i poločlánkové reakce. Následovně je popsán obecný schematický zápis galvanických článeků, s příkladem zápisu výše uvedeného Danielova článku. V poslední části je uveden motivační úvod k dalším kapitolám galvanických článeků, který pojednává o jednotlivých typech těchto článeků, které nám mohou sloužit jako zdroj elektrické energie. V části nazvané „Primární články“ je nejprve rozebíráno jejich využití a obecné vlastnosti. Čtenář se v této části dozví, na jakém principu fungují baterie na jedno použití. Po tomto úvodu následuje rozbor Voltova článku, počínaje složením

jednotlivých elektrod, po něm jsou uvedeny jednotlivé poločlánekové reakce a celková článková reakce. Dále na webu návštěvník nalezne schematickou animaci dějů probíhajících ve Voltově článku. Po spuštění animace proběhnou děje probíhající na jednotlivých elektrodách podle stechiometrie reakce. Animace je doplněna popisem jednotlivých částí a elektrolytů uplatňujících se při dějích probíhajících během zapojení článku do obvodu. V neposlední řadě jsou v textu uvedeny dva druhy baterií, s nimiž se může žák setkat v běžném životě. První z nich je zinkochloridová baterie. Nejprve je popsána její stavba a složení elektrolytu a jednotlivých elektrod. Dále jsou uvedeny její výhody a nevýhody, včetně podání vysvětlení, proč tyto baterie vytékají. Nakonec je čtenář seznámen s jednotlivými poločlánekovými reakcemi a celkovou článkovou reakcí. Podobně je koncipována i část týkající se alkalických baterií, pod nimiž je umístěn motivační obrázek tohoto typu baterií. V následující stati pojednávající o sekundárních člancích jsou nejprve uvedeny rozdíly mezi primárním a sekundárním článkem, včetně principu nabíjení. Jako první příklad sekundárního článku je uveden olovený akumulátor. Z motivačního hlediska je nejprve popsáno jeho využití a po něm teprve následuje popis dějů probíhajících v tomto akumulátoru. V textu nechybí děje probíhající na anodě a katodě a celková článková reakce. Velmi podobně jsou koncipovány i další příklady sekundárních článků, mezi které patří niklmetalhydridový, lithium-iontový a lithium-polymerový akumulátor. U těchto zmíněných akumulátorů jsou vždy popsány jejich výhody a nevýhody v některých přístrojích a dále, proč se nejčastěji používají a další zajímavosti. Každá část toho textu je doplněna o fotografie daných sekundárních článků. Další zajímavou a spíše motivační částí je pojednání o palivových člancích. V první části je uveden rozdíl mezi primárním a palivovým článkem, spolu s jeho možným využitím do budoucna. Dále je rozebírán první z palivových článků, kterým je kyslíkovodíkový článek. V poslední části úvodu jsou zmíněna různá paliva, která je možno v palivových člancích využít a na závěr je zdůrazněn vztah takto získané energie k životnímu prostředí. Na tomto místě jsou uvedeny i alternativní možnosti získání paliva pro tento článek pomocí zbytkového tepla z jaderných elektráren. V poslední části se návštěvník dočte o methanolovém článku a jeho využití. V popisu nechybí ani jednotlivé elektrodové děje v něm probíhající. V předposlední stati je zmíněn koncentrační článek jako další z typů článků. V úvodní části je popsán princip takto konstruovaného článku a nakonec je uveden příklad se dvěma měděnými elektrodami v různě koncentrovaných elektrolytech měďnatých kationů. V poslední části věnované galvanickým článkům je popsáno správné nabíjení a péče o různé typy akumulátorů, se kterými se může běžný uživatel setkat. Mimo vysvětlení, jak daný typ

akumulátoru správně nabíjet, je na tomto místě i objasněno, k čemu dochází právě při nesprávné postupu při nabíjení, jako je např. vznik tzv. paměťového efektu.

Podkapitolu navazující na galvanické články představuje část nazvaná „Elektrolýza“. V první části je uveden přínos elektrolýzy. Nejprve jsou vyjmenovány věci běžného života, s kterými se člověk setkává každý den, s tím, že bez elektrolýzy by ani jeden z těchto výrobků nemohl existovat nebo by byl jen obtížně dostupný. Text pokračuje příklady využití elektrolýzy při výrobě nejrůznějších kovů, u nichž je uvedeno jejich hlavní využití, především v průmyslu. Výroba lithia je vztažena významem k výše zmiňovaným akumulátorům, kde je bohatě využíváno, z tohoto důvodu je v této části umístěn odkaz na příslušnou kapitolu. U sodíku je zmíněno jeho využití v pouličních lampách a také pro výrobu peroxidu sodného, jenž se používá v některých pracích prostředcích. Následuje podání vysvětlení, proč je nutná elektrolýza k čištění surových kovů, mimo to je na tomto místě uveden i princip této metody. V závěru je rozebíráno využití galvanického pokovování a jeho princip. V neposlední řadě je poukázáno na využití elektrolýzy při nabíjení akumulátorů. Na tuto část navazuje výklad pojednávající o průběhu elektrolýzy. V první části je vysvětleno, co je potřeba k tomu, aby elektrolýza vůbec probíhala. V textu jsou odkazy, které přesměrují uživatele na použité termíny, kterými jsou elektroda, anoda a katoda. Dále je pojednáno o jednotlivých dějích probíhající na daných elektrodách. Na tento obecný úvod navazuje příklad toho, jak si čtenář může sám vyzkoušet galvanické pokovování mědi. Tento návod je velmi jednoduchý a podává i vysvětlení probíhajících dějů. Za tímto příkladem jsou uvedeny zobecňující rovnice probíhajících dějů při elektrolýze. Na tomto místě jsou také v obecné rovině popsány pojmy redukováná a oxidovaná forma, průběh jednotlivých dějů na katodě a anodě a nábojové číslo. V závěru je zdůrazněn fakt, že tyto děje neprobíhají samostatně, ale vždy současně. Na průběh elektrolýzy navazuje část nazvaná „Kolik látky nám může při elektrolýze vzniknout?“, která představuje interpretaci Faradayových zákonů. V úvodu je zdůrazněna potřeba se tímto tématem zabývat. Následuje popis jednotlivých zákonů s popisem jejich matematických zápisů. Přejdem k dalšímu tématu se návštěvník dostane k elektrolýze vody. V úvodu je popsáno, co elektrolýzou vody vzniká a jak je v laboratoři k tomuto účelu využíváno Hoffmanova přístroje, včetně popisu jeho stavby. Pro dokreslení představy je na stránce uveden jeho schematický obrázek. V návaznosti na tuto část jsou uvedeny jednotlivé poločlánkové reakce a celková reakce probíhající při elektrolýze vody. K tomuto tématu je vytvořena schematická animace elektrolýzy. Po spuštění animace začne probíhat elektrolytický rozklad vody podle stechiometrie reakce. Na tuto část navazuje výroba vodíku, kde v první části jsou zmíněny i ekologické aspekty výroby vodíku. Kromě toho se čtenář

dozví o využití obou produktů elektrolýzy vody. Po tomto úvodu následuje podrobný popis principu výroby vodíku za pomoci elektrolýzy i s vysvětlením, proč se využívá kyseliny sírové pro zvýšení účinnosti. Celý text je doplněn o redoxní rovnice jednotlivých dějů. Předposlední částí, která patří do podkapitoly „Elektrolýza“, je elektrolýza solanky a výroba hydroxidu sodného. V tomto tématu se návštěvníkovi dostane popisu dějů probíhajících při elektrolýze chloridu sodného a nejčastějšího využití vznikajícího hydroxidu sodného v průmyslu. Nakonec jsou uvedeny jednotlivé rovnice probíhajících dějů při elektrolýze solanky. Na úplný závěr je zařazena podkapitola „Jiná využití elektrolýzy“, kde se návštěvník dočte především o procesu galvanické pokovování.

V podkapitole nazvané „Výroba kovů“ jsou uvedeny tři rozdílné postupy při výrobě kovů. Tato kapitola nemá přímou souvislost s redukčně-oxidační rovnováhou, ale redoxní děje zde probíhající mají velký význam. Jedná se tedy o doplňující či rozšiřující informace k redoxním dějům obecně. Text této kapitoly naznačuje, že v těchto výroбах má popis rovnováhy významnou funkci, a to snahu o posunutí rovnováhy ve prospěch vyráběného produktu tedy kovu. Kapitola nemá také za úkol uvést výčet co nejvyššího počtu známých postupů využívaných v metalurgii, ale pouze nastínit možné technologické postupy odvíjející od vlastnosti jednotlivých kovů. Jako stěžejní je uvedena výroba železa, která probíhá ve vysokých pecích. Mimo obecného popisu dějů probíhajících při výrobě železa jsou na tomto místě uvedeny i rovnice. V neposlední řadě se zde nachází interaktivní animace, která obsahuje tři tlačítka. Po stisku prvního z nich se objeví popis jednotlivých vstupních a výstupních částí vysoké pece jako jsou např. vstup pro předehřátý vzduch, vsázku a další. Pomocí druhého tlačítka se zobrazí teploty v určitých částí pece a při stisku posledního tlačítka dojde k zobrazení přibližné polohy jednotlivých reakcí, které ve vysoké peci probíhají. Druhou výrobou zmíněnou v tomto tématu je kyanidový způsob získávání zlata, který je doplněn o příslušné rovnice a ekologický dopad na životní prostředí. Posledním příkladem je výroba titanu, kde je z důvodu jeho reaktivnosti vysvětlena složitost výroby tohoto prvku. Postup je opět doplněn rovnicemi výroby.

Poslední podkapitolou věnující se redoxním rovnováhám je „Koroze“. V úvodu je podáno vysvětlení, co je to koroze a proč k ní dochází a dále možné prostředky, které zabraňují vzniku koroze. Mimo to je zdůrazněna nutnost neušlechtilé kovy chránit, jelikož koroze způsobuje nemalé finanční ztráty. V pokračování je obsažen podrobnější popis vzniku koroze u železných předmětů a vysvětlen rozdíl mezi chemickou a elektrochemickou korozí. Tato část je doplněna o redoxní rovnice probíhajících dějů při korozi železa. Další část se zabývá pasivací některých kovů. V poslední části výše zmíněné podkapitoly jsou další možné

formy ochrany kovových předmětů, kde mezi nejzajímavější bude pravděpodobně patřit katodická ochrana lodních trupů.

#### **6.1.2.4. Odkazy**

Na tomto místě návštěvník nalezne odkazy na užitečný software, který mimo jiné je nutný k zobrazení některých částí webu nebo materiálů, jenž je možné ze stránek stáhnout. Tento uvedený software neslouží návštěvníkovi pouze k zobrazení předkládaného obsahu, ale mohl by být přínosem i při jiných činnostech na počítači.

## 7. Výukové texty

V této části práce jsou uvedeny výukové texty, které se v interaktivní podobě nacházejí v elektronické podobě ve formě webové stránky na přiloženém CD a dále na internetové adrese [www.studiumchemie.cz](http://www.studiumchemie.cz). Na webu jsou texty členěny do jednotlivých tematických celků a monotematických podkapitol. Tyto kapitoly jsou v některých případech doplněny o témata, která s problematikou rovnovážných stavů přímo nesouvisí, ale nějakým způsobem na ně navazují. Cílem zařazení těchto mezitematických vztahů je nejen žáky motivovat ke studiu a snazšímu pochopení tématu, ale také ukázat danou problematiku v širších souvislostech, aby žák pochopil, že tematika rovnovážných stavů není jen úzce na sebe zaměřenou kapitolou chemie, ale blízce souvisí s praxí a dalšími poznatky a aplikacemi v různých oborech chemie. Tak je kapitola o srážecích rovnováhách doplněna o části dotýkající se analytické chemie. Součástí této části nejsou všechny fotografie, obrázky a animace, které se na webových stránkách nachází.

Snahou je, aby texty byly co možná nejlépe pochopitelné a strukturované. V neposlední řadě se v nich nacházejí spojitosti na praktické využití v běžném životě. Uváděné příklady ne vždy popisují vhodně daný děj a často dochází k zanedbání určitých faktů a souvislostí, tím je ale dosaženo větší názornosti a příklady mohou být žákovi bližší, jelikož příklady, které by vystihovaly dané děje přesně, by často byly pro žáky nic neříkající. Na stránkách (zde často vynechaná) grafika dokresluje danou problematiku, dává webu jistou dávku interaktivity a člení text na menší úseky, které by jinak mohly odrazovat návštěvníka od čtení.

### 7.1. Chemické rovnováhy

#### 7.1.1. Co je to rovnovážný stav?

Rovnováhu si každý umí velmi dobře představit. Každý má ale pro tento pojem trochu jiné vysvětlení. Zkuste z následujících možností vybrat, co to vlastně znamená rovnováha:

- situace, kdy se nic neděje
- situace, kdy je vše, jak má být
- situace, kdy nedochází k žádnému pohybu
- něco jiného

Ať jste v tuto chvíli zodpověděli cokoliv, svým způsobem máte pravdu, ale svým způsobem i nemáte. O tom, proč tyto výroky jsou i nejsou pravdivé, se dozvíte dál. V přírodních vědách ovšem potřebujeme poněkud exaktnější definici. To proto, že kdybychom vycházeli z definice vágní, byli bychom jako právníci. Sice bychom si pak mohli skutečnost přizpůsobovat svým potřebám, ale nám by to, na rozdíl od nich, k ničemu nebylo, protože popis daného děje by pak nerefletoval realitu. Aplikace by potom byla nemožná. Tedy „exaktnější“ definice zní: Pokud v soustavě neprobíhá za daných vnějších podmínek žádný samovolný děj (kromě dynamické rovnováhy – viz. níže), nachází se soustava v rovnovážném stavu. Pokud nedojde ke změně vnějších podmínek (teplota, tlak, koncentrace jednotlivých reagujících složek), soustava v tomto stavu setrvá nekonečně dlouhou dobu [8].

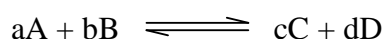
### 7.1.2. Co je to chemická rovnováha?

Zvláštním typem rovnováhy je rovnováha chemická a ta je významná minimálně pro chemiky. Na základě toho, co bylo o rovnováze již řečeno, ji můžeme popsat jako stav soustavy, kde stále probíhají chemické děje, ale účinky těchto dějů se navzájem ruší. Tento stav se nazývá dynamická rovnováha. Chemická rovnováha se může ustavit pouze v soustavách, kde probíhají vratné reakce [8]. To znamená, že reakce probíhá stále zleva doprava i zprava doleva, ale tyto děje probíhají stejnou rychlostí, tudíž se množství produktů ani výchozích látek nemění. A pokud nedojde ke specifické změně vnějších podmínek, nikdy nedojde k zastavení průběhu těchto reakcí. Koncentrace látek se po ustavení dynamické rovnováhy také nemění. Těmto koncentracím se říká rovnovážné koncentrace. Abychom je odlišili, tyto koncentrace si budeme značit hranatými závorkami (např. rovnovážná koncentrace  $\text{OH}^-$  anionů se zapíše  $[\text{OH}^-]$ ). Rovnovážné koncentrace jsou koncentrace složek soustavy v bodě, kdy se ustavila dynamická rovnováha. Nejsou tedy shodné s počátečními koncentracemi látek vstupujících do reakce, ty se nazývají počáteční, někdy se lze také setkat s pojmem analytické.

Dynamický charakter chemické rovnováhy je v principu podobný i rovnováze našeho těla. Na to, abychom udrželi naše tělo ve vzpřímené poloze, musíme neustále zapojovat některé partie svalů, jinak bychom upadli. Navenek tedy vypadáme, že stojíme v klidu, ale naše tělo musí neustále korigovat výchylky do stran. To znamená, že není nutné, aby se při rovnováze nic nedělo, ale soustava se musí nacházet ve stavu, kdy v ní nedochází ke změnám.

Pozn.: Vratné reakce se označují těmito šipkami:  $\rightleftharpoons$

Obecně lze vratnou reakci popsat např. touto rovnicí:



Otázka možná zní, k čemu nám to všechno bude. Na první pohled to možná vypadá, že k ničemu, ale v dalším textu uvidíte, že nám budou tyto informace velmi užitečné. Umožní nám odhadnout a vypočítat spoustu věcí, od napětí baterie po složení rovnovážné směsi na konci reakce. Dozvíme se tak například, kolik reaktantů nakoupit, abychom získali žádané množství produktu. Ušetříme tak spoustu času, než když bychom reakci prováděli pouze jednou místo 2x nebo naopak máme zbytečně moc produktu a nevíme co s ním. A čas jsou peníze, nehledě na to, že chemikálie jsou dosti drahé.

### 7.1.2.1. Typy soustav

Podle toho, v jaké fázi se nacházejí jednotlivé složky reakční směsi, můžeme rozlišit dva typy soustav. K tomu nejprve co je to fáze. Fází je myšleno prostředí, které má ve všech svých částech stejné chemické složení a fyzikální vlastnosti. To vede obvykle k tomu, že různé fáze mají i odlišné optické vlastnosti. Důsledek je, že jednotlivé fáze tak můžeme od ostatních často jednoduše rozlišit pomocí ostrého přechodu, který jsme schopni v drtivé většině pozorovat, tzv. fázového rozhraní. Někdy je fáze zaměňována se skupenstvím. Ale skupenství je spíše charakteristika kondenzačního stavu určité látky (kapalná, pevná nebo plynná látka). Byť můžeme říct, že fáze je kapalná, pevná nebo plynná, znamená to, že má odlišné fyzikální vlastnosti od okolí (to je ta fáze) a současně je v kapalném, pevném nebo plynném skupenství. Ale můžeme najít příklady, kdy máme dvě fáze, ale obě dvě např. kapalně, tzn. že je od sebe můžeme odlišit, protože mají různé fyzikální vlastnosti. Když například nalijete do jedné nádoby vodu a olej, obě látky mají stejné skupenství (kapalné), ale vidíte, že tvoří dvě fáze, mezi kterými je utvořeno ostré fázové rozhraní. Soustava tedy může obsahovat látky v jednom skupenství, ale dvě fáze. Z pohledu fází lze soustavy rozdělit na 2 typy [8, 52]:

1. homogenní soustava
2. heterogenní soustava

#### Homogenní soustava

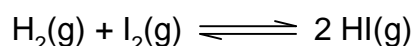
Všechny složky (chemická individua, přítomná v soustavě – pokud je soustavou roztok NaCl ve vodě, složkami jsou NaCl a voda – jde ale pouze o jednu fázi, neboť mezi jednotlivými složkami není žádné fázové rozhraní a roztok má ve všech svých částech stejné fyzikální i chemické vlastnosti) dané soustavy jsou v jedné fázi. Např. soustava obsahující vodu a rozpuštěnou látku [52].

#### Heterogenní soustava

V reakční směsi se složky nacházejí v různých fázích. Např. reakce zinku a kyseliny chlorovodíkové, mezi oběma výchozími látkami se nachází fázové rozhraní.

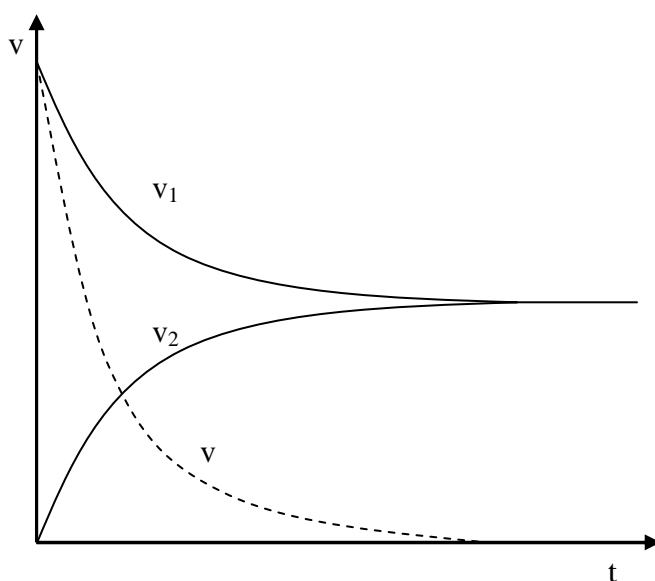
### 7.1.3. Průběh ustavení dynamické rovnováhy

Příkladem ustavení rovnováhy v homogenní soustavě může být rovnováha vyjádřená rovnicí:



Všechny složky dané soustavy tvoří jednu fázi a jsou v plynném skupenství. Reakce je vratná, tím jsou splněny všechny základní předpoklady pro ustavení dynamické rovnováhy v homogenní soustavě. Otázka je, kdy se tak stane. Pokud se podíváme na situaci před ustavením rovnováhy, vypadá to asi následovně. Před reakcí jsou v soustavě přítomné pouze reaktanty, tedy jód a vodík. Po jejich smísení začne probíhat chemická reakce zleva doprava. Celkem logicky, nejprve velmi rychle, přičemž rychlost reakce s postupujícím časem klesá

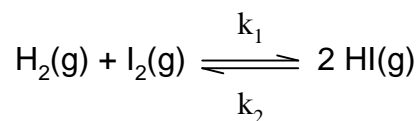
( $v_1$ ). Hned jak se objeví první podíly produktu, tedy jodovodíku, začne probíhat také reakce opačná, tedy rozklad HI na jód a vodík. Nicméně, vzhledem k tomu, že HI je zpočátku velmi málo, tato reakce běží velmi pomalu ( $v_2$ ). Jak ale roste množství vzniklého jodovodíku a naopak klesá množství jódu a vodíku, roste rychlost rozkladu jodovodíku a naopak klesá rychlost jeho vzniku. To, co my pozorujeme, je celková rychlost reakce, která je rozdílem obou rychlostí:  $v = v_1 - v_2$ . Rychlosti obou reakcí se pak přibližují, až se nakonec vyrovnají. A to je právě situace, kdy se dostáváme do rovnováhy. Rychlost jedné reakce se rovná rychlosti reakce zpětné, tedy  $v_1 = v_2$ , celková rychlost reakce je tak rovna 0,  $v = 0$ . Proč si to všechno vlastně říkáme? Vždyť mluvíme o situaci mimo rovnováhu. No, děláme to hlavně proto, že vidíme, že k popisu rovnováhy můžeme použít přístup chemické kinetiky, jejíž vztahy a principy již známe. A vidíme, že v rovnováze se vyrovnají rychlosti obou reakcí, zprava doleva a zleva doprava, čehož můžeme využít k odvození důležitých a užitečných vztahů a tak to taky uděláme [8].



Celou situaci popsanou výše můžeme také popsat pomocí grafu (viz příložené CD). Z grafu můžeme vyčíst následující informace (barevné symboly se váží k tlačítkům na grafu). Na svislé ose je vynesena reakční rychlost a na vodorovné čas. V čase nula je přítomen pouze jód a vodík. Reakční rychlost vzniku jodovodíku ( $v_1$  ●) je proto nejvyšší ● a rovná se celkové reakční rychlosti  $v$  ●. Zároveň v čase nula není přítomen žádný jodovodík, tudíž je reakční rychlost reakce jeho rozkladu ( $v_2$  ●) nulová ●. Proto je také celková reakční rychlost ( $v$  ●) nejvyšší ( $v = v_1 - v_2$ ). Jelikož je reakční rychlost přímo úměrná koncentraci reagujících složek, musí s přibývajícím časem klesat koncentrace jódu a vodíku ●. Naopak s přibývajícím časem se zvyšuje koncentrace jodovodíku, což má za následek zvýšení reakční rychlosti jeho rozpadu ●. V bodě, kde se reakční rychlosti vzniku a rozpadu vyrovnají ●, celková reakční rychlost klesne na nulu ● a ustaví se rovnováha. Z grafu je tedy dobře patrné, že reakce probíhající v soustavě se nezastaví, i když složení rovnovážné směsi se dále nemění. Došlo k ustavení dynamické rovnováhy [8].

Pro výše uvedenou reakci budou platit následující rovnice [8]:

Rovnice reakce s rychlostními konstantami:



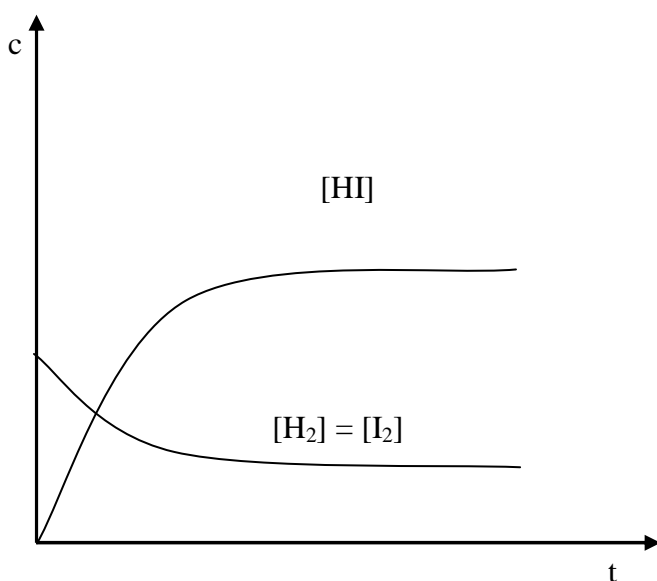
Rychlosti dílčích reakcí:

$$v_1 = k_1 [\text{H}_2] [\text{I}_2] \quad - \text{ rychlost reakce vzniku HI}$$

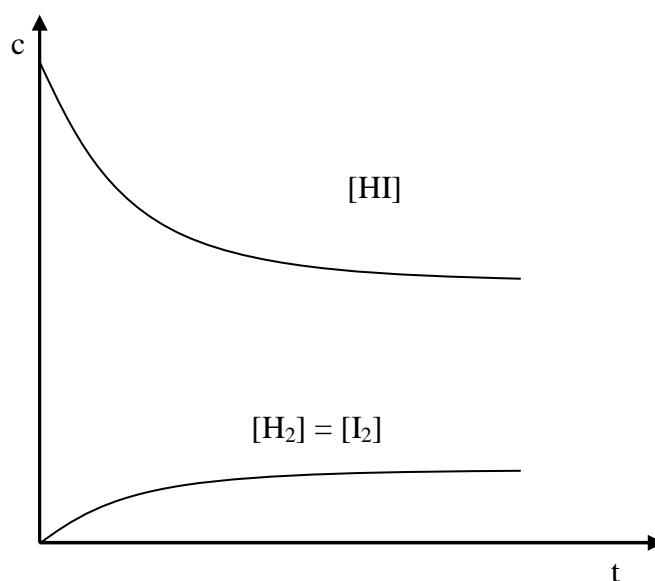
$$v_2 = k_2 [\text{HI}]^2 \quad - \text{ rychlost reakce vzniku H}_2 \text{ a I}_2$$

Celková rychlost dané reakce:

$$v = v_1 - v_2$$



Graf změny koncentrace na čase pro vznik HI.



Graf změny koncentrace na čase pro rozklad HI.

### Co z grafů a rovnic vyplývá?

Pokud se podíváme na kinetické rovnice reakčních rychlostí, chytří lidé odvodili, že rychlost reakce bude přímo úměrná okamžité koncentraci. To znamená, že s klesající okamžitou koncentrací reagujících složek bude také klesat reakční rychlost ●. Naopak s přibývajícím produktem bude vzrůstat reakční rychlost zpětné reakce ●. V bodě, kdy dojde k vyrovnání reakčních rychlostí vzniku a zániku produktu, bude celková reakční rychlost nulová a ustaví se rovnováha ●. Reakce v systému tedy dále probíhají, ale složení soustavy se nemění a systém se na první pohled může jevit tak, že v něm k žádným reakcím nedochází. Došlo k ustavení dynamické rovnováhy. Koncentrace všech složek reakce jsou v tomto bodě charakterizovány rovnovážnými koncentracemi (tzn. koncentracemi v rovnováze). Tyto koncentrace se již, na rozdíl od situace, kdy reakce probíhá, již měnit s časem nebudou. Poměr rovnovážných koncentrací výchozích látek a produktů nám ukáže, zda reakce běží spíše směrem k produktům nebo k výchozím látkám. Proč právě poměr? To si odvodíme v následující kapitole.

### 7.1.4. Rovnovážná konstanta

Rovnovážná konstanta charakterizuje poměr výchozích látek a produktů v rovnovážném stavu dynamické rovnováhy při dané teplotě. Její hodnota se tedy mění pouze s teplotou, nikoliv s koncentracemi látek v systému. Proto při stejné teplotě proběhne daná reakce vždy do identické rovnováhy. V minulé kapitole jsme si ukázali, že ve chvíli, kdy soustava dosáhne rovnováhy, stále probíhá chemická reakce. Z toho vyplývá, že v tomto ohledu by se nám mohly hodit vztahy chemické kinetiky (která ale jinak nemá s rovnovážnými stavy nic společného) k popisu rovnovážného stavu. Možná to k ničemu nepovede, ale proč to nezkusit?

Kdo dával pozor v chemické kinetice, tak to ví, pro ty, co pozor nedávali a nebo chyběli, čtete následující odstavec.

Jak lze vyjádřit rychlost chemické reakce? Věřte či nevěřte, je to velmi jednoduché. Rychlost reakce ( $v$ ) je přímo úměrná okamžitým koncentracemi výchozích látek umocněných na řády reakce (pokud nevíte, tak s tím, co je řád reakce si starosti nedělejte). Ve zvláštních případech jsou řády reakce totožné se stechiometrickými koeficienty, což situaci zjednoduší. Můžeme tedy psát, že rychlost reakce  $v$  je rovna:

$$v = k \cdot [A]^\alpha \cdot [B]^\beta$$

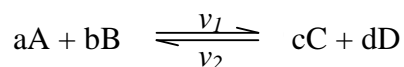
Kde  $k$  je konstanta úměrnosti, nazývá se rychlostní nebo kinetická konstanta, je závislá na teplotě (s teplotou roste). A pokračujeme dál....

#### 7.1.4.1. Guldbergův-Waageův zákon chemické rovnováhy

Poměrně podrobně jsme popsali, že v rovnováze se rychlosti reakcí probíhajících zprava doleva a zleva doprava se rovnají [8]:

$$v_1 = v_2$$

Pro obecnou rovnici, kde  $a$ ,  $b$ ,  $c$  a  $d$  jsou stechiometrické koeficienty:



si napíšeme kinetické rovnice s tím, že řády reakce jsou rovny stechiometrickým koeficientům:

$$v_1 = k_1 [A]^a [B]^b \quad v_2 = k_2 [C]^c [D]^d$$

Tyto dvě rovnice lze jednoduchou úpravou těchto dvou výrazů, když víme, že jejich rychlosti ( $v_1 = v_2$ ) se rovnají, převést na níže uvedený vztah:

$$k_1 [A]^a [B]^b = k_2 [C]^c [D]^d$$

a další úpravou výrazu na:

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

Za poměry rychlostních konstant si dosadíme konstantu novou, nazveme ji rovnovážná konstanta. A vzhledem k tomu, že obě tyto rychlostní konstanty jsou závislé pouze na teplotě, nikoliv na koncentracích, jejich poměr (a tedy i naše nová oblíbená rovnovážná konstanta) je při dané teplotě taktéž konstantou (jak napovídá už její název) a je také závislá pouze a jen na teplotě. Matematicky to vypadá následovně:

$$K_c = \frac{k_1}{k_2}$$

Symbol  $c$  značí rovnovážnou konstantu definovanou pomocí rovnovážných koncentrací, to proto, že jsme ji odvodili z koncentrací. To naznačuje děsivou skutečnost, že asi existují ještě jiné rovnovážné konstanty. Ano, existují a povíme si o nich později také [8].

Ale zpět k tomu, co jsme odvodili. Pro rovnovážnou konstantu tedy platí vztah (a ten si asi zapamatujte, jinak nepočítejte s jedničkou z písemky).

$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Odvozený vztah se nazývá, dle chytrých pánů, kteří jej odvodili Guldbergův-Waageův zákon. Jeho exaktní (přesná) definice tak zní: součin rovnovážných koncentrací produktů, umocněných na příslušné stechiometrické koeficienty, dělený součinem rovnovážných koncentrací výchozích látek, umocněných na příslušné stechiometrické koeficienty, je konstantní a rovná se rovnovážné konstantě pro danou reakci.

Vzhledem k tomu, že rovnovážná konstanta je konstanta, musí být konstantní i poměr na pravé straně uvedené rovnice. To v podstatě znamená, že je jednoznačně (v rovnováze) dán poměr koncentrací produktů a reaktantů. To také znamená, že při dané teplotě je rovnováha (a rovnovážné koncentrace) jednoznačně stanovena. Pokud chceme více produktu (což většinou chceme), tak pokud něco za dané situace nezměníme, více toho prostě nezískáme (ať se budeme snažit sebevíc). Výhodou uvedeného vztahu také je, že my přesně můžeme spočítat, kolik toho produktu bude a kolik tedy musíme nakoupit reaktantů, abychom získali přesně tolik, kolik chceme. Hodnota rovnovážné konstanty nám taktéž napoví, kterým směrem daná reakce poběží. Pokud bude hodnota mnohem větší než 1, je jasné, že v rovnovážné stavu se bude nacházet více produktů, než výchozích látek. Čísel (součin produktů reakce) v matematickém vyjádření rovnovážné konstanty bude vyšší číslo než ve jmenovateli (součin výchozích látek). Pokud bude rovnovážná konstanta mnohem nižší než 1, bude poměr v čitateli a jmenovateli opačný a výtěžek reakce bude opravdu velmi malý. Podle rovnovážné konstanty reakce tedy poznáme, ve kterém směru daná reakce poběží a jaký bude výtěžek této reakce. To se hodí, protože když nakoupíme nějaké drahé chemikálie, provedeme reakci a

zjistíme, že výtěžek je pod 1%, evidentně nám tu ekonomicky něco nesedí. Když si předem spočítáme, že výtěžek bude pod 1%, a nebudeme naše drahé chemikálie vůbec kupovat, ušetříme dost peněz. Pokud ale přesto chemikálie nakoupíme a následně zjistíme, že za normálních podmínek reakce poběží spíše opačným směrem nebo výtěžek bude velmi malý, než bychom chtěli, je ještě šance s tím něco udělat. Budeme muset danou rovnováhu ovlivnit a ukázalo se, že do určité míry to lze. A o tom, jak to provést si povíme dále...

#### 7.1.4.2. Princip akce a reakce (Le Chatelierův-Braunův princip akce a reakce)

Obecné znění toho principu je: Porušení rovnováhy vnějším zásahem (akcí) vyvolá děj (reakci) směřující ke zrušení účinku toho vnějšího zásahu. Toho principu se využívá v nejrůznějších výrobních procesech. Snahou je obvykle posunout rovnováhu tak, aby byl co nejvyšší výtěžek. Tzn. směrem k produktům (i když existují i situace, kdy to chceme naopak, ale těch bývá méně). Tímto posunem se zajistí nižší náklady, jelikož výchozích látek nebude zapotřebí tak velké množství. Na způsobu výroby závisí i možnosti jejího ovlivnění. V následující části si ukážeme tři možnosti, jak rovnováhu ovlivnit.

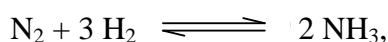
Ovlivnit rovnovážný stav soustavy můžeme:

a) změnou koncentrace (produktů nebo reaktantů)

Jedním ze způsobů, jak zvýšit výtěžek reakce, je odebrání produktů reakce. Pokud odebereme produkty vyvoláme touto akcí reakci, která vede ke zrušení tohoto zásahu. Systém zareaguje vyrovnaním koncentrace produktů, to znamená, že se část výchozích látek přemění na produkty a tím se opět ustaví rovnováha. Další možností je přidání výchozích látek, na něž systém zareaguje reakcí směrem k produktům a tím se opět ustaví rovnováha. Tento princip je zřejmý také ze vztahu pro rovnovážnou konstantu. Např. zvýšením koncentrace výchozích látek zvýšíme v uvedeném stavu hodnotu jmenovatele. Protože konstanta je konstanta (takže za dané teploty se nemůže jenom tak změnit), musí se zvýšit hodnota čitatele a snížit hodnota jmenovatele. Toho směs docílí proběhnutím chemické reakce směrem zleva doprava.

b) změnou tlaku

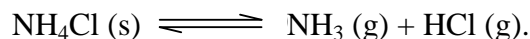
Další variantou ovlivnění rovnováhy je změna tlaku. Tento způsob má smysl pouze v případě, když se při reakci mění látková množství reagujících plynných složek. Pokud zvýšíme tlak, touto akcí vyvoláme reakci, která vede ke zmenšení látkového množství. Jelikož jeden mol zaujímá při určité teplotě daný objem, tak při zvýšení tlaku je snaha systému zmenšit počet molů a tím snížit tlak v systému. Například když zvýšíme tlak při reakci:



tak se rovnováha posune ve směru produktu (amoniaku), protože výchozí látky se svými čtyřmi moly zaujímají větší objem, než dva moly amoniaku [8, 12].

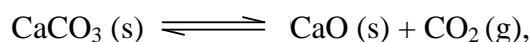
Toto byly příklady posunutí homogenní rovnováhy a nyní si ještě ukážeme příklad heterogenní rovnováhy.

Při reakci:



posuneme rovnováhu směrem k produktů tím, že snížíme tlak. Pokud bychom však tlak zvýšili, posunem rovnováhu směrem k výchozím látkám. vysvětlení je stejné, jako v případě syntézy amoniaku přímo z prvků.

Další heterogenní rovnováhou může být například tepelný rozklad uhličitanu vápenatého, reakce běží podle rovnice:



kde uhličitan vápenatý a oxid vápenatý jsou pevné látky a oxid uhličitý samozřejmě plyn. Když budeme chtít vyrobit více oxidu vápenatého (jakože budeme, jedná se totiž o pálené vápno, které je výchozí látkou při přípravě malty) budeme muset snížit tlak (oxid uhličitý bude moci lehce unikat), tím dojde k posunu rovnováhy doprava, naopak kdybychom zvýšili tlak, tak reakci prakticky zastavíme, protože tlak ostatních molekul mu nedovolí uniknout ze sloučeniny. Řečené lze snadno demonstrovat i prostřednictvím  $K_p$  (plynové rovnovážné konstanty) zde. Snadno lze odvodit, že  $K'_p = p(\text{CO}_2)_r$ . Vzhledem k tomu, že  $K_p$  je konstanta, snížení tlaku soustavy musí vést k zvýšení parciálního redukované tlaku oxidu uhličitého. To se může stát pouze ve chvíli, kdy dojde k posunu rovnováhy doprava a začnou vznikat další podíly oxidu uhličitého a samozřejmě i páleného vápna (CaO).

#### c) změnou teploty

Ovlivnění rovnováhy zvýšením teploty lze posunout rovnováhu ve směru produktů u endotermických reakcí (potřeba dodání tepla). Dodání energie ve formě tepla vyvolá reakci vedoucí k pohlcení dodaného tepla a tím pádem proběhne reakce ve směru k produktům. Naopak exotermické reakce (odevzdávají teplo do okolí) lze ovlivnit jejich rovnováhu ve směru produktů ochlazením soustavy. Tato soustava se pak snaží odebrané teplo nahradit a reakce tedy běží směrem k produktům [8].

V případech ovlivnění teplotou a tlakem jsou předkládaná vysvětlení pouze kvalitativního charakteru. Podobně jako případ ovlivnění koncentrací mají i své matematické vysvětlení. Jejich krásu ale ocení spíše „matematictější“ založení kolegové, proto jsme si dovolili ji zde zatajit.

### 7.1.4.3. Vyjádření rovnovážné konstanty pomocí parciálních tlaků

V určitých případech můžeme vyjádřit rovnovážnou konstantu i jiným způsobem. Např. v případě reakcí plynů je využívání koncentrací méně praktické a snáze se měří spíše tlaky. Z tohoto důvodu je praktické rovnovážnou konstantu vyjádřit pomocí parciálních tlaků složek. Aby ale konstanta byla bezrozměrné číslo, zavádíme tzv. redukovaný parciální tlak a to následovně [8]:

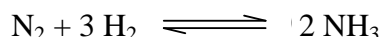
$p_0 = 101\,325 \text{ Pa}$  – jedná se o standardní tlak

$p_i$  – je parciální tlak určité složky (označovaná jako  $i$ )

Proto, aby konstanta byla bezrozměrné číslo, musí být bezrozměrná i druhá strana rovnice. U tlaků to vyřešíme jednoduše tím, že je všechny podělíme standardním tlakem, čím dojde i k vykrácení jednotek, tedy Pa. Matematicky tento krok uděláme následovně:

$$p_{i,r} = \frac{P_i}{p_0}$$

Nyní si tedy zkusíme odvodit rovnovážnou konstantu pro následující reakci:

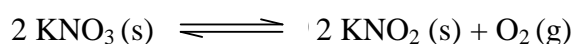


Vše je až dětinsky jednoduché, uděláme to analogicky podle rovnovážné konstanty vyjádřené pomocí koncentrací s tím rozdílem, že místo koncentrací dosadíme redukované parciální tlaky jednotlivých (pouze plynných) složek reakce [8].

$$K_p = \frac{(p_{\text{NH}_3})_r^2}{(p_{\text{N}_2})_r \cdot (p_{\text{H}_2})_r^3}$$

### 7.1.5. Chemická rovnováha v heterogenních soustavách

Jak už jsme si říkali, soustava, kde všechny složky nejsou v jedné fázi, se nazývá heterogenní. Přestože ale složky nejsou v jedné fázi, neznamená to, že mezi nimi nemůže probíhat chemická reakce. U reakcí, kde se vyskytují složky (ať už reaktanty nebo produkty) je výhodné využít rovnovážnou konstantu definovanou pomocí redukovaných parciálních tlaků. Tyto rovnovážné konstanty lze nalézt v těch lepších fyzikálně-chemických tabulkách. Příkladem heterogenní rovnováhy je například tepelný rozklad dusičnanu draselného:



Viz pokus na příloženém CD.

Dle vztahu pro rovnovážnou konstantu pro tuto reakci platí:

$$K_p = \frac{(p_{\text{KNO}_2})_r^2 \cdot (p_{\text{O}_2})_r}{(p_{\text{KNO}_3})_r^2}$$

Jelikož parciální tlaky pevných látek jsou obecně velmi nízké a hlavně - prakticky konstantní, lze je zahrnout do rovnovážné konstanty reakce. Tato konstanta však není totožná s původní, proto ji budeme označovat jako  $K'_p$  (s čarou). Z toho nám tedy vyplyne konečný vztah:

$$K'_p = (p_{\text{O}_2})_r$$

Pomocí  $K_p$  je taktéž možno demonstrovat rovnováhu v heterogenních soustavách, na což se můžete podívat zde.

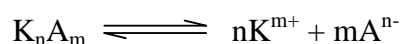
### 7.1.6. Srážecí rovnováhy

Do heterogenních chemických rovnovah můžeme zahrnout také srážecí rovnováhy. Jde o rovnováhy v nasycených roztocích většinou málo rozpustných solí. Jak bylo řečeno, jedná se o roztoky solí, které jakožto silné elektrolyty zcela disociují. Značná část elektrolytu ovšem zůstává ve formě sraženiny. Je otázkou, za jakých podmínek se může tato nerozpuštěná látka rozpustit a kolik se jí rozpustí. To může mít zásadní význam. Například síran barnatý je prakticky nerozpustný a barium, díky své velikosti, dobře stíní rentgenové záření, proto je roztok síranu barnatého využíván jako kontrastní látka při vyšetření trávicího traktu pomocí CT (počítačová tomografie). Měkké části těla jsou obecně špatně patrné na rentgenových snímcích a touto metodou dojde k jejich zvýraznění [55, 56]. Barnaté soli jsou ale prudce jedovaté, pokud se během procesu rozpustí. Síran barnatý je však rozpustný ve vodě velmi špatně, pokud by se ale za podmínek panujících v lidském těle rozpouštěl dobře, mohlo by to mít pro organismus fatální následky. Výpočet zjišťující, co se stane má proto zásadní význam pro to, zda vaši CT žaludku přežijete či ne. Význam to má i v případech průmyslových výrob. Často se do řek a vodních toků dostanou jedovaté kontaminanty ohrožující život organismů žijících v těchto tocích. Pokud jde o málo rozpustné soli, můžeme pomocí znalostí principů srážecích rovnovah zjistit, kolik kontaminantu v toku je a jak mnoho se ho rozpustí. Případně jej převést na málo rozpustnou sloučeninu bez vážnějších následků pro životní prostředí.

Z uvedeného je zřejmé, že má smysl se tímto typem rovnovah zabývat a tak to učiníme hned vzápětí.

Opět se nám vyplatí rovnováhu v těchto roztocích charakterizovat rovnovážnou konstantou  $K_s$ , tentokrát nazývanou součinem nebo také produktem rozpustnosti.

Když vezmeme sůl o obecném vzorci  $K_nA_m$ , která disociuje podle rovnice:



bude pro produkt rozpustnosti platit vztah (správně by místo koncentrací měly být použity aktivity, ale těmi se zabývat nebudeme):

$$K_{s(K_nA_m)} = [K]^n [A]^m$$

Označení K představuje kation soli, A anion soli a symboly n a m představují počty atomů v molekule a oxidační čísla řídící se křížovým pravidlem [8].

Mezi nerozpuštěnou solí (elektrolytem) a jejími ionty v roztoku dojde k ustanovení heterogenní rovnováhy. Pokud tedy do rozpouštědla přidáme více soli, než je množství v nasyceném roztoku, tak by koncentrace iontů byla vyšší než je hodnota součinu rozpustnosti. To ale není možné a další přidaná sůl se tak již nebude rozpouštět, zůstane přítomna jako nerozpuštěná pevná látka v roztoku.

Jedna z málo rozpustných sloučenin je například uhličitán vápenatý, který disociuje ve vodném prostředí podle rovnice:

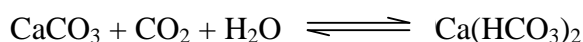


Rovnovážná konstanta (součin rozpustnosti) charakterizující tuto rovnováhu zní:

$$K_s = [Ca^{2+}] \cdot [CO_3^{2-}]$$

Z tohoto vztahu také vyplývá, že čím je hodnota  $K_s$  nižší, tím bude sraženina (nebo obecně nějaká látka) méně rozpustná a v roztoku se bude vyskytovat menší množství iontů.

Ner rozpustnost uhličitanu vápenatého stojí i za vznikem krasových jevů. Krápníky nazýváme dle jejich pozice jako stalaktity (ty visí ze stropu jeskyně) nebo stalagmity (ty naopak vyrůstají ze země a jsou často pod stalaktity). V neposlední řadě existují stalagnáty, které vzniknou spojením stalaktitu a stalagmitu. Krasově jeskyně se nacházejí právě ve vápencových horninách, které jsou tvořeny uhličitanem vápenatým. Když skálou proniká voda, ve které je rozpuštěn oxid uhličitý, vznikne z uhličitanu vápenatého hydrogenuhličitan vápenatý, který je rozpustný ve vodě. Hydrogenuhličitan vápenatý spolu s vodou protéká skálou a když dorazí do jeskyně, kde se vlivem vnějších podmínek rozloží na nerozpustný uhličitan vápenatý (a také vodu a oxid uhličitý), který se zachytí na stěně jeskyně a vytvoří krystalizační centrum. Na něm vznikají další krystalky uhličitanu vápenatého vzniklého rozkladem hydrogenuhličitanu vápenatého doneseného vodou. Krápník pak roste, v řádu dlouhých časových úseků. Hodně kapek vytvoří a dopraví velké množství hydrogenuhličitanu vápenatého, který se rozloží na velké množství krystalků uhličitanu vápenatého a tím nám vznikne krásný dlouhý a velký krápník (kterých se ovšem při návštěvě v jeskyni nedotýkejte (proč se dozvíte v ovlivnění srážecí rovnováhy), nelamte a nenoste si jej domů). K zmíněnému rozkladu napomáhá změna tlaku a teploty tak, že usnadní vypařování vody a uvolnění oxidu uhličitého do vzduch přítomného v jeskyni. Proces vzniku krasových jevů popisuje následující rovnováha [51]:



### 7.1.6.1. Rozpustnost

V souvislosti se srážecími rovnovahami zavádíme i pojem rozpustnost. To je koncentrace látky v jejím nasyceném roztoku. Rozpustnost látky lze snadno vypočítat ze součinu rozpustnosti (rozpustnost i součin rozpustnosti lze nalézt v „chytrých“ fyzikálně-chemických tabulkách). Lze odvodit, že ve vodných roztocích, v nichž je rozpuštěna pouze daná látka, platí pro rozpustnost vztah:

$$r = \left( \frac{K_s}{m^m n^n} \right)^{\frac{1}{m+n}}$$

V tomto vztahu  $r$  představuje samotnou rozpustnost,  $K_s$  je součin rozpustnosti a symbol  $K$  představuje kation soli,  $A$  anion soli a symboly  $n$  a  $m$  počty atomů v molekule.

### 7.1.6.2. Ovlivnění srážecí rovnováhy

Stejně jako ostatní rovnováhy lze ovlivnit i rovnováhy srážecí. Součin rozpustnosti lze ovlivnit teplotou (většina látek se s rostoucí teplotou lépe rozpouští, ale nikoliv všechny) nebo přidávkem dalších iontů do roztoku, ať s tzv. společným iontem (např. k málo rozpustnému  $\text{AgCl}$  je to  $\text{NaCl}$ , společným iontem jsou chloridové anionty), tak i tzv. indiferentních (nemá

žádný společný ion s rozpuštěnou látkou – indiferentní elektrolyt – např. k málo rozpustnému AgCl jde o  $\text{KNO}_3$ , žádný ion, z nichž jsou tyto soli složeny, není stejný) [52].

### **Vliv vlastních iontů na rozpustnost sraženiny**

Přítomnost vlastních iontů v roztoku snižuje rozpustnost sraženiny. Toho také vyplývá, že čím vyšší je koncentrace iontů obsažených ve sraženině, tím se sraženina méně rozpouští [52].

Pokud tedy například máme částečně rozpuštěný AgCl a přidáme do roztoku NaCl, vysráží se nám další podíl AgCl z roztoku. Máme ho pak více. To není na škodu. Vysvětlení je celkem jednoduché a vyplývá ze vztahu pro součin rozpustnosti. Vzhledem k tomu, že součin rozpustnosti je za dané teploty konstanta a tak se nesmí změnit, pokud se zvýší koncentrace např. anionů v roztoku, koncentrace kationů se musí adekvátně snížit, aby součin rozpustnosti zůstal zachován (konstantní). Pokud se má snížit koncentrace kationu, musí ho být méně rozpuštěno. Pokud je tedy v roztoku v nadbytku, musí se ho určitá část vysrážet.

### **Vliv cizích iontů na rozpustnost sraženiny**

Přítomnost iontů, které nemají společné s ionty se sraženinou (přídavek indiferentního elektrolytu), zvyšuje rozpustnost sraženiny [52]. Vysvětlení je ale poněkud komplikovanější a vyžaduje znalost pokročilejších teorií. Proto se snad všichni spokojíte s výše uvedeným konstatováním a vezmete ho za své.

Jeden z důvodů, proč se nedotýkat krápníků, je, že přidáte právě indiferentní elektrolyt v podobě svého potu, v němž se nachází především NaCl. Ten nemá s uhličitánem vápenatým žádný společný ion, takže zvyšuje rozpustnost vznikající sraženiny, růst krápníku se následně zpomaluje.

### **K čemu lze srážecí rovnováhy využít?**

Kromě uvedených aplikací mají srážecí rovnováhy bohaté využití i v dalších oborech lidské činnosti. Dříve to byla například i fotografie a fotografický proces, dnes je to velká řada výrob velkého množství látek pro jakýkoliv průmysl, který si vymyslíte. Velmi významné je využití srážecích rovnováh. Srážecí reakce jsou především používány v analytické chemii, a to jak pro kvalitativní (co tam je) tak kvantitativní (kolik tam toho je) analýzu. Konkrétní látka, kterou pomocí různých metod můžeme zjišťovat ve vzorku, se nazývá analyt. Zbytek vzorku se nazývá matrice [53]. Pomocí metod využívajících srážecí reakce a srážecích rovnováh tak lze stanovovat koncentrace těžkých kovů ve vodách i jinde, řady anionů (např. chloridy), kontrolovat průběh průmyslových procesů atd. V kvalitativní analýze má využití srážecích reakcí velkou tradici. Srážecí reakce jsou využívány k odhalení nejrůznějších iontů přítomných v roztoku. Kouzelné je, že určitými postupy a za určitých podmínek lze dokázat i více iontů přítomných v jednom analyzovaném vzorku. To si ukážeme za chvíli.

Jako jeden z příkladů chemické analýzy, využívající srážecí reakce, si uvedeme důkaz chloridu sodného v potu. K postupu nám pomůže fakt, že velmi málo rozpustné jsou halogenidy stříbra, proto stačí i relativně malé množství NaCl k tomu, abychom ho mohli dokázat pomocí dobře rozpustné soli stříbra, jako je například dusičnan stříbrný (dusičnany jsou obecně dobře rozpustné soli) [54].

Viz pokus na přiloženém CD.

### 7.1.6.3. Analytické třídy kationů

Jak bylo řečeno, pomocí „rafinovaných“ postupů využívajících srážecí reakce lze kvalitativně analyzovat i vzorek, kde se nachází více iontů, tedy směsi. To je velmi pozitivní, protože analýza směsí je obvykle velmi obtížná vzhledem k tomu, že některé látky se mohou při stanovení jinými postupy jevit jako látky jiné (tzv. interference). Při analýze vzorku nám pomůže roztrídění kationů do tříd, podle toho s jakým srážedlem reagují. To nám velmi ulehčí práci, jelikož, když víme do jaké skupiny kation patří, dojde ke zúžení možností. Poté můžeme provést řadu specifických reakcí, které jsou většinou barevné. Specifické reakce slouží k potvrzení přítomnosti předpokládaného iontu.

Rozlišujeme 5 analytických tříd kationů [53]:

1. třída – patří sem kationy, které tvoří sraženiny po přidání HCl do vzorku  
- jedná se o ionty:  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{Pb}^{2+}$  (vznikají chloridy)
2. třída – sem patří kationy, které vytváří sraženinu po zavedení  $\text{H}_2\text{S}$  v roztoku kyselém prostředí HCl  
- jsou to ionty:  $\text{Bi}^{3+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Cd}^{2+}$  (vznikají barevné sulfidy)
3. třída – tato třída je reprezentována kationy tvořící sraženiny po zavedení  $\text{H}_2\text{S}$ , ale tentokrát v zásaditém prostředí roztoku  $\text{NH}_4\text{OH}$ .  
- za těchto podmínek se sráží ionty:  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$  (opět ve formě sulfidů)
4. třída – sem zase patří kationy, které vytvoří sraženinu po přidání  $\text{Na}_2\text{CO}_3$   
- sráží se ionty:  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$ ,  $\text{Ba}^{2+}$  (vznikají nerozpustné uhličitany)
5. třída – netvoří sraženiny s žádným z výše uvedených činidel, tedy ani s chloridy, ani se sulfanem a ani s uhličitánem sodným.  
- v této třídě nalezneme  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{NH}_4^+$

Vzniklé sraženiny jsou pak zpracovávány dále a příslušné ionty jsou dokazovány zvláštními specifickými reakcemi pro dané ionty. Výhodou je, že tyto ionty jsou již výše uvedeným postupem odděleny od těch, které by mohly způsobovat interference (tzn. v zásadě rušení důkazu iontu) a celé stanovení je také výrazně zjednodušeno vymezením menšího počtu iontů v jednotlivých krocích (snáze se např. olovnaté ionty stanovují v systému, který byl oddělen v prvním kroku ve formě chloridů, kde dalším přítomným iontem mohou být už jen stříbrné ionty než v systému, kde se může nacházet např. 10 dalších iontů [53]).

Uveďme si nyní příklad postupu při zjišťování analytu v neznámém vzorku. Pokud do neznámého analyzovaného vzorku přidáme HCl a vznikne nám bílá sraženina, v této sraženině mohou být pouze AgCl nebo  $\text{PbCl}_2$ , jiné ionty s HCl sraženinu za daných podmínek netvoří. Vzniklou sraženinu odfiltrujeme (filtrát si ale pečlivě uschováme) a rozpustíme např. v kyselině dusičné a otestujeme analyzovaný vzorek na přítomnost olovnatých iontů. K analyzovanému vzorku přidáme jodid draselný, který specificky reaguje s olovnatými ionty. Právě reakce dusičnanu olovnatého (důležité jsou olovnaté kationy, ne dusičnanové aniony) a jodidu draselného je velmi specifická vznikem barevné sraženiny. Produkt, který nás zajímá, je žlutá sraženina jodidu olovnatého. Pokud tedy dojde k vysrážení žluté sraženiny, je dokázána přítomnost olovnatých iontů (analyt) v analyzovaném vzorku [57].

Viz pokus na přiloženém CD.

Pokud nevznikne žlutá, ale žlutobílá sraženina (lze je opravdu rozeznat velmi dobře) nerozpustná za tepla, jde o signál, že v roztoku budou jen stříbrné ionty. S filtrátem, který nám zbyl, pokračujeme dál a zavedeme sulfan  $\text{H}_2\text{S}$  do vzorku. Pokud vznikne sraženina, opět ji odfiltrujeme (a filtrát zase pečlivě uschováme) a rozpustíme a testujeme na přítomnost  $\text{Bi}^{3+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$  nebo  $\text{Cd}^{2+}$ . Pokud je vzniklá sraženina žlutá, zdá se, že ve vzorku budou kadmátové ionty. Ty dokážeme také specifickou reakcí, kdy se po přidání hydroxidu sráží bílý  $\text{Cd}(\text{OH})_2$ . Modrá barva vzniklého roztoku po rozpuštění sraženiny po reakci se sulfanem zase naznačuje, že v roztoku budou přítomny měďnaté ionty, sraženina po reakci se sulfidem by měla být hnědá. Pokud nedojde při reakci rozpuštěné sraženiny s thiomocovinou k žádným změnám, není přítomen bismut. Filtrát po oddělení sraženiny opět vezmeme a zavádíme sulfan, tentokrát v přítomnosti hydroxidu amonného. Pokud nevznikne sraženina, můžeme se rozloučit s přítomností  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$  a  $\text{Co}^{2+}$  iontů. Pokud nevznikne sraženina ani po přidání uhličitanu sodného, vyloučíme přítomnost  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$  a  $\text{Ba}^{2+}$ , pokud ano, mohou být uvedené ionty přítomny. Snadno je lze po odfiltrování a rozpuštění sraženiny (filtrát opět uschovat !!!) dokázat pomocí plamenových reakcí, neboť vápenaté ionty barví plamen cihlově červeně, barnaté nazelenale a strontnaté karmínově červeně. Pokud si ale nejsme jisti, existují i další specifické reakce pro tyto ionty. Vezmeme poslední filtrát a pokusíme se některou ze specifických reakcí dokázat  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$  a  $\text{NH}_4^+$ . Opět můžeme využít plamenových zkoušek, neboť sodné ionty barví plamen žlutě zatímco draselné fialově a samozřejmě můžeme využít několik dalších specifických reakcí. Bohužel, amonné ionty plamen nebarví, ale s výhodou lze využít Nesslerovo činidlo, které tvoří s amonnými ionty žlutou sraženinu. Vzorek je na přítomnost kationtů zanalyzován a my můžeme dnes usnout s klidným svědomím, že jsme se nenaučili něco zbytečně. Protože, i když méně než v minulosti, takhle se to opravdu dělá [53].

#### 7.1.6.4. Kvantitativní analýza

Snad ještě větší význam má využití srážecích rovnowah v analýze kvantitativní. Jde o jednu z nejstarších a nejzákladnějších metod analýzy. Touto metodou se zjišťuje množství analytu (látka, která nás zajímá) ve vzorku. Často se před provedením kvantitativní analýzy provádí analýza kvalitativní, tzn. před započítáním kvantitativní analýzy je však nutné přesně zjistit o jaký analyt se jedná. To se provádí nejrůzněji tak, jak jsme si popsali v minulých kapitolách, tzn. nejprve se analyt zařadí do příslušné třídy a následně se provádějí selektivní reakce typické pro kationy nebo aniony náležející do dané třídy. K následné kvantitativní analýze slouží dvě základní metody [53]:

1. vážková analýza (gravimetrie)
2. odměrná analýza (volumetrie)

##### Vážková analýza

Tato metoda separace je založena na vzniku co možná nejméně rozpustné sraženiny, která vzniká postupným přidáváním srážecího činidla (látka, která s analytem vytvoří sraženinu) do roztoku. Sraženina se následně přefiltruje, usuší a zváží [53]. Aby sraženina byla co nejméně rozpustná je velmi důležité, protože co se rozpustí, to zůstává ve filtrátu a není to po vysušení sraženiny zváženo. Pokud jde o větší množství, dopustíme se při stanovení značné chyby. Zde nám pomáhá popis fázových rovnowah, protože zjištěním

součinu rozpustnosti za daných podmínek můžeme velmi přesně zjistit, kolik látky se rozpustí a zda je vůbec daná metoda pro stanovení vhodná.

### Odměrná analýza

Při této metodě se měří množství (téměř výhradně objem) spotřebované látky (titračního činidla) o přesně známé koncentraci, která vstupuje do reakce s analytem. Bod, při kterém titrační činidlo dále nereaguje, tedy došlo ke kompletnímu zreagování analytu ve stechiometrické poměru daném reakcí, se nazývá bod ekvivalence. Spotřeba daného titračního činidla v tomto bodě odpovídá množství (koncentraci) analytu ve vzorku. Toho vyplývá, že stanovení tohoto bodu (přesného objemu spotřebovaného titračního činidla pro chvíli, kdy právě zreagoval všechny analyt) je poměrně zásadní a je třeba jej co nejpřesněji detekovat, musí být dobře znatelný. Pokud nemáme po ruce nějakou objektivní metodu, musíme zvolit metodu subjektivní, nejčastěji je to změna barvy [53].

K tomu, abychom dokázali množství nějakého iontu, můžeme využít srážecích rovnovah, potažmo součinu rozpustnosti. Například koncentrace chloridových anionů ve vodách lze stanovit s pomocí srážecí titrace dusičnanem stříbrným. Při reakci vzniká bílá sraženina AgCl. Jak ale detekovat bod ekvivalence? K tomu nám pomůže znalost srážecích rovnovah. Pokud nalezneme sraženinu, která má odlišnou barvu než sraženina analytu a zároveň vyšší součin rozpustnosti, bude během přidávání odměrného činidla nejprve vznikat sraženina méně rozpustné látky (analytu, s nižším  $K_S$ ), což je v našem případě AgCl a po bodu ekvivalence (tedy spotřebování veškerého analytu v roztoku – ten je teď sraženina) se začne srážet druhá látka (indikátor, s vyšším  $K_S$ ), což může být například chroman draselný, jehož právě vznikající žlutá sraženina bude indikovat bod ekvivalence.

#### 7.1.6.5. Srážecí rovnováhy v dávných dobách

Srážecích rovnovah lidé využívali již v dřívějších dobách, aniž by samozřejmě cokoli věděli o průběhu srážecích reakcí. Jedním z takových využití byla tajná písma. K napsání se využívaly látky, které byly bezbarvé nebo téměř bezbarvé, tak aby na papíře nebyly vidět. Většinou na tomto papíře byl napsán text, který však neobsahoval nic tajného a měl za úkol maskovat přítomnost tajného písma.

Jedním z takových písem může být text napsaný velmi zředěným roztokem chloridu železnatého a k odhalení nám pomůže roztok hexakynoželeznatanu draselného [54]. Roztoky přípravě tajného písma musejí být vždycky tak koncentrované, aby byl naplněn součin rozpustnosti a sraženina se objevila, ale zároveň koncentrované tak málo, aby nápis nebyl vidět. K přípravě roztoku o optimální koncentraci opět pomůže znalost součinu rozpustnosti, čím lze zdokonalit postupy dávných špiónů.

Viz pokus na přiloženém CD.

### 7.1.6.6. Semipermeabilní membrána

Jedna ze zajímavých srážecích reakcí je reakce hexokyanoželeznatanu draselného (žlutá krevní sůl) s chloridem měďnatým. Do roztoku krevní soli vhodíme zrnka chloridu měďnatého, na jehož povrchu okamžitě dojde k vysrážení červeného hexakyanoželeznatanu měďnatého. Sraženina hexakyanoželeznatanu měďnatého se chová jako semipermeabilní (polopropustná) membrána. Sraženina je propustná pro rozpouštědlo (voda), avšak ne pro chlorid měďnatý. Vlivem osmózy vniká voda do zrnka chloridu, tím dochází k jeho zvětšování. Když však dojde k prasknutí membrány tvořené sraženinou hexakyanoželeznatanu měďnatého, dojde okamžitě ke srážecí reakci. Tímto způsobem se zvětšuje zrnko chloridu měďnatého [57].

Viz pokus na přiloženém CD.

## 7.2. Fázové rovnováhy

Fází je myšleno prostředí, které má ve všech svých částech stejné chemické složení a fyzikální vlastnosti. To vede obvykle k tomu, že různé fáze mají i odlišné optické vlastnosti. Důsledek je, že jednotlivé fáze tak můžeme od ostatních často jednoduše rozlišit pomocí ostrého přechodu, který jsme schopni v drtivé většině pozorovat, tzv. fázového rozhraní. Někdy je fáze zaměňována se skupenstvím. Ale skupenství je spíše charakteristika kondenzačního stavu určité látky (kapalná, pevná nebo plynná látka). Když například nalijete do jedné nádoby vodu a olej, obě látky mají stejné skupenství (kapalné), ale vidíte, že tvoří dvě fáze, mezi kterými je utvořeno ostré fázové rozhraní. Soustava tedy může obsahovat látky v jednom skupenství, ale dvě fáze [52, 58].

Například na zamrzlém rybníku můžeme rozlišit všechny tři fáze a dvě fázová rozhraní. Ve spodu se nachází první fáze, která je kapalná (voda) a je oddělena fázovým rozhraním od další fáze, která je naopak pevná (led). Ta je taktéž oddělena dalším fázovým rozhraním od poslední fáze, jenž je plynná (vodní pára).

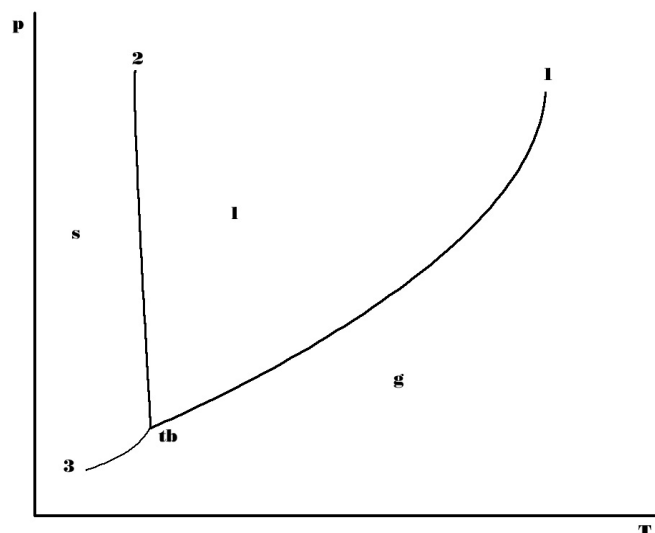
### 7.2.1. Gibbsův zákon fází

Představte si, že pocházíte z chudé rodiny. Naštěstí máte v rodině strýčka, který nečekaně zemře a odkáže vám grafitový důl. Zajásáte, ovšem do chvíle, než zjistíte, že blízká výrobní tužek zkrachovala pod tlakem asijských výrobců. Nezbývá než se poohlédnout po jiném výdělku. Protože jste dávali dobře pozor ve škole, vzpomenete si, že drahé diamanty jsou tvořeny stejným prvkem, kterého máte v dole plno – uhlíkem. Nabízí se otázka. Existuje nějaký způsob, jak přeměnit tuhu na diamant? Ano, zní odpověď. Za velmi vysokých tlaků a teplot to jde. Ovšem zjistit to za jakých by si vyžádalo dlouhodobý výzkum, hodně peněz a prostředků. Situaci si lze snadno ulehčit, pokud zadarmo pochopíme pojmy fázový diagram a Gibbsův zákon fází.

Fázový diagram je dobrá věc. Vytvořili jej chytří a pracovití lidé a v zásadě jde o graf, který vymezuje, za jakých podmínek (např. za jaké teploty a tlaku, ale můžeme si zvolit jakoukoliv jinou veličinu, která nám ovlivňuje stav soustavy) se vyskytuje nějaká fáze, za jakých podmínek se vyskytují současně dvě fáze apod. Fázové diagramy byly sestaveny pro velké množství soustav a pro různé podmínky. Nejjednodušší a „nejčitelnější“ jsou diagramy pro jednosložkovou soustavu, tzn. soustavu, kde máme jen jedno chemické individuum, které se může vyskytovat ve více fázích (např. voda s ledem je taková soustava – voda je jeho jedinou složkou, fáze jsou dvě, kapalná voda a pevná voda - led).

#### 7.2.1.1. Fázové rovnováhy v jednosložkových soustavách

Např. takový fázový diagram vody vypadá následovně:



Fázový diagram vody

Jak bylo řečeno, fázový diagram vody znázorňuje, za jakých podmínek existují jednotlivé fáze, v našem případě v závislosti na teplotě a tlaku. Jednotlivé křivky na tomto grafu znázorňují situaci, kdy koexistují současně dvě fáze. Např. křivka 1 popisuje závislost bodu varu na tlaku. To znamená, že při tlacích a teplotách, které leží na křivce 1 v soustavě nalezneme vodu a vodní páru, tedy dochází k varu. Pokud ovšem snížíme tlak, ale teplotu ponecháme stejnou, dostaneme se k bodu A a tedy do oblasti, kde existuje pouze vodní pára. Když zvýšíme teplotu, dostaneme se do bodu B a zase budeme mít pouze vodní páru. Pokud teplotu snížíme, dostaneme se do bodu C a budeme mít soustavu, kde se bude vyskytovat pouze voda a nikoli vodní pára. Pokud budeme chtít, aby v soustavě zůstaly voda i led, musíme změnit nejenom tlak, ale i teplotu tak, abychom se pohybovali po křivce, viz bod D. Schválně si graf proklikejte a sledujte sklenici s vodou a display s hodnotami tlaku a teploty, abyste viděli, jak se bude měnit stav soustavy.

Z fázového digramu je tedy zřejmé, že v případě vody s klesajícím tlakem klesá i teplota varu. Proto například se vzrůstající nadmořskou výškou bude klesat teplota, při které se vám bude vařit voda. Křivka 3 představuje tzv. sublimační křivku, kde existuje tuhá i plynná fáze, poloha křivky naznačuje podmínky, za nichž bude docházet k sublimaci. Z toho je patrné, že každá látka bude za určitých podmínek sublimovat, ale například led sublimuje za teplot a tlaků, které neodpovídají našim podmínkám. Jiné látky ale za běžných podmínek (teplota 25°C a tlak 101325 Pa) například sublimují poměrně snadno, např. jód. Sublimaci můžeme využít k čištění těchto látek. Křivka 2 znázorňuje závislost teploty tání na tlaku, z čehož je zřetelné, že teplotu tání změnou tlaku prakticky neovlivníme. Zajímavý je bod tb. Zkratka tb značí trojný bod, což je situace, kdy spolu koexistují všechny tři fáze v rovnováze, tedy v soustavě se nachází led, voda a vodní pára. Z grafu je zřejmé, že tato situace nastane pouze při určitém a zcela konkrétním tlaku a teplotě a nikdy jindy. Pokud byste si chtěli v případě vody takovou soustavu připravit za běžných podmínek, nepůjde to, protože máme příliš vysoký tlak (je třeba dosáhnout 610 Pa, my máme 101 325 Pa) [52, 58].

Vraťme se teď k našemu zhodnocení grafitového dědictví. Z toho, co jsme si řekli, je zřejmé, že potřebujeme si sehnat fázový diagram pro jednosložkovou soustavu, uhlík. Najít si na tomto fázovém diagramu oblast existence diamantu a vystavit náš grafit takovým tlakům a teplotám, které odpovídají poloze v dané oblasti. Hurá máme diamant.

Jak zní onen Gibbsův zákon fází, který jsme vám slibovali? Jeho matematická podoba je velmi jednoduchá:

$$v + f = s + 2,$$

Co znamenají jednotlivá písmenka? Většinu už známe,  $s$  je počet složek (složky jsou jednotlivá chemická individua přítomná v soustavě – pokud je např. soustavou roztok NaCl ve vodě, složky jsou 2 a složkami jsou NaCl a voda, ale jde ale pouze o jednu fázi, neboť mezi jednotlivými složkami není žádné fázové rozhraní a roztok má ve všech svých částech stejné fyzikální i chemické vlastnosti),  $f$  je počet fází (co je fáze víte, když ne, tak se mrkněte výše) a jedinou neznámou pro vás bude  $v$  - tzv. počet stupňů volnosti. Co znamená ten počet stupňů volnosti? Definice zní: Počet stupňů volnosti je definován počtem intenzivních stavových veličin, které můžeme libovolně změnit, aniž se změní počet fází. To je možná trochu komplikovanější definice, ale není to zase tak složité jak to zní. Vezměme si, že máme naši soustavu voda/led, která se nachází za nějakého tlaku a teploty. Vypočítejme si počet stupňů volnosti pro tuto soustavu. Máme jednu složku a dvě fáze (voda a led), takže  $v = s + 2 - f$ . Tzn.  $v = 1 + 2 - 2$ , z toho vyjde, že  $v = 1$ . Toto číslo nám říká to, co jsme si říkali u fázového diagramu. Pokud máme v rovnováze led a vodu, můžeme libovolně změnit pouze jednu veličinu (tlak nebo teplotu). Tu druhou (teplotu nebo tlak) už můžeme změnit závisle na té první. Pokud tak neučiníme a druhou veličinu necháme například konstantní, změní se stav soustavy, tzn. led roztaje nebo voda zmrzne. V zásadě se na fázovém diagramu dostaneme mimo křivku. Pokud máme pouze vodu (bez páry a ledu), vychází nám, že  $v = 2$ . Aby nám tedy zůstala i nadále pouze voda, můžeme libovolně měnit tlak i teplotu (popřípadě místo nich jinou intenzivní veličinu), avšak pouze v určitém rozsahu, hodnoty tlaku nebo teploty jsou omezeny hranicemi dané fáze, tzn. křivkami koexistencí dvou fází. Poslední zvláštním případem je zmiňovaný trojný bod (tb), v něm koexistují všechny tři fáze (led, voda, vodní pára), tedy  $v = 0$ . To znamená již zmiňované, nemůžeme změnit nic, protože jakákoli změna povede ke změně počtu fází a tedy i stavu soustavy. Gibbsův zákon fází nám podává část informace, kterou nám kvantitativně podává i fázový diagram. Fázový diagram ale nemusí být vždy dostupný, takže své opodstatnění Gibbsův zákon fází má.

Představme si, že dochází k tání arktických ledovců, může dojít k zaplavení níže obývaných oblastí. Z Gibbsova zákona fází vyplývá, že v soustavě máme dvě fáze a jednu složku (ostatní si dovolíme zanedbat), tedy  $v = 1$ . Pokud se nám zvýší teplota, chceme-li aby ledovec neroztál a nezaplavil obydlené oblasti, musíme změnit i tlak. Je patrné, že to bude technicky velmi těžko proveditelné, Gibbsův zákon fází nám tedy napověděl, že musíme provést taková opatření, aby se nezvyšovala teplota. Je to velmi jednoduché, přesto se najde řada lidí, kteří to velmi rádi zpochybňují. To je ale jiná věc.

Intenzivní stavové veličiny nejsou závislé na velikosti systému. Například když slijeme dvě sklenice s vodou o teplotě 20°C, získáme opět vodu s teplotou 20°C, nikoliv s teplotou 40°C. Naopak je tomu u objemu, který je extenzivní stavovou veličinou. Po slítí dvou 200 ml vody získáme 400 ml vody, nikoliv 200 ml [52, 58].

Závěrem lze tedy říci, že podle Gibbsova zákona fází má jednosložková soustava o jedné fázi dva stupně volnosti, o dvou fázích jeden stupeň volnosti a o třech fázích nemá žádný stupeň volnosti, o čemž jste se dočetli v předchozích částech [52].

## **Rovnováha kapalina-pára**

U molekul v kapalině dochází k neustálému pohybu a srážkám. Čím je vyšší teplota, tím je jejich pohyb vyšší a srážky častější, tímto způsobem si molekuly mezi sebou předávají kinetickou energii. Některé z molekul v kapalině získají dostatečnou energii, aby se uvolnily z kapalné fáze a dostaly se do fáze plynné – vypařily se. Naopak některé z molekul přítomných nad kapalinou získají dostatečnou energii k tomu, aby se vrátily zpět do kapaliny. Ze začátku převládá proces vypařování, který však neprobíhá do nekonečna. Nad kapalinou se ustavuje tlak vypařených molekul, který se nazývá tenze páry (jednotky jsou Pa). Čím vyšší je tenze páry, tím i více molekul se začíná vracet zpět do kapalné fáze, až dojde k vyrovnání vypařujících se molekul a molekul, které se vrací zpět do kapalné fáze. Vzniká rovnováha, která je charakterizována tlakem nasycené páry. Veličina, která charakterizuje pevnost molekul poutaných v kapalné fázi je molární výparné teplo ( $\Delta H_{\text{výp}}$ ) [52, 58].

Velkého výparného tepla vody využíváme i my. Pokud je nám horko, začneme se potit a jelikož molekuly vody jsou mezi sebou vázány ještě navíc vodíkovými můstky, je potřeba dodat poměrně velkou energii na to, aby se odpařily. Tuto energii, v podobě tepla, získávají z povrchu našeho těla, a tím ho ochlazují [58].

Pro každou kapalinu existuje za daného tlaku teplota, při které začne vřít – bod varu. Kapalina začne vřít právě tehdy, když se tenze páry nad kapalinou vyrovná vnějšímu atmosférickému tlaku (za „normálních“ podmínek), při sníženém tlaku začne kapalina vřít dřív a naopak [52, 58].

## **Rovnováha kapalina-pevná látka**

Přeměna kapaliny na pevnou látku – tuhnutí, nebo naopak o přeměnu pevné látky na kapalinu – tání. Za daného tlaku se teplota označuje jako bod tání/tuhnutí.

## **Rovnováha pára-pevná látka**

Také u pevných látek dochází k vypařování – sublimaci. Opačný proces se nazývá depozice. Látky, které ochotně sublimují jsou například jód a naftalen [58]. Na principu sublimace jsou založeny i vonící gely. Aromatické látky přítomné v gelu velmi snadno sublimují a uvolňují se do okolí, na rozdíl od gelu, který slouží pouze jako „nosič“ těchto vonících látek.

Tento jev se využívá také k čištění látek. Těkavější (má nižší teplotu sublimace nebo varu) látka se oddělí od nesublimujících nečistot. Tímto postupem lze získat velmi čisté látky.

### **7.2.1.2. Fázové rovnováhy v dvousložkových soustavách**

#### **Soustava kapalina-plyn**

Některé plyny se poměrně dobře rozpouští v kapalinách. Jedním z příkladů může být destilovaná voda, která má nižší (kyselejší) pH, než by měla mít (pH 7). Je to dáno tím, že se v ní rozpouští oxid uhličitý ze vzduchu a tvoří ve vodě slabou kyselinu uhličitou. Na stejném principu vznikají i kyselé deště. Oxidy síry, vypouštěné uhelnými elektrárnami, nebo oxidy dusíku, jako zplodiny z výfukových plynů se ve vzdušné vlhkosti (vodě) rozpouští a tvoří v nich kyseliny - kys. sírová, či dusičná. Vše pak následně padá k zemi jako tzv. kyselý déšť.

Další fakt je ten, že s rostoucí teplotou klesá rozpustnost plynů v kapalinách. Tento jev lze vysvětlit pomocí stavové rovnice ideálního plynu a to tak, že s rostoucí teplotou se zvyšuje objem plynu a tím se snižuje jeho koncentrace, tudíž se ho i méně může rozpustit v kapalině. Proto ryby, které potřebují hodně kyslíku přítomného ve vodě, jako jsou například pstruzi, žijí ve studených horských potocích. Pokud je voda teplá, mohou ryby i umírat, jelikož nemají dostatek kyslíku [52].

### **Soustava dvou kapalin**

V této soustavě jsou přítomné dvě různé kapaliny. Příkladem může být voda smíšená s olejem, voda s jarem, ethanol smíšený s vodou (takže např. vodka, tedy není třeba zdůrazňovat, že takovéto soustavy mají pro lidstvo zásadní význam. Soustava je tedy dvousložková. Co se počtu fází týče, to závisí na tom, zda jsou obě složky (kapaliny) mísitelné či nikoliv. Pokud jsou tyto kapaliny neomezeně mísitelné, máme jednu fázi, pokud jsou nemísitelné (tj. např. ten olej smíšený s vodou), nacházíme v soustavě fáze dvě. Z toho pak, na základě Gibbsova zákona fází, můžeme vypočítat počet stupňů volnosti. A situace může být ještě komplikovanější, protože některé látky mohou být vzájemně mísitelné jen v určitých poměrech (přesněji rozmezí) a v ostatních poměrech jsou mísitelné [52]. Ještě si to jednou shrneme:

#### 1) Neomezeně mísitelné kapaliny

Kapaliny jsou mísitelné v jakémkoli poměru a vždy tedy tvoří jednu kapalnou fázi. Např. voda a ethanol [5] nebo aceton a toluen [52].

#### 2) Omezeně mísitelné kapaliny

Kapaliny jsou mísitelné pouze v určitém rozsahu poměru, mimo něj tvoří dvě kapalnou fáze. Např. voda a chloroform [52].

#### 3) Nemísitelné kapaliny

Kapaliny vždy tvoří dvě oddělené kapalnou fáze. Např. voda a olej [5].

Oddělení neomezeně mísitelných kapalin ze směsi lze provést pomocí destilace, čehož se využívá třeba při výrobě alkoholických nápojů. Nemísitelné nebo omezeně mísitelné kapaliny se využívají k extrakci (vytřepávání), více zde.

### **Soustava pevná látka-kapalina**

#### **Rozpustnost pevných látek**

Opět se jedná o dvousložkové soustavy. Počet fází závisí na rozpustnosti dané látky v rozpouštědle. Je-li látka rozpustná, pozorujeme jednu fázi (lžička soli ve vodě), je-li nerozpustná, pozorujeme dvě fáze (křída ve vodě, mnoho lžiček soli ve sklenici vody). Zvlášť významné jsou soustavy, kdy je pevná látka rozpuštěna ve vodě. U většiny látek dochází při zvyšování teploty ke zvýšení rozpustnosti látky v daném rozpouštědle [52], ale není to pravidlem, existuje řada látek, u nichž rozpustnost s rostoucí teplotou klesá (např.  $\text{Li}_2\text{SO}_4$  [5]). Za dané teploty je ovšem rozpustnost dána, do této meze je roztok nenasycený (máme jedinou fázi), nad touto mezí se roztoku říká nasyčený a v soustavě se objevují dvě fáze, tedy nad touto mezí již není možné další podíly látky rozpustit. Rozpustnost různých látek se může

diametrálně lišit od těch rozpustných minimálně (např.  $\text{BaSO}_4$  ve vodě) po ty, kterých se rozpustí v daném objemu a hmotnosti rozpouštědla zhruba stejné množství (např.  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ). Ve 100 ml vody se tak např. může rozpustit i několik desítek gramů nebo pouze několik tisícín mg, vše závisí na dané látce.

Experimentálně bylo zjištěno a teoreticky potvrzeno (a to je hodně důležité pro praxi), že u roztoků přítomnost rozpuštěné látky způsobuje snížení bodu varu (ebulioskopický efekt) i tání tohoto roztoku (kryoskopický efekt) oproti čistému rozpouštědлу. Proto voda v rybníce nezamrzne přesně při  $0^\circ\text{C}$ , ale obvykle při nižších teplotách. Současně se ukázalo, že zvyšováním koncentrace přidané látky se snižuje bod tuhnutí roztoku. To platí jen po určitou hranici, pod touto hranicí (která se nazývá eutektický bod) se vylučují již pouze dvě pevné fáze. Pokud tedy přidáváme do vody chlorid sodný (kuchyňská sůl), směs taje při nižší teplotě. Se zvyšující se koncentrací  $\text{NaCl}$  se snižuje bod tání, ale pouze do koncentrace  $\text{NaCl}$  22,4 % (hm.). Pak se sníží bod tání směsi pod  $-21,4^\circ\text{C}$ , při vyšších koncentracích  $\text{NaCl}$  a nižších teplotách se vylučují dvě fáze, led a  $\text{NaCl}$ . Této skutečnosti se využívá v zimních měsících při solení vozovek a chodníků, kdy posolením vznikne po určité době roztok s teplotou tání nižší, než má samotná voda. Led tedy roztaje. Na základě řečeného je ale patrné, že nemá smysl v zimě solit silnice nebo chodníky, pokud teplota klesne pod hranici  $-21^\circ\text{C}$ , jelikož se led, či sníh nebudou stejně rozpouštět [52] a budou nadále setrvávat ve dvou fázích.

Trochu je to patrné z fázového diagramu uvedeného níže. V diagramu jsou vyznačeny oblasti existence různých fázových systémů. Jak je vidět z grafu pod teplotou  $-21^\circ\text{C}$  se v soustavě vyskytují pouze dvě pevné fáze – led a tuhý chlorid sodný. Další oblastí, která je ohraničena křivkou 1 a červenou čarou, je nasycený roztok chloridu sodného a nerozpuštěný chlorid sodný. Do tohoto stavu se soustava dostane, pokud bude ve vodě přítomno více jak 22% chloridu sodného – více ho prostě rozpustit nejde. V oblasti ohraničené křivkou 1 a 2 je přítomen nenasycený roztok chloridu sodného – zde se může sůl ještě rozpouštět. Poslední oblast, která nám zbývá, je ohraničena křivkou 2 a červenou čarou, v ní se vyskytuje nasycený roztok chloridu sodného a určitá část vody je ve formě ledu. Tohoto stavu soustavy se využívá při solení vozovek nebo chodníků, kdy chceme, aby v systému byl nenasycený roztok. Díky tomu není v soustavě přítomný pouze led, proto se nekloužeme pouze po ledu a vozovky jsou tak o něco sjízdnější a chodníky schůdnější. Ale jak je vidět na grafu, tato situace má určitá omezení. Teplotou a koncentrací  $\text{NaCl}$  se nesmíme dostat z této oblasti, tzn. pouze v oblasti mezi  $0 - -21^\circ\text{C}$  a  $0 - 22\%$   $\text{NaCl}$  v roztoku. Za jiných podmínek dostaneme vždy dvofázovou soustavu, tzn. na vozovce by zůstal led nebo nerozpuštěná sůl.

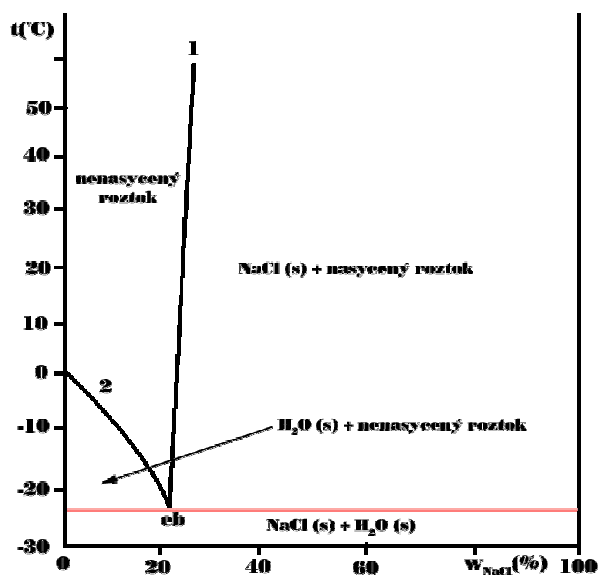


Diagram pro soustavu voda a chlorid sodný

Křivka 1 představuje závislost rozpustnosti chloridu sodného ve vodě na teplotě. Křivka 2 znázorňuje teplotu tání na složení roztoku, zde je patrný tzv. kryoskopický efekt. Zkratka eb značí eutektický bod. Mimo tyto křivky jsou oblasti, kde spolu existují dvě fáze.

### Zředěné roztoky

Jak jsme již naznačili, zředěné roztoky vykazují určité typické vlastnosti, které nejsou závislé na typu rozpuštěné látky, ale pouze na její koncentraci (počtu částic) přítomných v rozpouštědle. Tyto vlastnosti se nazývají koligativní jevy a patří mezi ně již zmíněné ebullioskopický a kryoskopický efekt. Dalším důležitým jevem nastávajícím v systémech se zředěnými roztoky je osmóza [52].

### Zvýšení teploty varu a snížení teploty tání

Po přidání tuhé látky k čistému rozpouštědлу dojde ke zvýšení teploty varu (ebullioskopický efekt) oproti čistému rozpouštědлу a ke snížení teploty tání (kryoskopický efekt) oproti čistému rozpouštědлу. Kryoskopického efektu se využívá při solení silnic nebo chodníků v zimním období [52].

### Osmóza

Pokud smísíme koncentrovaný roztok nějaké látky s méně koncentrovaným roztokem, v krátké době dojde k vyrovnání koncentrací obou roztoků, tedy rozpuštěné částice přejdou samovolně z koncentrovanějšího roztoku do roztoku méně koncentrovaného. Děj je samovolný a hnací silou je snížení energie systému. Představme si ale, že rozpouštědlo a roztok oddělíme od sebe polopropustnou (semipermeabilní) membránou, která je průchozí pro rozpouštědlo (nejčastěji pro vodu), ale nemohou jí pronikat rozpuštěné látky. Co se bude dít? No, rozpouštědlo začne pronikat z méně koncentrovaného roztoku do koncentrovanějšího roztoku (protože je to pro něj energeticky výhodné). Protože ale rozpuštěné částice nemohou pronikat z koncentrovanějšího roztoku do toho méně koncentrovaného, roste množství kapaliny v části, kde byl umístěn koncentrovanější roztok. Větší množství vody v místě

koncentrovaného roztoku pak vytváří vyšší tlak. Je zřejmé a lze experimentálně dokázat, že čím bude roztok koncentrovanější, tím bude efekt výraznější. Veličina, která charakterizuje tento efekt se nazývá osmotický tlak (na základě tlaku, který vytváří kapalina pronikající do koncentrovanější části roztoku. Osmotický tlak lze snadno měřit. Pokud experiment provedeme v U-trubici, do jejíž spodní části (v polovině) umístíme polopropustnou membránu a naplníme jednu část koncentrovaným roztokem a druhou méně koncentrovaným roztokem, bude voda pronikající membránou zvyšovat hladinu v trubici, kde byl původně umístěn koncentrovanější roztok. Stoupání zastaví až hydrostatický tlak (tlak vodního sloupce), tudíž osmóze můžeme zabránit i zvýšením vnějšího tlaku působícího na hladinu roztoku. Tlak, který je nutný k zabránění osmózy, se nazývá osmotický tlak [52] a odpovídá rozdílu výšek hladin v U-trubici. Proč je osmóza a osmotický tlak tak důležitý? V praxi se osmotických jevů používá k čištění vod apod., ale důležité je, že něco podobného se děje i v živých organismech. Buněčná stěna (u rostlinných i živočišných buněk) je právě takovou polopropustnou membránou a osmóza je v zásadě jedním z jevů, které řídí transport látek z buněk a do buňky. Proto je důležité se podobnými jevy zabývat. Např. stromy mohou díky osmóze dostat vodu nezbytnou pro jejich život od kořenů až po nejvýše položené části kmenu a větví, přestože tomuto transportu přirozeně brání gravitační síla. Osmózu můžete sami pozorovat. Pokud posypete např. čerstvou oloupanou bramboru solí, uvidíte, že sůl začne po chvíli vlhnou až se posléze rozpustí. Brambora se naopak scvrkne. Buněčná membrána je totiž v zásadě prostupná pro vodu, ale neumožňuje transport nabitých anorganických iontů ( $\text{Na}^+$  a  $\text{Cl}^-$  z  $\text{NaCl}$ ). Buňka je plná vody, která proniká polopropustnou stěnou buňky ven a rozpouští  $\text{NaCl}$ . Protože ale  $\text{NaCl}$  nemůže proniknout do buňky, z níž uniká voda, buňka se scvrkává. Proto se objem brambory výrazně sníží [52].

### 7.2.1.3. Fázové rovnováhy tříložkových soustav

Problematika fázových rovnováh v tříložkových soustavách je poměrně složitá, byť v praktickém životě velmi důležitá. Z toho důvodu se v této části zmíníme pouze o jednom typu soustav - těch, které obsahují dvě nemísitelné kapaliny (rozpuštědla) a tuhou látku rozpustnou v obou kapalinách. Bylo dokázáno (chytrými lidmi), že tuhá látka se v těchto soustavách rozdělí mezi tato rozpuštědla vždy ve stejném poměru – ustaví se tzv. rozdělovací rovnováha. Tato rovnováha je popsána Nernstovým rozdělovacím zákonem [52, 59]:

$$\frac{c_{A,II}}{c_{A,I}} = k_r,$$

kde  $c_{A,I}$  a  $c_{A,II}$  jsou koncentrace rozpuštěné látky v rozpouštědle I a II.  $k_r$  je Nernstův rozdělovací koeficient. Toho lze využít, pokud chceme částečně převést rozpuštěnou látku do jiného rozpouštědla, avšak musí být zachována podmínka, že se tyto rozpouštědla spolu nemísí a daná látka s ani jedním z nich nereaguje [52]. Tato metoda se nazývá vytřepávání (extrakce). Často v dělicí nálevce se protřepávají dvě rozpouštědla s rozpuštěnou látkou, poté se část rozpouštědla odpuští a nahradí čistým rozpouštědlem. Tento postup se několikrát za sebou opakuje [52, 59]. Z uvedeného Nernstova zákona vyplývá, že je výhodnější extrakci provést vícekrát vždy s menšími množstvími činidel než jen jednou s větším množstvím rozpouštědla.

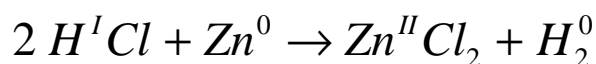
### 7.3. Redukčně oxidační rovnováhy

#### 7.3.1. Obecný popis

Při redukčně oxidačních (redoxních) reakcích dochází k přenosu elektronů mezi reaktanty. Děj, při kterém reaktant předá svůj elektron partnerovi, s nímž reaguje, se nazývá oxidace – reaktant zvyšuje se své oxidační číslo. Naopak děj, při kterém reaktant přijímá elektron se nazývá redukce – reaktant snižuje své oxidační číslo [8].

Každou redoxní reakci lze rozdělit na dvě dílčí reakce – tzv. poloreakce. Jedna poloreakce popisuje oxidační děj a druhá redukční. Redukční a ani oxidační děj neprobíhají izolovaně, ale vždy současně [8].

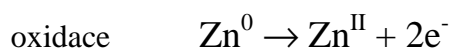
Redoxní reakcí je například reakce kyseliny chlorovodíkové se zinkem, která slouží k přípravě vodíku. Rovnici reakce lze zapsat následovně:



A zmiňované poloreakce:

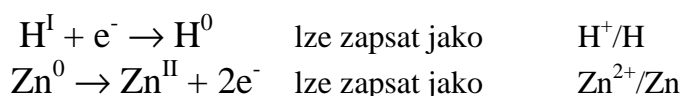


Vodík se redukuje, tedy přijímá elektron od zinku a snižuje své oxidační číslo (z 1 na 0).



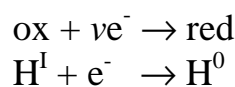
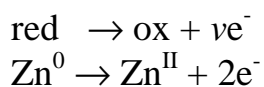
Zinek se oxiduje, tedy odevzdává vodíku svoje elektrony a zvyšuje své oxidační číslo (z 0 na 2).

Jak je vidět, tak každý z reaktantů má dvě formy, které se liší minimálně o jeden elektron (a nebo o více, např. u toho zinku). Ta, která má více elektronů se pak nazývá redukovaná forma (v našem příkladu jsou to formy  $H_2^0$  a  $Zn^0$ ). Naopak ta, která méně, se nazývá oxidovaná (v našem případě  $H^I$  a  $Zn^{II}$ ). Celý pár se nazývá redoxní systém. V tomto systému se tedy vždy nachází tzv. redukovaná a oxidovaná forma. V soustavě vždy reaguje redukovaná forma redoxního systému s oxidovanou formou druhého redoxního systému a naopak oxidovaná forma prvního redoxního systému reaguje s redukovanou formou druhého redoxního systému. U výše uvedené rovnice jsou to dvojice uvedené v poloreakcích. Zápis poloreakce (redoxního systému) lze zjednodušit následujícím způsobem [8]:

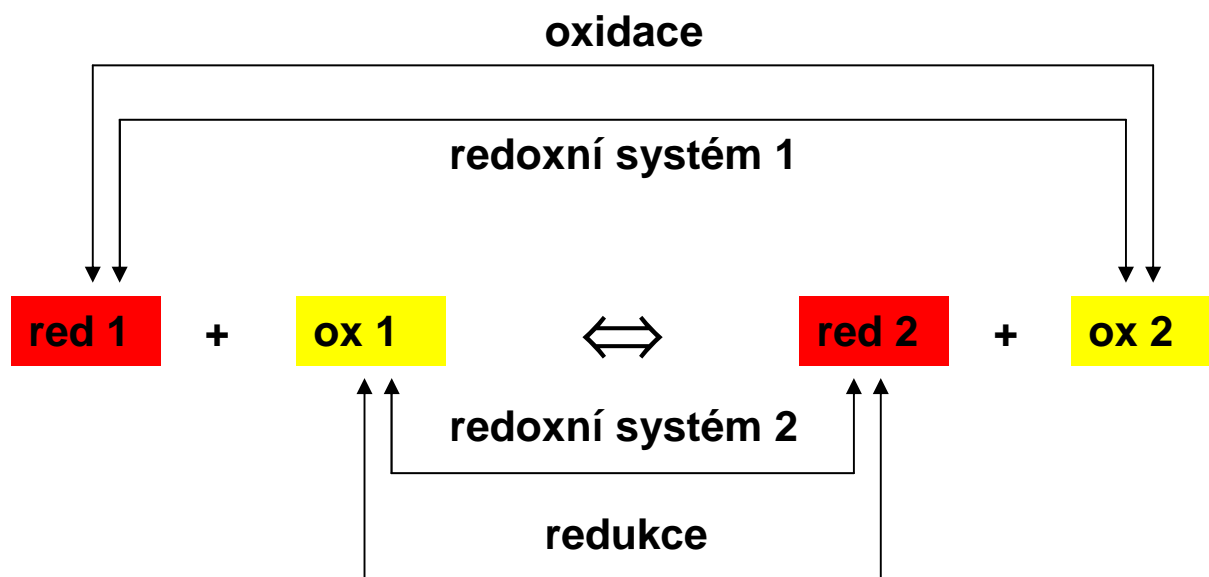


Tedy, oxidovaná forma se zapisuje jako první, redukovaná jako druhá za lomítkem. Elektrony ( $e^-$ ) se v zápisu vynechávají. Oxidovaná forma se v řadě případů označuje jako *ox* a

redukována jako *red*. Obecně pak lze rovnici zapsat pomocí těchto symbolů následovně (pod obecným zápisem je uveden zápis konkrétních reakcí z našeho příkladu,  $\nu$  značí počet vyměněných elektronů):



Obecné znázornění redoxní rovnováhy:

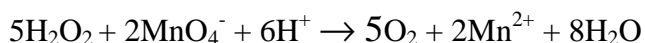


Co je redukční a co oxidační činidlo?

Reaktanty můžeme také rozdělit na oxidační nebo redukční činidla. Oxidačním činidlem je ten reaktant, který oxidační jiný reaktant a sám se redukuje. Naopak, redukčním činidlem je ten reaktant, který redukuje jiný reaktant a sám se oxidační. Můžeme tedy říci, že redukční činidlo je donorem elektronů - předává své elektrony, tím se redukuje. Naopak oxidační činidlo je akceptorem elektronů. V našem příkladě je oxidačním činidlem *vodík* (sám se redukuje, druhého, zinek, oxidační, a redukčním činidlem je *zinek* (sám se oxidační, druhého, vodík, redukuje) [8]. Pojem oxidační a redukční činidlo je relativní, protože je patrné, že záleží na tom, co je v dané reakci dané látky reakčním partnerem. Například kyslík v peroxidu vodíku  $\text{H}_2\text{O}_2$  má, jak známo, oxidační číslo  $-1$  ( $\text{O}^{-1}$ ). Často funguje jako oxidační činidlo, např. při reakci se železnatými ionty:



Pokud je ale jeho reakčním partnerem např. manganistan, peroxid vodíku funguje jako činidlo redukční:



Nicméně, pokud je některé činidlo v běžné chemické praxi častěji činidlem oxidačním, nazývá se tak i v běžné mluvě (setkáte se např. s pojmem, že manganistan draselný je „silné oxidační činidlo“), pokud je zpravidla činidlem redukčním, jako např. zinek, nazývá se obecně redukční činidlo).

### **Charakteristická činidla dle jejich převážné reakce:**

Oxidační: [60]

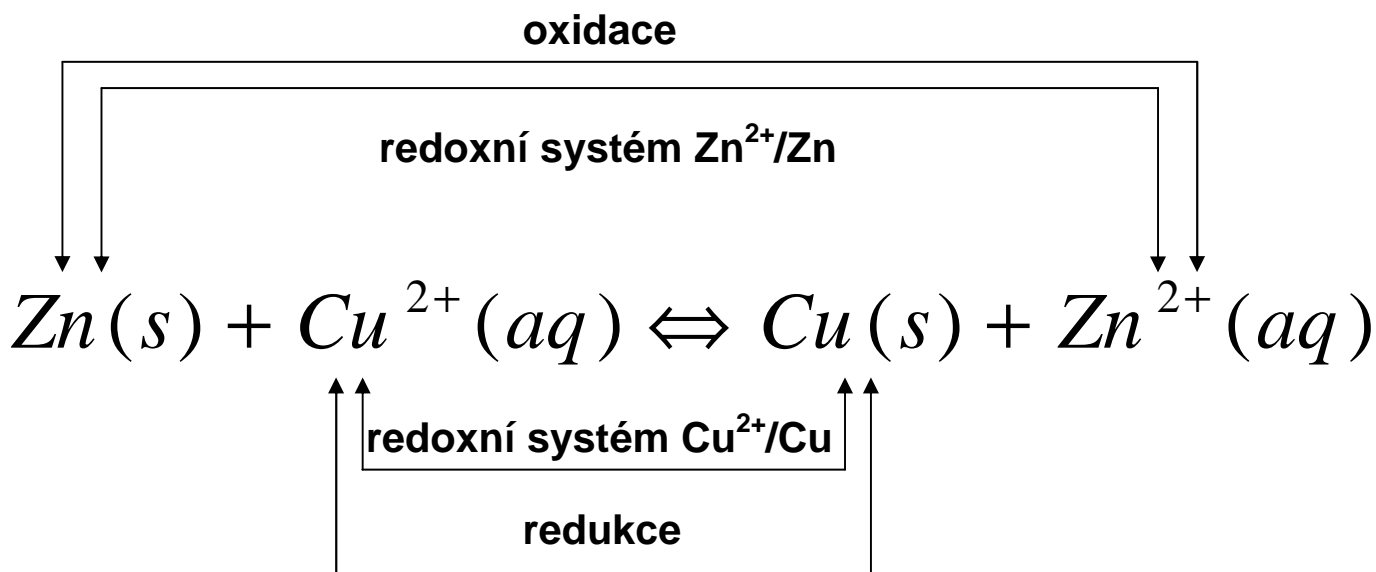
- elektronegativní nekovy (halogeny, kyslík)
- aniony kyslíkatých kyselin ( $\text{MnO}_4^-$ ,  $\text{ClO}_4^-$ )
- oxidy prvků s vyššími oxidačními čísly ( $\text{MnO}_2$ ,  $\text{PbO}_2$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ )
- peroxidy

Redukční: [60]

- málo elektronegativní prvky (I.-III. Skupina)
- ionty kovů s nízkými oxidačními čísly
- oxidy s nízkými oxidačními čísly
- průmyslově nejpoužívanější – C, CO,  $\text{H}_2$

Jak bylo řečeno, to, jestli reaktant bude redukčním nebo oxidačním činidlem, rozhoduje jeho schopnost vázat nebo naopak uvolňovat elektrony. To je sice pěkné, ale jak to poznáme? Přitom je praktické vědět, co bude a co nebude oxidačním nebo činidlem k danému reaktantu, protože to nám umožňuje vybrat a koupit přesně ty chemikálie, které k dané reakci budeme potřebovat. Ušetříme tak nemalé množství peněz. K tomu, abychom odhadli, jak bude daná redoxní reakce probíhat a co bude produkty nám může dopomoci veličina nazvaná elektrodový potenciál  $E^\circ$ , který charakterizuje daný redoxní systém. Definice je poněkud komplikovanější a sem se nám ani moc nehodí, ale pro naše účely postačí interpretace, že *jde o číslo, které charakterizuje, jaká je ochota redox systému převést jednoho z reakčních partnerů do oxidovaného stavu, tedy jaká je ochota vzít mu elektrony*. Tyto elektrodové (redox) potenciály se stanovují experimentálně a jejich hodnoty jsou tabelovány a nalezneme je ve fyzikálně-chemických tabulkách. Ovšem mít tabelovány elektrodové (redoxní) potenciály pro všechny možné reakce a podmínky (teplota, různé koncentrace látek, ...) by bylo nemožné a na takovou „bichli“ by asi nestačily ani veškeré prostory Alexandrijské knihovny. Proto jsou tabelovány obvykle pouze tzv. standardní elektrodové potenciály, tedy potenciály zjištěné za určitých standardních podmínek (to už je trochu komplikovanější, ale povíme si o tom v dalším textu). Pro ostatní podmínky lze příslušné elektrodové potenciály spočítat s pomocí jednoduché rovnice nazývané Nernstova nebo Nernst-Petersova, která sice obsahuje logaritmus, ale pokud se nám ho podaří na kalkulačce najít, není to opravdu nikterak obtížné. A jak vlastně toto číslo funguje? Čím bude mít standardní elektrodový potenciál zápornější hodnotu, tím větší bude mít snahu elektrony uvolňovat (tvořit kationy) a být tak redukčním činidlem. Naopak, čím bude elektrodový potenciál vyšší, tím vyšší bude jeho tendence sebrat reakčnímu partneru elektrony, redukovat se a být tak oxidačním činidlem. Tedy např. kov, který se v roztoku setká s iontem jiného kovu s pozitivnější hodnotou standardního elektrodového potenciálu, předá tomuto kovu své elektrony a oxiduje se (zatímco druhý kov je redukován). Obecně lze říci, že nejnižší standardní elektrodové potenciály mají alkalické kovy (jsou nejlepší redukční činidla) a naopak, ušlechtilé kovy mají elektropozitivní standardní elektrodové potenciály [8].

Ukázkou takového redoxního děje může být následující příklad [8]:

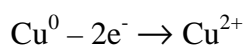


standardní elektrodový potenciál redox systému Zn<sup>2+</sup>/Zn:  $E^\circ = -0,736 \text{ V}$   
 standardní elektrodový potenciál redox systému Cu<sup>2+</sup>/Cu:  $E^\circ = 0,339 \text{ V}$

Celé to znamená, že pokud ponoříme do roztoku síranu měďnatého zinek, začne se zinek „rozpouštět“ a v roztoku se začne „srážet“ měď. Redox systém Zn<sup>2+</sup>/Zn má totiž zápornější standardní elektrodový potenciál, tudíž bude předávat své elektrony měďnatému kationu, neboť systém Cu<sup>2+</sup>/Cu má pozitivní (a vyšší) elektrodový potenciál. Měďnatý kation se proto bude redukovat na měď a zinek se bude současně oxidovat na zinečnaté kationy, které přejdou do roztoku. Tedy, byli jsme schopni odhadnout průběh reakce, aniž bychom ji dělali. To není špatné, ne?

### 7.3.2. Beketovova řada kovů

Velký význam mají elektrodové potenciály u kovů, neboť jsou praktickými pomocníky vedoucími k zodpovězení otázek týkajících se reaktivity kovů, ochrany proti korozi, výroby kovů (a to je super, protože kovy všichni moc potřebujeme) apod. Některé kovy lze například chránit proti korozi tak, že je vodivě spojíme s kovem jiným. Ten je potom korodován přednostně. Otázka zní, pokud chceme chránit např. měděné části, s jakým kovem jej spojit? S rutheniem, zinkem, hliníkem? Pokud chceme, aby kov nekorodoval, zjevně nám jde o to, aby se neoxidoval, tedy aby měď nepodléhala reakci:



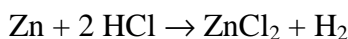
Potřebujeme, aby tato reakce probíhala na jiném kovu a to snadněji. A snadněji tato reakce zjevně běží na kovu, který bude mít větší ochotu „pouštět“ elektrony. To bude, dle toho, co jsme si říkali, takový kov, jehož elektrodový potenciál bude nižší než u mědi.

Z jmenovaných to jsou zinek a hliník, ruthenium by nám moc nepomohlo. Teď už jen stačí se podívat, který se prodává levněji.

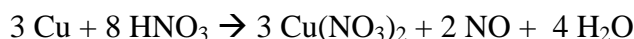
Z uvedených a vůbec veskrze praktických důvodů je užitečné si kovy seřadit do řady podle rostoucího elektrodového potenciálu. To udělal už před lety (aniž by znal elektrodové potenciály, ale docela mu to vyšlo) ruský fyzik Nikolaj Nikolajevič Beketov, který do této řady zařadil i vodík. To sice není kov, ale smysl to má, protože kovy často necháváme reagovat s různými kyselinami. Příkladem je už zmiňovaná reakce zinku s kyselinou chlorovodíkovou sloužící jako reakce přípravy vodíku, ale využití mají podobné reakce při leptání tištěných spojů atd. Ona řada vypadá následovně [16]:

Li Rb K Cs Ba Sr Ca Na Mg Be Al Mn Ti Zn Cr Fe Cd In Tl Co Ni Sn Pb **H<sub>2</sub>** Bi Cu Os Ru Ag Hg Pt Au

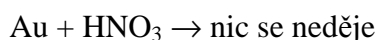
Dále kovy, které leží nalevo od vodíku nazval *neušlechtilé* (elektropozitivní) kovy a ležící napravo *ušlechtilé* (elektronegativní) kovy. Toto označení zůstalo dodnes a běžně je užíváno, takže o zlatu se často dozvíte, že je ušlechtilé, o železe naopak, že není. Z řady vyplývá ještě jedna věc, a to, že kovy stojící vlevo před vodíkem jsou schopny vodík vyredukovat z jeho sloučenin, např. z kyseliny (a samy se oxidují):



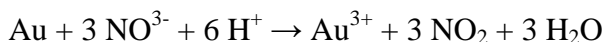
Proto jsou tyto kovy obvykle rozpustné v kyselinách a lze jejich reakcí s kyselinami produkovat vodík. Naopak, kovy stojící napravo nejsou schopny vodík vyredukovat a reagují pouze s oxidujícími kyselinami a nikoliv za vývoje vodíku, ale reakce probíhá naprosto jiným mechanismem (v podstatě použijeme tak silné oxidační činidlo, že elektrodový potenciál daného redox systému je pozitivnější než u redox systému rozpouštěného kovu. Příkladem může být rozpouštění mědi v kyselině dusičné:



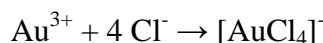
Díky svým vysokým kladným elektrodovým potenciálům jsou ušlechtilé kovy tak málo reaktivní a např. zlato nereaguje ani s tak silnými oxidačními činidly, jako je kyselina dusičná. Tato reakce pak slouží jako důkaz pravosti šperků ze zlata. Pokud na zlato kápneme kyselinu dusičnou, žádná reakce neprobíhá:



V případě nějaké náhražky, např. vyleštěné mosazi (slitina mědi a zinku), proběhne reakce. Zlato se tak rozpouští až ve velmi silných oxidačních činidlech, jako je např. lučavka královská (směs tří dílů HCl a jednoho HNO<sub>3</sub>), kde je tím aktivním činidlem chlór vznikající v lučavce:

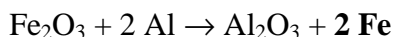


následně vzniklý kation zlatitý reaguje s chloridovým anionem za vzniku komplexní sloučeniny:

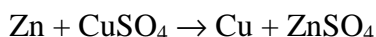


Dalším praktickým poznatkem vyplývajícím z Beketovovy řady je, že kovy stojící nalevo jsou schopny vyredukovat z jejich sloučenin kovy stojící napravo. Toho lze využít při

výrobě kovů (např. v tzv. aluminotermii). Pokud chceme vyrobit např. železo, nejsme odkázáni pouze na vysokou pec. Také můžeme k vyredukování železa použít kov stojící v Beketovově řadě nalevo od železa. Nabízí se jich celá řada, např. zinek, hliník, alkalické kovy. Z praktických a ekonomických důvodů se hodí hliník a velmi čisté železo se takto nezřídka připravuje:



Dalším příkladem může být již popsané vyredukování mědi z modré skalice (pentahydrát síranu měďnatého) pomocí kovového zinku:



V následujícím pokusu uvidíte reakci zinku s dusičnanem olovnatým, kde dochází k redukci olova a vzniku olovených krychliček na povrchu zinku.

Viz pokus na přiloženém CD.

### 7.3.3. Elektrody

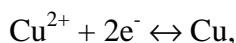
S problematikou redoxních rovnováh úzce souvisí problematika elektrod, neboť i u elektrod a v jejich systémech dochází k výměně elektronů. To je důležité, protože cestující (pohybující se) elektron může generovat elektrický proud, který může konat práci. Důležité je, že koná práci za nás. Takže stojí za to, se tím zabývat. Je určitě lepší využít pro výrobu energie baterie (elektrochemický článek), než třít liščíím ohonem ebonitovou tyč, když si chceme zavolat. Nejprve si ale povíme, co to vlastně je elektroda.

#### 7.3.3.1. Co je to elektroda?

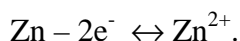
Elektrodu můžeme získat velmi jednoduše. Stačí nám kovový plíšek nebo drát (obecně elektrický vodič), který ponoříme do roztoku (elektrolytu), který má často shodný kation (např. sůl anorganické kyseliny) s ponořeným kovem.

Tedy např. měděný plíšek ponoříme do roztoku modré skalice. Co se začne dít? Kov plíšku se sice málo (takže to nejsme schopni pouhým okem pozorovat), ale přece jen, začne rozpouštět. To znamená, že ionty tohoto kovu (např.  $\text{Cu}^{2+}$ ) přecházejí do roztoku. Začne se ale dít i opačný děj. Ionty  $\text{Cu}^{2+}$  z roztoku začnou přecházet do plíšku a zabudovávat se do jeho krystalové mřížky. Vzhledem k tomu, že při rozpouštění mědi z plíšku se dostávají do roztoku měďnaté ionty a elektrony zůstávají v kovu, a naopak, při vmezeřování iontů z roztoku do mřížky se zabudovávají ionty s chybějícími elektrony, vzniká na povrchu kovu tzv. elektrická dvojvrstva. Tu lze charakterizovat určitým potenciálem. To se děje tak dlouho, dokud se neustaví rovnováha a nevznikne rovnovážný potenciál. V případě mědi lze ale pro jednoduchost konstatovat, že vzhledem k tomu, že měď je ušlechtilým kovem, raději „setrvává“ v elektroneutralním stavu. To znamená, že více iontů se zabuduje do mřížky v Cu plíšku. Těm ale chybí elektrony, takže měděný plíšek bude mít ve výsledku nedostatek elektronů, tedy bude celkově nabitý kladně. Totéž se děje i v případě dalších kovů, ale množství iontů, které přejdou do roztoku a zůstanou v roztoku ve chvíli, kdy se ustaví rovnováha (dvojvrstva), je jiné než v případě Cu [52].

Např. v případě zinkového plíšku ponořeného do roztoku  $\text{ZnSO}_4$  je množství iontů uvolněných do roztoku větší (za stejných podmínek) než v případě mědi, elektrony zůstávají v kovu a ten je pak tedy „spíše nabit“ záporně (je tam přebytek elektronů). To zatím nemá nějaký zvláštní význam, ale představme si, že obě elektrody (tedy Cu plíšek v roztoku  $\text{CuSO}_4$  a Zn plíšek v roztoku  $\text{ZnSO}_4$ ) spojíme nějakým vodičem tak, aby vznikl elektrický obvod. Aby byl obvod uzavřený, musíme vodivě spojit i roztoky v kádinkách, to zajistíme pomocí *solného můstku* (viz obrázek), což může být cokoliv vodivého, např. papír navlhčený roztokem NaCl nebo jiného elektrolytu. V ideálním případě se používá obrácená U-trubice uzavřená na koncích membránou a ponořená do obou roztoků tak, aby nedocházelo k mísení roztoků. Tím, že vytvoříme obvod, porušíme rovnováhu. „Přebytek elektronů v zinku má pak šanci obvodem putovat k „nedostatku“ iontů v měděném plíšku, což se také děje. A protože pohyb elektronů v obvodu je elektrický proud a elektrony konají práci, dosáhli jsme svého. Výhodou je, že pokud obvod přerušíme, elektrony putovat nemohou a práce se nekoná (článek se téměř nevybívá). To znamená, že naše baterie koná práci jen ve chvíli, kdy chceme (zapojíme obvod). Jinak, na Cu plíšku dochází k přijímání elektronů a reakci [52]:



tedy vylučování mědi, na Zn plíšku naopak ke ztrátě elektronů a reakci:



Tedy dohromady ke stejné reakci, jako ve výše popsaném případě, ale s tou výhodou, že v tuto chvíli můžeme reakci kontrolovat.

Celému tomuto uspořádání říkáme *elektrochemický článek*. Jistě jste si všimli, že elektrolyt představuje část obvodu, kde je přenos náboje realizován pomocí iontů (pohybem iontů) a nikoliv elektronů, jak je tomu v kovech. Vzhledem k tomu, že přenos náboje je realizován jiným způsobem v kovech (pohyb elektronů) a jiným v roztocích (pohyb iontů), dělíme dle způsobu přenosu vodiče na vodiče první třídy (přenos elektronů, patří se kovy) a vodiče 2. třídy (přenos náboje pomocí iontů, patří sem roztoky elektrolytů) [52]. Elektrochemický článek je tedy soustava, kde se vyskytují oba typy vodičů.

Z řečeného můžeme tedy odvodit poněkud přesnější definici elektrody: *Elektroda* je vodič první třídy (kov), kterým je do roztoku elektrolytu (vodič druhé třídy) přiváděn nebo odváděn elektrický náboj.

Zajímavé je, jak je patrné z nastíněných reakcí probíhajících v článku, že se jedná o redoxní děje. Opět tyto děje probíhají pouze dohromady a nemůže běžet pouze jeden, ale na rozdíl od redoxních reakcí, jimiž jsme se zabývali před touto sekcí, probíhají odděleně, vždy na dané elektrodě a nikoliv v jedné soustavě. Oddělení poloreakcí je tedy reálné a ne pouze formální a každá poloreakce probíhá v odděleném prostoru (např. v jiné kádince). To je hlavní příčinou již řečeného, že tímto postupem docílíme toho, že elektrony si reaktanty nemohou předat přímo mezi sebou, ale elektrony jsou nuceny projít po vnějším elektrickém obvodu a tudíž je můžeme využít k elektrické práci – např. k výrobě vodíku nebo k rozsvícení žárovky [8, 52].

### 7.3.3.2. Co je anoda a co katoda?

Jak bylo popsáno, náš systém obsahuje dvě oddělené elektrody, tak aby mezi nimi procházel elektrický proud pouze po vnějším obvodu. Abychom věděli, která je která a jak se chová, máme pro ně speciální názvy. Jednu nazýváme katodou a to je ta, kde dochází k redukci a je donorem elektronů – přináší elektrony do soustavy. Druhá elektroda se nazývá anoda a dochází na ní k oxidaci a je tedy příjemcem elektronů – odnáší elektrony ze soustavy. V elektrochemickém článku je tedy katodou ta kladně nabitá elektroda (v našem příkladě Cu plíšek) a záporně nabitá elektroda (Zn plíšek) je anodou. Pozor ale na to, že o tom, co je katoda a co anoda rozhoduje děj, který na ní probíhá (tj. je-li to oxidace, je to anoda, je-li to redukce, je to katoda), nikoliv náboj, který elektroda má. Za chvíli uvidíme, že u elektrolýzy je to naopak.

Směr elektrického proudu v obvodu je dán konvenčně směrem přenosu kladného náboje, je tedy opačný než směr proudění elektronů [52]. V našem článku tedy elektrody proudí od Zn elektrody k Cu elektrodě, směr proudu je tedy od Cu elektrody k Zn elektrodě.

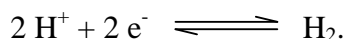
Elektrody mohou být součástí obvodu při elektrolýze nebo elektrochemického (galvanického) článku. Elektrochemický článek jsme si popsali výše a ukázali, že u elektrochemického článku vzniká proud a tedy i napětí. Při elektrolýze je naopak vkládáno napětí na elektrody (jsou zapojeny ke zdroji napětí, např. k baterii) a na elektrodách probíhají redoxní děje opačné těm v elektrochemických článcích. Při elektrolýze jsou elektrony přiváděny ze zdroje ke katodě a ta má tedy záporný náboj. K ní jsou přirozeně přitahovány a cestují k ní kationy, které se na katodě redukují. Anoda je kladně nabitá, cestují k ní tedy anionty, které se na ní oxidují (odtud anoda) [6, 8, 52].

### 7.3.3.3. Typy elektrod

Elektroda může mít i poněkud složitější složení než jen být „obyčejným kovem ponořeným do roztoku“ a být založená pouze na rovnováze mezi rozpouštěním kovu v elektrolytu a jeho „vmezeřováním do mřížky“. K celkové situaci na elektrodě mohou přispívat i další rovnováhy jako rovnováha plyn-kapalina, srážecí rovnováhy atd. Popis je potom samozřejmě složitější a něco málo si o těchto elektrodách povíme dále [52].

#### Standardní vodíková elektroda

Jednou z těch složitějších elektrod je tzv. standardní vodíková elektroda. Ta se skládá z platinového plíšku, který je pokryt tzv. platinovou černí. Platinová černě velmi dobře absorbuje plynný vodík a díky své zrnitosti má velký povrch. Skrze standardní vodíkovou elektrodu je probubláván plynný vodík o standardním tlaku ( $101\,325\text{ Pa} = 1\text{ atm}$ ). Elektroda je ponořena do roztoku silné kyseliny (HCl, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) tak, aby koncentrace H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> iontů byla 1 mol.dm<sup>-3</sup>. Na elektrodě se ustavuje následující rovnováha [6, 52]:

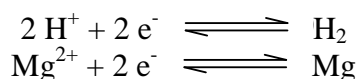


Rovnováha se ustavuje mezi přicházejícím plynným molekulovým vodíkem a vodíkovým kationem, přítomným v roztoku kyseliny [6]. Elektrodotový potenciál této elektrody je jen velmi málo závislý na ostatních podmínkách, nečistotách atd. a je velmi dobře reprodukovatelný, proto byl tento elektrodotový potenciál (viz dále) standardní vodíkové

elektrody konvenčně (uměle) stanoven jako nulový a tato elektroda tedy slouží ke stanovení potenciálů dalších elektrod, protože napětí vzniklé mezi touto a jakoukoliv další elektrodou za standardních podmínek je rovno přímo standardnímu elektrodovému potenciálu dané elektrody [8]. O tom ale více až v dalším textu.

### Hořčíková elektroda (Mg/Mg<sup>2+</sup>)

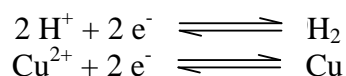
Po zapojení elektrody hořčíkové s elektrodou vodíkovou budou po čase ustaveny následující rovnováhy:



Atomární hořčík (Mg) má velkou tendenci vytvářet hořečnaté kationy, proto bude rovnováha posunuta výrazně doleva a na elektrodě bude velké množství elektronů. Naopak rovnováha na standardní vodíkové elektrodě bude posunuta spíše doprava a na elektrodě bude menší množství elektronů. Rozdíl potenciálů jednotlivých elektrod, který voltmetr naměří, bude – 2,37 V. Takto by se mohlo zdát, že standardní vodíková elektroda je kladná, samozřejmě tomu tak není. Voltmetr totiž neuvádí absolutní hodnoty napětí, ale pouze rozdíl napětí mezi elektrodami [63].

### Měděná elektroda (Cu/Cu<sup>2+</sup>)

Po zapojení elektrod nastanou po čase následující rovnováhy:



Atomární měď má malou tendenci vytvářet kationy, proto rovnováha na této elektrodě bude posunuta doprava, dokonce ještě více než standardní vodíková elektroda. Proto bude na standardní vodíkové elektrodě více elektronů než na měděné a standardní elektrodový potenciál měděné elektrody bude 0,34 V [63].

## 7.3.3.4. Co je to elektrodový potenciál?

Jak je patrné z příkladů obou elektrod, otázkou je, jaké napětí bude vygenerováno spojením různých elektrod. Někdy potřebujeme získat vyšší napětí (notebooky), jindy nižší (mp3 přehrávač). Nebylo by možno nějak zjistit, jaké napětí bude generováno jakým elektrochemickým článkem? Odpověď zní ano a jmenuje se elektrodový potenciál. Již jsme o něm hovořili u redox reakcí a tam jsme charakterizovali elektrodový potenciál jako schopnost předat elektrony reagujícímu partnerovi. Je zřejmé, že zde se jedná vlastně o podobný problém, protože zase provádíme redoxní reakci, jenom odděleně a ne dohromady, jako v kapitole „Redoxní reakce“. Lze dokázat (experimentálně i teoreticky, ale není to tak úplně „Piece of cake“), že napětí generované na článku je závislé na oné „ochotě převzít elektrony od reakčního partnera“. Pro daný článek, čím vyšší je „ochota“ jednoho systému převzít elektrony a čím vyšší je ochota druhého systému tyto elektrony přijmout, tím vyšší je i elektrodový potenciál a celkem i vzniklé napětí vzniklé mezi elektrodami po jejich propojení.

Změřit napětí mezi dvěma elektrodami tvořící článek je až dětinsky jednoduché a proto máme unikátní systémy, jak elektrodové potenciály (které nám pomohou nejen stanovit napětí mezi články, ale také u redoxních reakcí) měřit a následně tabelovat. Problémem je, že elektrodový potenciál závisí na řadě parametrů jako jsou teplota, někdy tlak, koncentrace roztoků, v nichž jsou elektrody ponořeny a další. Navíc nevíme, jak napětí měřit absolutně. Napětí je totiž rozdíl potenciálů (kdo neví, co to je, tak do fyziky), což je záležitost vždy relativní závisící na řadě podmínek. Často ani není nezbytné znát tyto hodnoty absolutně, protože obvykle chceme různé články jen porovnávat. Proto je užitečné vzít nějakou elektrodu, jejíž potenciál definitivně za předem stanovených (standardních) podmínek určíme dohodou (konvenčně) a napětí kterékoliv další elektrody vzhledem k této elektrodě bude stanoveno jednoznačně. Volba padla na vodíkovou elektrodu, jejíž elektrodový potenciál byl stanoven za standardních podmínek ( $T = 25^\circ\text{C}$ ,  $p = 101\,325\text{ Pa}$ , tlak vodíku  $101\,325\text{ Pa}$ , koncentrace  $\text{H}_3\text{O}^+$  iontů  $1\text{ mol/dm}^3$ , koncentrace všech složek jsou jednotkové). Za standardních podmínek je pak napětí kterékoliv elektrody, kterou k této standardní vodíkové elektrodě připojíme, standardním elektrodovým potenciálem této elektrody. To už za nás udělali pracovití a šikovní lidé, všechny tyto standardní elektrodové potenciály pro velké množství elektrod a i složitějších elektrodových systémů změřili a napsali do tabulek. Pro výpočet elektrodových potenciálů různých elektrod za jiných podmínek než standardních odvodili pánové Nernst a Petters rovnice, s jejichž pomocí to už není těžké zjistit [52]:

$$E_{ox/red} = E_{ox/red}^0 + \frac{RT}{zF} \ln \frac{[ox]}{[red]}$$

V rovnici by správně měly být uvedeny aktivity místo koncentrací, ale aktivitami se my nebudeme trápit. Symbol  $z$  udává počet elektronů vyměněných při redoxním ději, v hranatých závorkách jsou uvedeny koncentrace oxidované a redukované formy a  $E_{ox/red}^0$  značí standardní elektrodový potenciál [52].

Právě vzhledem k tomu, že elektrodový potenciál lze zjistit takto snadno pomocí vhodně sestaveného článku, je jeho definice založena právě na tomto článku:

*Elektrodový potenciál je rovnovážné napětí článku  $U_i$  sestaveného z dané elektrody a ze standardní vodíkové elektrody [52].*

Při znalosti elektrodových potenciálů (které vyhledáme v tabulkách nebo vypočítáme z Nernstovy a nebo Nernst-Pettersovy rovnice, už můžeme snadno určit napětí kteréhokoliv článku. Napětí je totiž rozdílem elektrodových potenciálů jednotlivých článků. Pro náš zatím často uvažovaný případ článku složeného ze zinkové elektrody ponořené do  $\text{ZnSO}_4$  a měděného plíšku ponořené do  $\text{CuSO}_4$  o jednotkových koncentracích při teplotě  $25^\circ\text{C}$  zjistíme, že elektrodový potenciál systému  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  je roven  $+0,344\text{ V}$ , elektrodový potenciál systému  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$   $-0,763\text{ V}$ . Napětí tedy je [52]:

$$U = +0,344 - (-0,763) = 1,1\text{ V}.$$

Potřebujeme-li více než  $1,1\text{ V}$ , musíme články zapojit do série nebo použít jiný systém.

Pro všechny z nás mají velký význam baterie. Jak bylo řečeno, jde o elektrochemické (galvanické) články. Věnujme se teď podrobněji právě těmto elektrochemickým článkům, které mají využití v našem životě.

### 7.3.4. Elektrochemické (Galvanické) články v našem životě

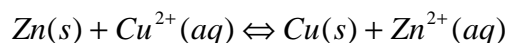
Galvanický článek je spíše známý jako baterie. Představuje pro naše přístroje energii sbalenou na cesty. Bez galvanických článků bychom stěží v dnešní moderní době mohli fungovat. Své uplatnění nacházejí od zdrojů energie do digitálních hodinek, mobilních telefonů, mp3 přehrávačů, svítilen, notebooků až po autobaterie či obří záložní baterie v nemocnicích.

Jejich původ sahá do druhé poloviny 18. století. Princip galvanických článků náhodně objevil italský lékař Luigi Galvani, který dělal pokusy se žabími stehýnkami. Pitvy prováděl na pozinkovaném stole a vždy, když se dotkl stehýnka železným nožem, tak sebou stehýnka cuklo. Galvani se ale chybně domníval, že objevil živočišnou elektřinu. Na jeho zkoumání však navázal italský fyzik Alessandro Volta, vyvrátil chybnou domněnku Galvaniho o živočišné elektřině a zjistil, že zdrojem elektřiny jsou dva rozdílné kovy spojené vlhkým vodivým prostředím. Zbytek pohádky už známe, mezi těmito kovy vzniká potenciálový rozdíl a tím pádem i elektrické napětí. Na základě získaných poznatků sestrojil Volta jednoduchý článek – voltův galvanický článek [16].

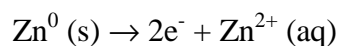
#### 7.3.4.1. Z čeho se takový galvanický článek skládá?

To už víme, takže krátké zopakování. Spojením dvou elektrod (poločlánků) vzniká galvanický článek. Jedná se o soustavu, která je schopna produkovat elektrickou práci, jelikož děje v ní probíhající jsou samovolné. Pokud tyto elektrody propojíme vnějším elektrickým obvodem, bude tímto okruhem procházet proud, který můžeme využít k elektrické práci – např. rozsvítit žárovku. Článek se vždy skládá ze dvou elektrod – katody a anody. O polaritě článku, to který pól bude kladný nebo záporný, rozhodují standardní elektrodové potenciály jednotlivých elektrod [6]. Elektrický proud tedy vzniká tak, že na anodě dojde k uvolnění elektronů (oxidace), které projdou vnějším elektrickým obvodem ke katodě, kde jsou využity k redukci. Tento průchod elektronů představuje elektrický proud, který může být využit ke konání elektrické práce [6, 52].

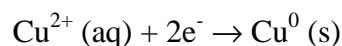
Příkladem klasického galvanického článku je Daniellův článek. Článek se skládá z měděné elektrody v roztoku síranu měďnatého a zinkové elektrody v roztoku síranu zinečnatého. Oba roztoky jsou odděleny diafragmou, což je polopropustná membrána zabraňující průchodu iontů kovů mezi elektrodami, nebo spojeny solným můstkem. O tom, která elektroda bude kladným pólem, nám napoví standardní elektrodové potenciály. V případě měděné elektrody je  $E^\circ = 0,344 \text{ V}$  a zinkové elektrody  $E^\circ = -0,763 \text{ V}$ . Je tedy jasné, že kladným pólem bude měděná elektroda, na které bude docházet k redukci měďnatých iontů na měď – katoda. Na zinkové elektrodě bude docházet k oxidaci zinku na zinečnaté kationy - anoda, které budou přecházet do roztoku. Každý článek lze charakterizovat tzv. článkovou reakcí, popisuje celkový děj probíhající v daném článku. Článeková reakce pro Daniellův článek bude vypadat následovně [6, 52]:



V prostoru zinkové elektrody proběhne následující poločláneková reakce - oxidace:

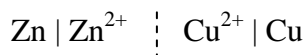


a uvolněné elektrony projdou vnějším okruhem, kde se zúčastní druhé poločlánekové reakce - redukce:



### 7.3.4.2. Zápis galvanického článku

Galvanické články se znázorňují pomocí schémat, která vyjadřují pomocí chemických symbolů jeho složení a to pevné i kapalné složky, spolu s jejich uspořádáním. Schéma začíná tou elektrodou, kde dochází k oxidaci – záporný pól. Pro oddělení jednotlivých poločláneků se užívá svislé čáry, kapalné rozhraní oddělené diafargmou mezi poločláneků se značí přerušovanou svislou čarou. Pokud je použit solný můstek, je označen dvěma svislými čarami [6, 52]. Pro Daniellův článek tedy bude vypadat schéma následovně:



### 7.3.4.3. Jaké typy článků nám mohou sloužit jako zdroj elektrického proudu?

Převážně galvanické články slouží jako zdroje stejnosměrného proudu, nazývají se také elektrochemické zdroje proudu. Tyto články můžeme rozdělit do třech skupin: primární, sekundární a palivové. Ale o nich až v další kapitole [8, 52].

#### Primární články

Jejich použití je jednorázové, nedají se znovu nabít. Jedná se o baterie na jedno použití. Při výrobě jsou do nich umístěny elektroaktivní látky, které po vybití neumožňují jejich opětovné nabití. Elektrochemická reakce v nich probíhající je nevratná – ireverzibilní. Opětovným nabíjením nevzniká elektroaktivní látka [52].

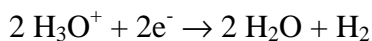
#### Voltův článek [16]

Anoda (záporný pól) je tvořena zinkem a katoda (kladný pól) je měděná, jako elektrolyt je použita kyselina sírová.

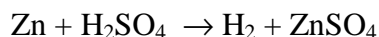
Reakce probíhající na anodě:



Reakce probíhající na katodě:



Celková článková reakce:

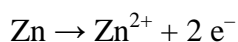


Dalším příkladem primárního článku může být suchý článek (Leclanchéův článek, zinkochloridová baterie) nebo alkalická baterie.

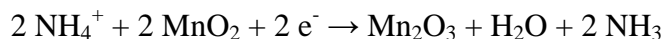
### **Zinkochloridová baterie**

Danielův a Voltův článek ale nejsou příliš praktickými zdroji energie. Roztoky v nich používané jsou kapalné, navíc ve Voltově článku je elektrolytem kyselina sírová, která může z článku vytéct a způsobit škody. Z tohoto důvodu bylo třeba najít takový zdroj, kde by elektrolyt nebyl kapalná látka. Vhodným řešením se ukázala být zinkochloridová baterie. Anodou (záporným pólem) je zinková nádoba, katodou (kladný pólem) je tyčinka z uhlíku a  $\text{MnO}_2$ . Jako elektrolyt je použit pevný roztok  $\text{NH}_4\text{Cl}$  a  $\text{ZnCl}_2$ . U těchto baterií dochází při vybíjení ke vzniku volné vody, čímž může dojít k tzv. vytékání baterií. Baterie má napětí okolo 1,5V [62].

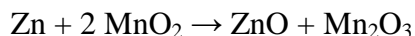
Reakce probíhající na anodě:



Reakce probíhající na katodě:



Celková článková reakce:

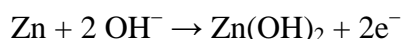


### **Alkalická baterie**

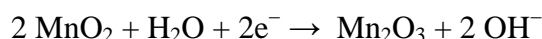
Princip alkalické baterie je podobný zinkochloridové, s tím rozdílem, že jako elektrolyt je použit KOH. Anoda je tvořena zinkovým práškem, díky tomu má větší reakční povrch, z čeho vyplývají i výhody uvedené níže. Katodou je práškový  $\text{MnO}_2$  smíšený s uhlíkem, pro lepší vodivost. Baterie má napětí okolo 1,5V [62].

Její další výhodou oproti zinkochloridovým bateriím je, že nedochází tak snadno k samovybíjení (po 2 letech mají 90% kapacity), nevytékají, snesou větší proudové zatížení (lze je použít ve spotřebičích náročnějších na odběr proudu) a mají větší kapacitu [62, 66].

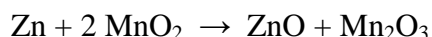
Reakce probíhají na anodě:



Reakce probíhají na katodě:



Celková článková reakce:



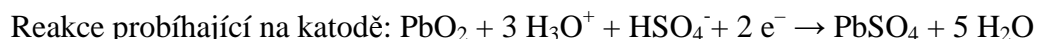
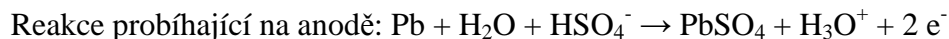
### Sekundární články

Oproti primárním článkům lze sekundární články opět nabít a to reakcí přesně opačnou článkové reakci – reakce tedy musí být vratná (reverzibilní). Nabíjení se děje elektrolýzou vzniklých produktů článkové reakce pomocí stejnosměrného proudu, pokud vložíme opačně orientované napětí, větší než je rovnovážné napětí článku. Elektroaktivní látka se tedy vytváří při elektrolýze (článek se nabíjí), při vybíjení se opět spotřebovává [8, 52].

### Olověný akumulátor

Jedním z nejznámějších a nejpoužívanějších sekundárních článků je tzv. olověný akumulátor. Je používán jako startovací baterie automobilů a nově i jako trakční autobaterie elektromobilů, vysokozdvizných vozíků nebo golfových vozíků. Dále se tento akumulátor používá v záložních jednotkách v jaderných elektrárnách, nemocnicích, ale i malých záložních systémech, tzv. UPS. Napětí jednoho článku jsou přibližně 2V, často se však spojuje několik článků do baterií o napětí 4, 6, 12 nebo 24V [52, 62, 64].

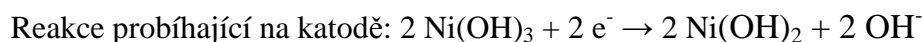
Anoda je tvořena olovem a katoda olovená, pokrytá oxidem olovičitým, který funguje jako elektroaktivní látka. Elektrolytem je roztok kyseliny sírové, většinou ve formě gelu.



### Niklkadmiový akumulátor (NiCd)

Dalším příkladem je niklkadmiový článek, který tvoří anoda z kadmia, katoda je z niklu, pokrytého hydroxidem niklitým, který je elektroaktivní látkou. Elektrolytem je roztok hydroxidu draselného. Napětí článku je 1,2V.

Tyto články se používají tam, kde je zapotřebí dodat velký proud, aniž by kleslo napětí. Využívá se tedy převážně v silných fotografických blescích, akumulátorových vrtačkách, či šroubovácích nebo profesionálních kamerách. Další velkou výhodou NiCd akumulátoru je odolnost vůči mrazu. Nevýhodou je nízký výkon, poměrně velká velikost vzhledem k novým typům akumulátorů a obsah těžkých kovů. Při svých začátcích byl tento druh akumulátoru využíván v přenosných přístrojích, např. tranzistorových radiích [16].



### Niklmetalhydridový akumulátor (NiMH)

Tento druh akumulátoru má podobnou stavbu jako předchozí niklkadmiový s tím rozdílem, že jsou použity ekologičtější materiály. Výhodou NiMH článku je vyšší kapacita, při stejném objemu, než u jeho předchůdce a to až o 40%. Proto tento článek našel uplatnění v mobilních komunikacích, jako jsou mobilní telefony, notebooky, atp. Nevýhodou jsou horší vlastnosti při nižších teplotách (při teplotách pod nulou jsou schopny odevzdat 50-70% uskladněné energie oproti NiCd) a menší vybíjecí proudy, které baterie snáší. Napětí článku je 1,2V [65].

Anoda je tvořena hydridy směsi kovů a katoda je z niklu. Jako elektrolyt je použit roztok hydroxidu draselného [16].

Reakce probíhající na anodě:  $MH + OH^- \rightarrow M + H_2O + e^-$

Reakce probíhající na katodě:  $NiOOH + H_2O + e^- \rightarrow Ni(OH)_2 + OH^-$

Celková článková reakce:  $NiOOH + MH \rightarrow Ni(OH)_2 + M$

### **Lithium-iontový akumulátor (Li-Ion)**

Li-Ion články jsou stále populárnější, jelikož při stejné velikosti jako předchozí typy mají napětí článku 3,6V, tudíž poměr akumulované energie ku hmotnosti je velmi výhodný. Používají se především v menších zařízeních jako jsou mobilní telefony, MP3 přehrávače, fotoaparáty, notebooky atp. Nevýhodou těchto akumulátorů je nutnost elektronické ochrany proti přebití nebo naopak proti vybití pod určitou mez, což zajišťují obvody v každém článku, z čehož vyplývá dražší výroba o cca 40% oproti NiMH a NiCd akumulátorům [62, 66].

Anoda je tvořena lithiem, katoda  $LiCoO_2$  ( $LiMnO_4$ ,  $LiNiO_2$ ), jako elektrolyt je použit  $LiBF_4$  (propylen, ethylenkarbonát a směs etherů) [62].

Reakce probíhající na anodě:  $xLi^+ + Mn_2O_4 \rightarrow Li_xMn_2O_4$

Reakce probíhající na katodě:  $Li_xC_6 \rightarrow xLi^+ + 6C + xe^-$

Celková článková reakce:  $Li_xMn_2O_4 + 6C \rightarrow Li_xC_6 + Mn_2O_4$

### **Lithium-polymerový akumulátor (Li-Pol)**

Tento poměrně nový typ akumulátoru je taktéž jako Li-Ion článek používán v přenosných zařízeních, kde je kladem důraz na nízkou hmotnost a vysokou výdrž. Technologie těchto článků je ve své podstatě pouhé vylepšení Li-Ion akumulátorů, tudíž jeho napětí je shodné – 3,6V. Rozdíl je pouze v tom, že v Li-Pol akumulátorech je jako elektrolyt použit pevný polymer (směs polyethylenoxidu a  $LiPF_6$ ), tudíž nemůže dojít k jeho vylití a tím poškození přístroje nebo zdraví. Právě díky tomuto polymeru nemusejí mít akumulátory pevný obal, jsou tedy lehčí (o 10-15% než Li-Ion), avšak o 10-20% objemnější. Výhodou je, že mohou nabývat různých tvarů. Nevýhody jsou stejné jako u jeho předchůdce, ale navíc k tomu přibývá špatná odolnost proti mechanickému poškození [62, 66].

### **Jak je to s nabíjením, paměťovým efektem a péčí u různých akumulátorů?**

Dnes běžnými bateriemi v mobilních přístrojích jsou čtyři nejčastější typy sekundárních článků (akumulátorů) – NiCd, NiMH, Li-Ion a Li-Pol. Jejich životnost můžeme

výrazně ovlivnit správným zacházením. Nesprávným zacházením, především nevhodným nabíjením, které je popsáno níže, můžeme snížit dobu provozu až o 90%.

S přibývajícím stářím akumulátoru, spolu se špatnou údržbou, se v článku tvoří krystalické nánosy na elektrodách, což se projevuje jako tzv. paměťový efekt u NiCd a NiMH akumulátorů. Paměťový efekt se tak nazývá z důvodu toho, že si článek „pamatuje“ stav, při kterém začalo nabíjení a považuje ho za počáteční, tím dochází k čím dál tím menšímu nabití akumulátoru, tudíž je v něm nashromážděno i méně využitelné energie. Proto by se měly články vybíjet co možná nejvíce. Článek postižený paměťovým efektem můžeme znovu oživit tím, že ho několikrát plně vybijeme a nabijeme, nejlépe za pomoci počítačově řízené nabíječky. Tyto dva typy akumulátorů vydrží 700 – 1000 nabíjecích cyklů [65, 67].

Naopak u Li-Ion a Li-Pol akumulátorů se nedoporučuje je zcela vybit, jelikož vybitím pod určitou mez může dojít k nevratnému poškození akumulátoru. První nabití je jedno z nejdůležitějších a proto by měl být akumulátor při prvním, tzv. „iniciačním“ nabití, plně nabit, a to i déle, než je doba nutná k jeho úplnému nabití. U těchto akumulátorů je možné další nabíjení přerušovat či je nabíjet po etapách. I přes předchozí doporučení je vhodné jednou za měsíc článek vybit, aby se resetovalo měřidlo. Tím umožníte článku opětovné využití maximální kapacity. Nevýhodou těchto článků je fakt, že kvůli reaktivnímu lithiu se článek rozkládá sám od sebe a ztrácí svojí kapacitu, ať je používán nebo ne. Akumulátor má po dvou letech přibližně 50% své původní kapacity. Nemalý vliv na životnost článku má i teplota, jelikož zvýšená teplota urychluje rozkladné procesy v článku. Proto se u notebooků, kde často bývá baterie zahřátá až na 50°C, vyplatí akumulátor vyjmout, pokud je notebook často napájen ze sítě. Lze tak prodloužit životnost baterie i dvojnásobně. V opačném případě po půl roce může dojít ke snížení kapacity o třetinu a po roce i o polovinu původní kapacity. Články Li-Pol jsou na tom ještě hůře než Li-Ion. U lithiových článků obecně se vyplatí nenabíjet je častěji než je nutné, snesou pouze 300 – 500 nabíjecích cyklů. Životnost Li-Ion článku při pokojové teplotě je asi 3 roky. Pokud je po delší dobu nebudete používat, doporučuje se je nabít asi na 40% jejich kapacity a umístit je do ledničky nebo chladného sklepa. Jednou ročně by se pak měli nabít, aby jejich napětí nekleslo pod stanovenou mez [65, 66, 67].

## **Palivové články**

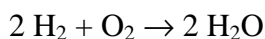
Palivový článek je ve své podstatě primárním článkem s tím rozdílem, že se do něj elektroaktivní látka přivádí plynule. Článek je tedy schopen dodávat energii, dokud má zásobu paliva [52]. Těžiště využití palivových článků leží především v kosmonautice, kde má svou úlohu již delší dobu a nově se zavádí například do automobilového průmyslu. Některé společnosti vyvíjejí palivové články do notebooků, mobilních telefonů, či PDA [68]. Jeden z výrobců dokonce vyvinul článek, který má udržet notebook v chodu po dobu jednoho měsíce, při využití 8 hodin denně [69].

Prvotním a v současné době nejdůležitějším typem palivových článků je kyslíkovodíkový článek, u kterého dochází ke slučování plynného kyslíku a vodíku. Dalšími palivy, které lze využít k přeměně v palivových článcích jsou zejména plyny bohaté na vodík (metan, propan, hydrazin, amoniak), metylalkohol a také paliva z obnovitelných zdrojů jako bioplyn a bioethanol. Z energetického hlediska mají palivové články relativně vysokou účinnost a lze jimi využívat zdroje alternativní energie, tudíž jeho použití je přínosné z hlediska ochrany životního prostředí [68].

## Kyslíkovodíkový palivový článek

Tento článek je používán především v kosmonautice a nově je zaváděn do automobilového průmyslu. Jeho nespornou výhodou je, že zplodinami tohoto článku jsou pouze voda a teplo. Nevýhodou je energetická náročnost výroby vodíku a kyslíku z vody. Jednou z možností je využití přebytečného tepla z jaderných elektráren na rozbití molekuly vody a tím vzniku potřebného paliva pro tento typ článku [70].

Celková článková reakce probíhá vypadá následovně:

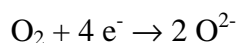


Na elektrodách probíhají tyto děje [71]:

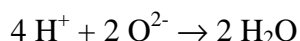
Na anodě probíhá oxidace přicházejícího vodíku:



Na katodě probíhá redukce přicházejícího kyslíku:



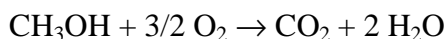
Následuje reakce, která z produktů poloreakcí vytvoří konečný produkt.



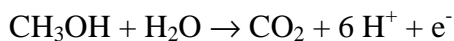
## Methanolový článek

Methanolový článek je příkladem nízkoteplotního palivového článku, což jej předurčuje pro použití například v mobilních telefonech, noteboocích, PDA, MP3 přehrávačích, atp. Jeho nevýhodou je prozatím nižší účinnost a relativně drahá výroba [72].

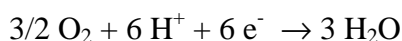
Celková článková reakce [72]:



Děj probíhající na anodě:



Děj probíhající na katodě:



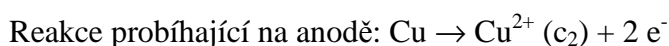
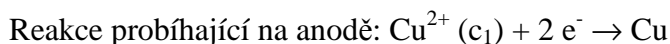
## Další typy článků

### Koncentrační článek

Tento typ článku je založen na principu samovolného vyrovnání koncentrací dvou stejných, ale různě koncentrovaných roztoků. Článek obsahuje dvě totožné elektrody,

ponořené do dvou různě koncentrovaných roztoků obsahující ionty shodné s elektrodou [52]. Příkladem jsou dvě měděné elektrody ponořené do různě koncentrovaných roztoků (elektrolytů) s měďnatými kationy. Na katodě dochází k samovolné redukci měďnatých kationů, tedy vyloučení mědi na elektrodě, tím dochází ke zředování koncentrovanějšího roztoku ( $c_1$ ), do kterého je katoda ponořena. Opačný proces (oxidace) probíhá na anodě, kde do zředěnějšího roztoku ( $c_2$ ) přecházejí kationy uvolňované z elektrody, čímž se koncentrace zvyšuje [52].

$$c_1 > c_2$$



### 7.3.5. Elektrolýza

#### 7.3.5.1. Co nám elektrolýza přináší?

Určitě jste si někdy nabíjeli mobil, myli si ruce mýdlem, pili pitnou vodu, psali na papír, jeli autem, letěli letadlem či pracovali na počítači nebo s podobnou elektronikou. Tak věřte, že bez elektrolýzy by se dnes ani jedna z vyjmenovaných věcí neobešla. Tato metoda našla značné využití v nejrůznějších odvětvích průmyslu. Bez elektrolýzy by dnešní technický pokrok asi nebyl zdaleka tak velký.

Jedním z využití je elektrolytická výroba kovů, které se jiným způsobem vyrábí jen obtížně, byť tento způsob je sice finančně náročnější. Elektrolýzou se vyrábí především hliník, dále například hořčík, sodík, lithium, či vápník.

V průmyslu nacházejí využití především slitiny hliníku, které nalezneme prakticky všude. Tyto slitiny se používají tam, kde je třeba co nejnižší hmotnost (mají relativně nízkou hustotu) a poměrně velká pevnost. Najdeme je tedy v leteckém a automobilovém průmyslu, elektrotechnice, ve stavebnictví, dokonce i některá jízdní kola jsou tvořena těmito slitinami [73]. Do těchto lehkých slitin se mimo jiné přidává i lithium, jehož výroba by bez elektrolýzy byla velmi obtížná. Dalším jeho využitím je jsou již zmiňované moderní akumulátory typu Li-Ion, či Li-pol, více se dozvíte zde. Roztavené lithium se využívá ke chlazení některých typů jaderných elektráren [74].

Využití sodíku je neméně bohaté. Stejně jako lithium se i sodík využívá ke chlazení některých typů jaderných reaktorů. Elektrickým výbojem v sodíkových parách vzniká velmi intenzivní světlo žluté barvy, tento zdroj světla se nazývá sodíková výbojka a nalezneme ji například v lampách pouličního osvětlení. Sodík se také využívá k přípravě peroxidu sodného, který je základem různých pracích prášků nebo bělicích prostředků [75].

Když už jsme u těch kovů. Řadu kovů lze sice vyrobit i jinak, než elektrolýzou, ale při běžné průmyslové výrobě kovů nejsou vyrobené kovy příliš čisté, vždy obsahují určité procento nežádoucích nečistot. Protože nejen v elektrotechnice je požadován co možná

nejčistší kov, je často nutné kovy vyčistit do požadované kvality. K tomu nám také může pomoci elektrolýza. Metoda se nazývá elektrolytické čištění kovů. Jedním z kovů, který je tímto způsobem čištěn je například měď. Princip je velmi jednoduchý. Ze „špinavé“ mědi se vytvoří velké desky, které se vloží do roztoku síranu měďnatého. Tyto desky slouží jako jedna elektroda (anoda), jako druhá elektroda (katoda) je použita deska z čisté mědi. Při průběhu elektrolýzy se měď na elektrodě (anoda) „rozpouští“ a na druhé elektrodě (katoda) se opět vylučuje, už jako čistá měď. Přítomné nečistoty vytvářejí kal, který klesá ke dnu [73].

### 7.3.5.2. Jak probíhá elektrolýza?

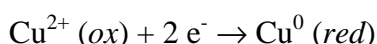
Tento děj neprobíhá samovolně. K tomu, aby elektrolýza probíhala, je třeba zdroj stejnosměrného proudu, takovým zdrojem může být i obyčejná baterie, pokud má dostatečné napětí k realizaci děje. Tato baterie musí být připojena na dvě elektrody (co je to elektroda, se dozvíte zde). V drátech a elektrodách je proud veden elektrony a v elektrolytu pomocí iontů. Jedna elektroda je katodou a druhá anodou (o anodě a katodě se dočtete zde). Schematicky je uspořádání velmi podobné elektrochemickému článku. Rozdíl je v tom, že tentokrát není elektrický proud a napětí generováno, ale naopak, do systému je proud přiváděn. Oxidace a redukce tak probíhají na opačných elektrodách než tomu bylo v elektrochemickém článku, tedy redukce na záporně nabitě elektrodě (z níž se díky tomu stává katoda) a oxidace na kladně nabitě elektrodě, která je při elektrolýze anodou. Jinými slovy, ze záporného pólu zdroje přicházejí elektrony na katodu, kde jsou předány přicházejícímu kationu (oxidované formě), který je přitahován záporným nábojem na katodě. Po přijetí elektronu se kation redukuje, čímž vzniká jeho redukováná forma. Aniony přítomné v elektrolytu cestují ke kladně nabitě anodě, kde předávají své elektrony a tím se oxidují. Předané elektrony cestují opět do zdroje a tím je elektrický obvod uzavřen. Při průchodu proudu dochází na rozhraní elektrolytu a elektrody k chemickým změnám, kterým se říká elektrolýza. Probíhající procesy jsou tedy při elektrolýze přesně opačné těm, které probíhají v galvanických člancích [6, 52].

Takovou menší elektrolýzu si můžete doma sami vyzkoušet. Stačí vám na to plochá baterie (4,5 V), obyčejná tužka, dva dráty, sklenička, voda a sůl. Nejprve si musíte připravit elektrody, které budou uhlíkové. K tomu vám poslouží právě obyčejná tužka, stačí jen opatrně z ní dostat tuhu (nebo koupit tuhu do versatilky). Na tyto dvě elektrody připevníte drátky, každý z nich připojíte na póly od baterie. Teď je již všechno připraveno na elektrolýzu, už stačí jen rozpustit několik gramů soli ve vodě, ponořit vaše elektrody do vzniklého roztoku a elektrolýza může vesele běžet. Pokud chcete vědět, co bude vznikat, tak se podívejte sem.

Elektrolýza se v praxi používá ke galvanickému pokovování (více podrobností zde). V rámci tohoto děje je na povrch méně ušlechtilého kovu elektrolyticky nanesen kov ušlechtilejší. Tato méně korozivní vrstva pak chrání méně ušlechtilý kov před korozi. Jednoduchý způsob, jak si vyzkoušet galvanické pokovování, je poměření například železného drátu, hřebíku nebo zinkového plíšku. Na kladný pól baterie (anodu) připojíme měděný drát a na záporný pól baterie (katodu) železný hřebík nebo zinkový plíšek. (Jak se rozlišuje kladný a záporný pól? Je to velmi prosté. Napětí, které vzniká na baterii, je dáno rozdíly elektrodových potenciálů jednotlivých elektrod - anody a katody.) Jako elektrolyt použijeme síran měďnatý (modrá skalice). Síran měďnatý ve vodě disociuje na  $\text{Cu}^{2+}$  a  $\text{SO}_4^{2-}$  ( $\text{CuSO}_4 \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ ). Měďnaté kationy po spojení obvodu a započítí elektrolýzy začnou cestovat k záporně nabitěmu hřebíku, kde se zredukuji na měď ( $\text{Cu}^0$ ), která tak začne vytvářet vrstvičku na povrchu. Síranové aniony naopak budou cestovat ke kladně nabitě měděné anodě, kde budou „odtrhávat“ měďnaté kationy. Tím se bude zachovávat koncentrace elektrolytu na zhruba stejné úrovni než dojde k rozpouštění měděné elektrody [73].

### Jak vypadá průběh pokovování vyjádřený rovnicemi?

Redukce na katodě:

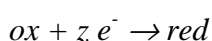


Oxidace na anodě:

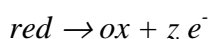


Obecné schématické znázornění dějů probíhajících na elektrodách:

Redukce na katodě:



Oxidace na anodě:



*Red* je redukováne forma látky a *ox* je oxidovaná forma. Počet přenesených elektronů se značí *z* – nábojové číslo.

Redukce a oxidace, ani při elektrolýze, nemohou probíhat samostatně. Oba děje musí vždy proběhnout současně, počet vyměněných elektronů v redukčním i oxidačním ději musí být shodný, pokud tedy na katodě probíhá redukce musí na anodě současně probíhat redukce. Jedná se tedy o redoxní systém [52].

### 7.3.5.3. Kolik látky nám může při elektrolýze vzniknout?

Pokud chceme využít elektrolýzy například při galvanickém pokovování, je dobré vědět, o jaké hmotnosti budeme potřebovat daný kov, abychom předmět pokryly vrstvou o tloušťce např. 0,1 mm. Jelikož čas jsou peníze, je pro nás v průmyslové praxi také důležité vědět, jak dlouho bude elektrolýza probíhat při daném proudu a nebo naopak kolik kovu nám vznikne, když elektrolýza poběží několik minut při daném proudu, popř. naopak. Jaký proud aplikovat, aby elektrolýza probíhala daný časový interval.

Nejen těmito otázkami se zabýval M. Faraday, který odvodil dva zákony:

#### 1. Faradayův zákon

Množství látky přeměněné při elektrolýze je přímo úměrné prošlému náboji.

$$m = A \cdot Q$$

Kde hmotnost přeměněné látky na elektrodě je *m*, *A* je konstanta zvaná elektrochemický ekvivalent a *Q* je prošlý náboj [52].

Většinou je proud při elektrolýze konstantní, proto můžeme náboj  $Q$  nahradit součinem proudu a času ( $Q = I.t$ ) a po dosazení získáme vztah [52]:

$$m = A.I.t$$

## 2. Faradayův zákon

Tento zákon se zabývá určením elektrochemického ekvivalentu, tedy konstanty  $A$ .

Faraday odvodil, že vztah pro tuto konstantu je následující:  $A = \frac{M}{z.e.N_A} = \frac{M}{z.F}$ , kde  $M$

je molární hmotnost,  $z$  je počet elektronů potřebných k oxidaci či redukci jedné částice nebo atomu a  $F$  je tzv. Faradayova konstanta ( $F = 9,648.10^4$  C/mol). Faradayova konstanta je vlastně náboj jednotkového látkového množství elektronů  $F = e.N_A$ .

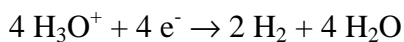
Náboj  $Q$  můžeme z prvního Faradayova zákona nahradit součinem proudu a času ( $Q = I.t$ ) a po dosazení získáme sloučený vztah z 1. a druhého Faradayova zákona pro množství látky vyloučené při elektrolýze:

$$m = \frac{M.I.t}{z.F}$$

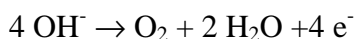
### 7.3.5.4. Elektrolýza vody

Elektrolýzou vody získáme plynný vodík a kyslík. Elektrody jsou tvořeny platinou. Na katodě se oxiduje vodík, kterého vznikají dva moly na každý vzniklý mol kyslíku, který je redukován na katodě. V laboratoři se využívá k elektrolýze Hoffmanova přístroje, více zde.

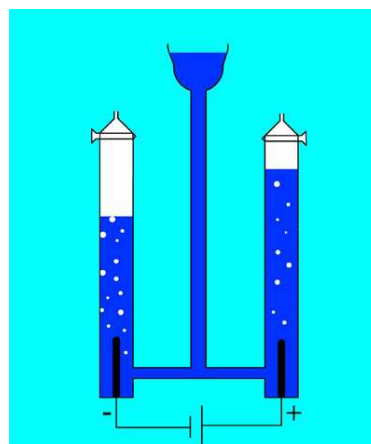
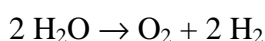
Redukce na katodě:



Oxidace na anodě:



Celková reakce:



## Hoffmannův přístroj

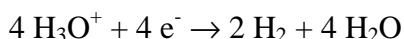
Elektrolýza se v laboratoři nejčastěji provádí v Hoffmanově přístroji, jehož výhodou je, že vznikající plyny jsou odděleny v jiných částech přístroje a spolu se nemísí. Oddělení jednotlivých plynů je velice žádoucí, jelikož kyslík a vodík spolu vytváří výbušnou směs. Uprostřed je umístěn zásobní reservoár, kterým lze jednoduše doplnit elektrolyzovanou vodu [16].

## Výroba vodíku

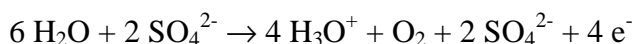
Způsob výroby vodíku pomocí elektrolýzy je využíván tam, kde je levnější zdroj elektrické energie nebo pomocí obnovitelných zdrojů energie, jako jsou větrné nebo solární elektrárny [76], popř. je třeba čistšího vodíku než nám poskytují jiné zdroje.

Využití vodíku v praxi a průmyslu je značné a někdy je dokonce nazýván prvkem, či palivem budoucnosti. Vodík je využíván v palivových článcích, více se o palivových článcích dozvíte zde. Při průmyslové výrobě vodíku pomocí elektrolýzou jsou použity platinové elektrody (nereagují s kyselinou sírovou) a jako elektrolyt vodný roztok kyseliny sírové, který zajišťuje vyšší účinnost elektrolýzy. Díky přítomnosti kyseliny sírové je v roztoku vyšší koncentrace  $\text{H}_3\text{O}^+$  iontů (disociací kyseliny sírové vznikají  $\text{H}_3\text{O}^+$  a  $\text{SO}_4^{2-}$  ionty). Voda sice také disociuje na  $\text{H}_3\text{O}^+$  a  $\text{OH}^-$ , ale jejich koncentrace je relativně malá a po přidání kyseliny sírové může elektrolýza probíhat s větší účinností, jelikož se ke katodě dostane více  $\text{H}_3\text{O}^+$  iontů.  $\text{H}_3\text{O}^+$  ionty cestují k záporně nabitě katodě, kde dochází k redukci a tím pádem vzniku molekul  $\text{H}_2$ . Naopak síranové aniony cestují ke kladně nabitě anodě kde předají své dva elektrony za vzniku  $\text{SO}_4$ , který okamžitě reaguje s vodou za vzniku molekuly kyseliny sírové a molekuly kyslíku. Tím zůstává stejný počet molekul kyseliny v elektrolytu, ale dochází ke snížení počtu molekul vody – koncentrace roztoku kyseliny sírové se zvyšuje. Na anodě tedy dochází k uvolňování kyslíku a na katodě k uvolňování vodíku [16].

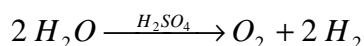
Redukce na katodě:



Oxidace na anodě:



Celková reakce:



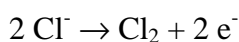
Dalším produktem, který vzniká při elektrolýze vody je kyslík. Využití kyslíku je velmi široké. V medicíně se využívá v dýchacích přístrojích. Dále je kyslík využíván k čištění vody například v bazénech. Směsi kyslíku s dalšími plyny je využíváno při potápění nebo horolezectví. Používá se jako palivo raketových motorů kosmických lodí nebo jako náplň palivových článků, které jsou šetrné k životnímu prostředí. K řezání nebo sváření kovů se využívá směsi kyslíku s acetylenem, teplota plamene dosahuje teplot přes 3000°C [77, 16].

## Výroba NaOH

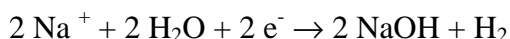
Hydroxid sodný se využívá při výrobě mýdel, v textilním průmyslu, výrobě papíru, úpravě pitné vody, čištění potrubí, v laboratořích jako titrační činidlo ke stanovení obsahu kyselin v analyzovaném vzorku [31] a má řadu dalšího využití, které ovšem není v silách autora popisovat podrobněji.

Hydroxid sodný se vyrábí elektrolýzou solanky (roztok NaCl). Do ní jsou ponořeny dvě elektrody, obě elektrody jsou uhlíkové. Na anodě uniká chlór a na katodě uniká vodík a do roztoku odchází hydroxid sodný [31].

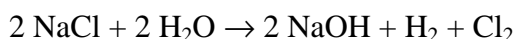
Oxidace na anodě:



Redukce na katodě:

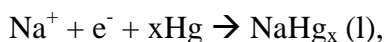


Celková reakce:

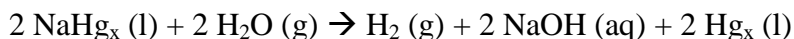


Technický způsob jak vyrobit hydroxid sodný je více typů. Jedním z nich je například tzv. diafragmová elektrolýza. Výhodou této metody je, že jednotlivé elektrody jsou odděleny polopropustnou přepážkou (diafragma - brání míšení vznikajících produktů elektrolýzy, tím nemůže dojít k jejich reakci) nebo ionexovou membránou (propouští pouze  $\text{Na}^+$  ionty) [8].

Dalším způsobem výroby NaOH je tzv. amalgámový způsob. Katodou je rtuť a anodou uhlík. Tato výroba je dvoustupňová. V první fázi se na anodě vylučuje chlór, stejně jako u předchozích typů, ale na rtuťové katodě dochází ke vzniku tzv. amalgámu [8]:



tento amalgám reaguje s vodou, avšak v odděleném prostoru, přičemž vzniká roztok hydroxidu sodného:



Nevýhodou této metody je použití rtuti, jelikož se jedná o jedovatý prvek, což může mít negativní dopad na životní prostředí.

### 7.3.5.5. Jiná uplatnění elektrolýzy

Další metodou, která nám v životě napomáhá k tomu, aby nám nejrůznější materiály nezrezly (nekorodovaly, o korozi se více dozvíte zde), je galvanické pokovování. Neušlechtilé kovy mají nevýhodu v tom, že snadno podléhají korozi (hlavně železo). Proto například

dnešní auta nepodléhají tak snadno korozi, jako starší modely, jelikož povrch plechu je pokryt vrstvou ušlechtilého kovu. Při galvanickém pokovování je využito elektrolýzy k vylučování ušlechtilého kovu (chromování, niklování, zlacení, atp.) na povrch materiálu, který má být chráněn proti korozi. Kovový předmět, který chceme ochránit, bude představovat jednu z elektrod (katoda). Druhou elektrodu (anoda) představuje kov, kterým se daný materiál bude pokrývat, jehož sůl také tvoří elektrolyt. Elektroda (anoda), která bude využita k pokrývání, nemusí být nutně z kovu, ze kterého chceme udělat ochranný povlak, může jím být například uhlík. Ale je vcelku výhodné použít tuto elektrodu (anoda) z kovu, kterým má být vytvořen povlak, jelikož dochází k neustálému doplňování kationů toho kovu do roztoku (elektrolytu). Během galvanického pokovování dochází k rozpouštění této elektrody (anoda). Proces pokovování je v praxi daleko složitější, jelikož je kladen vyšší důraz na efektivnost a kvalitu povrchu [76].

V neposlední řadě je elektrolýza využívána na rozklad látek jako může být voda nebo chlorid sodný. Dalším příkladem může být i obyčejné nabíjení akumulátorů (sekundárních článků).

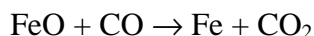
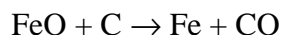
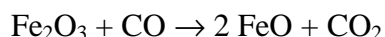
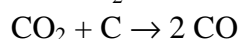
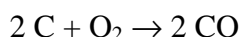
### 7.3.6. Výroba kovů

Na tomto místě si ukážeme využití redoxních reakcí v praxi. Postupy výroby kovů mohou být velmi rozdílné. Podle reaktivnosti kovu se hledá co nejlevnější technologický postup k jeho získání, v co možná nejčistší podobě.

#### Železo

Výroba probíhá ve vysokých pecích (25 m). Vrchním otvorem se střídavě přidává železná ruda, koks a struskotvorné přísady. Do spodní části je vháněn předehřátý vzduch. V pracovním prostoru dochází k redukci železa a vlivem vysoké teploty se vznikající železo taví a je na spodu pece vypouštěno spolu s lehčí struskou, se kterou se však nemísí [6].

Reakce, které ve vysokých pecích probíhají, jsou:



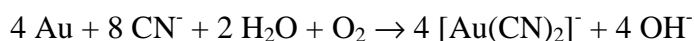
Surové železo obsahuje okolo 2-3% nečistot, převážně S, Si, P, Mn a C. Ocel obsahuje asi 0,2-1,7 % nečistot, čímž se zvyšuje tvrdost, kujnost a tažnost. Surové železo je třeba na ocel převést, neboť obsah uhlíku v surovém železe je příliš vysoký a proto je nutné jej oxidačním procesem v ocelářských zařízeních snížit. Toho se docílí oxidací uhlíku buďto kyslíkem ze vzduchu (za pomoci konvertoru) nebo přisazováním železné rudy a ocelového odpadu do taveniny v nístějových plamenných pecích či elektrických obloukových pecích. Železo, které obsahuje méně jak 0,2 % nečistot se nazývá kujné [6].

## Zlato

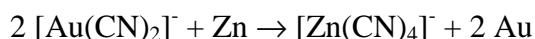
Zlato fascinovalo lidi už od pradávna. Vzhledem k tomu, že se jedná o poměrně vzácně se nacházející kov, bylo po dlouhou dobu využíváno jako platidlo a kvůli jeho ceně se vedla nejedna válka. I když se dnes zlatem neplatí, tak stále slouží ke krytí vydávaných bankovek. Jelikož se jedná o chemicky odolný prvek, který mimo to má velmi dobré vodivostní vlastnosti (elektrický proud, teplo), je využíván v elektrotechnice. Zaručuje to, že spoje budou mít malý odpor a nebudou korodovat. Jedním z takových využití jsou „koncovky“ audiokabelů u profesionálních audiosetav, které zaručují maximálně čistý přenos signálu. Mezi další využití patří např. šperkařství nebo zubní lékařství

Původním způsobem bylo tzv. rýžování. Dnes se však zlato vyrábí tzv. kyanidovým způsobem. Při výrobě je používán kyanid draselný nebo sodný a asi víte, že kyanidy jsou velmi jedovaté látky a i k smrcení člověka stačí opravdu malinké množství. Dopady na životní prostředí tedy někdy mohou být dosti drastické.

Při výrobě se nejprve nechá ruda reagovat se zmíněným kyanidem za přístupu vzduchu (kvůli onomu kyslíku) [6]:

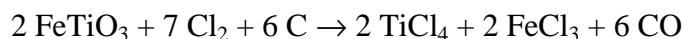


potom, co vznikne výše uvedený komplexní anion, tak se k získání zlata ze vzniklého roztoku využije zinku, který zlato vyredukuje:

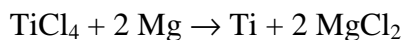


## Titan

Vzhledem k vysoké reaktivitě s uhlíkem, kyslíkem, dusíkem a vodíkem nelze při výrobě titanu použít běžných hutnických procesů. Proto se titan vyrábí nákladným a složitým procesem – tzv. Krollův proces. Ruda se zahřívá s uhlíkem v proudu chlóru [79]:



Chlorid titaničitý se posléze odděluje frakční destilací od chloridu železitého. Páry chloridu titaničitého poté reagují s hořčíkem za vysoké teploty v ochranné atmosféře argonu.



Získaný titan se nazývá titanová houba, která se dále čistí a dále zpracovává. Čistý titan má velmi bohaté využití. Vzhledem k jeho relativní lehkosti, tvrdosti a odolnosti proti korozi je využíván především v leteckém průmyslu, kosmonautice, při výrobě lehkých a nekorodujících slitin. Dále pak v lékařství k výrobě nástrojů nebo endoprotéz [8].

### 7.3.7. Koroze

Koroze je degradace struktury určitého materiálu, což má za následek i vliv na jeho vlastnosti. Slovo koroze pochází z latinského *corode*, což znamená rozhlodávat. Na povrchu materiálů vznikají vlivem prostředí chemické změny, zapříčiněné působením prostředí a

rozličných jevů, jako například atmosféra, půda, nejrůznější roztoky. Bojem proti korozi se zabývají nejen jednotlivci, ale také velké společnosti. V ČR jsou škody způsobené korozi ročně odhadovány na 25 miliard korun [80].

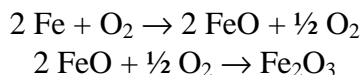
Možností jak ochránit kovové předměty před korozi je hned několik. Asi pro nás nejběžnější ochranné povlaky, s kterými se setkáváme jsou nátěrové hmoty, povlak korivzdorného kovu (Zn, Cr) a různé anorganické (smalty), či organické (plasty) povlaky, v poslední řadě také mazání, olejování nebo galvanické pokovování [78, 80].

### 7.3.7.1. Proč ke korozi dochází?

Hnací silou koroze je přechod kovu do stabilnější sloučeniny, která se často vyskytuje v přírodě. Drtivá většina prvků v přírodě je ve formě sloučeniny, často oxidu [78, 80].

Pokud na povrchu dojde k přímé reakci kovu se sloučeninou, nazývá se tato koroze chemická. V případě, že dojde ke vzniku systémů galvanických článků, jedná se o korozi elektrochemickou [78, 80].

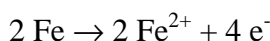
Příkladem chemické koroze je vznik oxidu železitého na povrchu železných předmětů. Jedná se o reakci železa se vzdušným kyslíkem [8]:



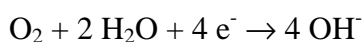
Tento jev ale nastává (i v případě železa) podstatně méně často než koroze elektrochemická. U elektrochemické koroze vznikají galvanické články a dochází tedy k přenosu elektronů mezi prvky, elektrolytem je vodný roztok, kde se rozpouštějí soli a plyny z okolí a ze vzduchu, a které zajišťují přenos iontů. Proto korozi tolik podporuje vlhké a prašné prostředí. Malinkatými a mikroskopickými elektrodami bývají nečistoty uhlíku, které se v železe a ocelích nacházejí po výrobě. K oxidaci dochází na anodě, kterým je kov, a který ztrácí elektrony. Tím vznikají kationy kovu, které se následně rozpouští v elektrolytu - kov koroduje. Redukce probíhá na katodě, kde látka přijímá elektrony, klesá její oxidační číslo. Jako vodič slouží taktéž kov [80].

Hnací silou elektrochemické koroze je rozdíl elektrochemických potenciálů vzniklých elektrod – katody a anody. Elektrodotový potenciál závisí na typu kovu a složení elektrolytu – koncentrace kyslíku, pH, atp.). Ušlechtilé kovy jsou v tomto ohledu stabilnější a méně ušlechtilé snáze oxidují (korodují) [78]. Elektrochemická koroze železa probíhá následovně. Na anodě, kde dochází k oxidaci, vzniká ze železa železnaté kationy. K redukci dochází na katodě, kde přijímají elektrony kyslík a voda.

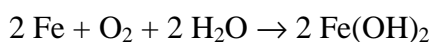
Oxidace probíhající na anodě:



Redukce probíhající na katodě:



Celková reakce:



Některé kovy se na povrchu pokrývají vrstvičkou sloučeniny (nejčastěji oxidu nebo hydroxidu), která snižuje nebo úplně zabraňuje další korozi. Mezi tyto kovy patří Al ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ), Ti ( $\text{TiO}_2$ ), Cr ( $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ), Zn ( $\text{Zn}(\text{OH})_2 \cdot \text{ZnCO}_3$ ) Cu ( $\text{Cu}_2\text{O}$  (červený),  $\text{CuO}$ (černý) a  $\text{Cu}(\text{OH})_2 \cdot \text{CuCO}_3$ (měděnka)) a další. Vrstva je silná 1-10 nm. Tomuto procesu se říká pasivace [6].

Další možností, jak ochránit kovy je leštění povrchu, protože čím méně nerovností, tím větší je jeho odolnost. V elektrárnách a teplárnách se ve vodních obězích omezuje rozpustnost kyslíku, aby nedocházelo k oxidaci uvnitř trubek. Jedním ze zvláštních ochranných mechanismů je katodická nebo anodická elektrochemická ochrana. Katodická ochrana se používá k ochraně ohřívačů vody nebo na trupy lodí. Předmět, který chceme ochránit zapojíme do obvodu s méně ušlechtilým kovem, který se chová jako anoda (rozpouští se) a naopak chráněný předmět se chová jako katoda a nerozpouští se. K tomu se například používá hořčík [78, 80].

## **8. Doplnkové elektronické materiály**

Do této části lze zařadit materiály, které jsou již součástí webových stránek, tak i další rozšiřující. Do první skupiny jsou zahrnuty textové veze jednotlivých kapitol, animace, které jsou ke stažení ve formátu zip, pro každé z hlavních témat zvlášť. V neposlední řadě zde nechybí ani videa, která jsou ve vyšší kvalitě. Do druhé skupiny rozšiřujících materiálů se mohou řadit například PowerPointové prezentace nebo metodické pokyny k pokusům.

### **8.1. Animace**

Předkládané animace jsou ke stažení ze stránek ve formátu exe i swf. Zmiňovaný formát dovoluje spuštění animace, bez nutnosti mít nainstalován přehrávač animací ve formátech společnosti Adobe. Animace pro každé z témat jsou umístěny v příslušných sekcích webu a z praktického hlediska jsou zabaleny do jednoho souboru formátu zip.

Jedním z velmi užitečných prvků, které obsahuje každá animace, je možnost zvětšit požadovanou animaci na celou obrazovku. Tím se zvyšuje využitelnost animací při výuce chemie, jelikož jejich původní zobrazení na webové stránce není dostatečně velké na to, aby mohlo být promítáno na plátno a všichni žáci bez problému viděli vše podstatné. Tento prvek obecně není standardní součástí všech animací vytvořených v programu Flash Professional [36] a byl vytvořen z důvodu zlepšení efektivity využití animací při výuce.

### **8.2. Texty**

Výukové texty, poskytnuté na stránkách, kopírují obsah webových stránek. Jejich primární účel je jako offline studijní materiál. Dokumenty jsou podobně členěny jako stránky, nechybí v nich ani jednotlivé grafické prvky, které jsou součástí webu a měly by tak takřka plnohodnotně nahradit případnou nedostupnost připojení k internetu. Pro zajištění kompatibility byl zvolen formát pdf.

### **8.3. Prezentace**

V každé z hlavních kapitol se nachází PowerPointová prezentace zaměřená na dané téma. Její součástí jsou veškerá témata zmíněná v příslušném tematickém celku. Záleží tedy pouze na učiteli, zda využije všechny jednotlivé podkapitoly a v jakém rozsahu se je rozhodne zařadit do výuky. Vzhledem k tomu, že každému vyhovuje trochu jiný styl tvorby prezentací,

je vcelku pravděpodobné, že vytvořené prezentace budou pouhou osnovou a každý si je sám doplní nebo naopak vytřídí určité pasáže, podle svého uvážení. Nabízené prezentace obsahují pouze grafiku vlastní tvorby, tudíž v některých částech je grafická atraktivita poněkud snížena. Doplnění obrázků a další grafiky, ať už z internetu nebo neskenované, zůstává na prezentujících. Pro zajištění lepší zpětné kompatibility jsou prezentace uloženy ve formátu ppt.

#### **8.4. *Videa***

Ve dvou ze tří hlavních kapitol je umístěna položka, ve vertikálním menu, pod názvem „Videopokusy“. Zde návštěvník nalezne všechny videopokusy vážící se k danému tématu. Pokusy je možné stáhnout ve formátu avi (rozlišení 640x480 px, datový tok 2500 kb/s, 30 fps, kodek DivX 5).

Metodické pokyny k jednotlivým pokusům jsou k nalezení o jednu položku níže – „Materiály“. Pokyny je možné z webu stáhnout ve formátu pdf, čímž je zajištěna nejvyšší možná kompatibilita. V metodických pokynech lze nalézt jak pomůcky a chemikálie potřebné k provedení daného pokusu, tak i bezpečnostní pokyny, motivační prvky a mezipředmětové vztahy. V neposlední řadě jsou zmíněny i okruhy učiva chemie, kam lze jednotlivé pokusy zařadit. Na závěr jsou uvedena různá doporučení nebo alternativy provedení pokusu.

## 9. Závěr

Byly provedeny rešerše a následně subjektivní zhodnocení vybraných učebnic pro střední školy a česky psaných internetových zdrojů z hlediska obsahu a způsobu podání učiva zaměřeného na problematiku rovnovážných stavů v chemii. Téma bylo zvoleno na základě vlastních zkušeností s výukou na střední škole a diskusí s několika stávajícími středoškolskými učiteli chemie, které ukázaly, že téma rovnovážných stavů je pro žáky problematické. Učitelé často také poukazují na značnou abstraktnost tohoto tématu s tím, že jeho pochopení je ale nezbytné k pochopení a osvojení dalších poznatků a zákonitostí v chemii i jiných předmětech během dalšího studia žáka. Zvládnutí tématu je tak pro žáky a jejich studium maximálně žádoucí.

Ukázalo se, že vybrané učebnice i materiály a texty získané na internetu často obsahují jen minimum motivačních prvků a doplňující grafiky a animací, navíc, většina z nich není po obsahové stránce v úplném souladu s nejmodernějšími kurikulárními dokumenty v ČR, tedy zejména s Rámcovým vzdělávacím programem pro gymnázia [2] a Katalogem požadavků zkoušek společné části maturitní zkoušky [3].

Na základě provedené rešerše a zhodnocení vybraných zdrojů byl ve formě webové prezentace zpracován nový výukový materiál zaměřený na problematiku rovnovážných stavů v chemii. Jmenovitě byly v rámci uvedené problematiky zpracovány části týkající se chemických rovnovah, fázových rovnovah a oxidačně-redukčních rovnovah.

Hlavní formou práce jsou internetové webové stránky, jejichž grafické prostředí a systém interakce s uživatelem byly kompletně nově naprogramovány v jazyce html. To umožnilo implementovat aparát provázaných hypertextových odkazů sloužící k provázání jednotlivých témat a zdůraznění přítomnosti mezipředmětových a mezitematických vztahů mezi jednotlivými celky učiva. Dále mohly být díky zvolené formě do výkladu učiva vloženy nejrůznější grafické prvky jako jsou obrázky, grafy a fotografie, vše originálně vytvořeno pro účely práce. Nejsou opomenuty ani aktivizační a motivační prvky, mezi které lze zařadit například interaktivní animace a videopokusy, také originálně vytvořeny autorem práce. Materiál se pokouší podat učivo v ucelené podobě, pokud možno přístupným jazykem, s vazbou na praktický život a s mezipředmětové vztahy. Proto byly některé tematické celky zaměřené na rovnováhy doplněny také částmi, které s problematikou rovnovah souvisí jen okrajově, a to pro dokreslení souvislostí a vazby prezentované problematiky na praxi a další obory a témata chemie.

Kromě on-line formy webové prezentace dostupné na internetu byla vytvořena i offline verze umožňující práci s materiálem i v místech, kde není dostupné internetové připojení. Dále byly vytvořeny 3 prezentace ve formátu ppt (Microsoft PowerPoint) a několik (6) návodů a metodických listů k prováděným experimentům. Navíc, veškeré výukové texty, obrázky, videopokusy a animace byly převedeny do formátu doc, pdf (texty) nebo vhodného grafického formátu nebo videoformátu a jsou odděleně taktéž dostupné ke stažení na uvedeném webu.

K realizaci této webové prezentace bylo zapotřebí vytvořit přes 66 normostran výukových textů, 27 animací, 114 obrázků a grafické a uživatelské rozhraní internetových stránek (templát), jenž obsahuje 46 html souborů a externí CSS soubor použitých stylů. Dále bylo nutné natočit a sestříhat 7 videopokusů, k nimž byly vytvořeny metodické pokyny pro učitele.

S použitím výše zmíněných součástí byly vytvořeny webové stránky, které se svou podobou snaží přiblížit chemii žákům na středních školách o něco přístupnější a zajímavější formou. Webové stránky by měly být publikovány na webové adrese [www.studiumchemie.cz](http://www.studiumchemie.cz).

## 10. Použité zdroje

- [1] WIKIPEDIE: *Otevřená encyklopedie* [online]. [cit. 2009-7-10]. Dostupné z WWW: <[http://cs.wikipedia.org/wiki/Hlavní\\_strana](http://cs.wikipedia.org/wiki/Hlavní_strana)>.
- [2] VÝZKUMNÝ ÚSTAV PEDAGOGICKÝ V PRAZE: *RVP G* [online]. [cit. 2009-8-15]. Dostupné z WWW: <[http://www.rvp.cz/soubor/RVP\\_G.pdf](http://www.rvp.cz/soubor/RVP_G.pdf)>.
- [3] CERMAT: *Katalog požadavků zkoušek společné části maturitní zkoušky: chemie* [online]. [cit. 2009-8-15]. Dostupné z WWW: <<http://www.novamaturita.cz/katalogy-pozadavku-1404033138.html>>.
- [4] ŠRÁMEK, V., KOSINA, L.: *Obecná a anorganická chemie*. 1. vydání. Olomouc: FIN, 1996, 264 s. ISBN 80-7182-003-2.
- [5] MAREČEK, A., HONZA, J.: *Chemie pro čtyřletá gymnázia*. 1. díl. 3. vydání. Olomouc: OLOMOUC s.r.o., 2005, 244 s. ISBN 80-7128-055-5.
- [6] MAREČEK, A., HONZA, J.: *Chemie pro čtyřletá gymnázia*. 2. díl. 1. vydání. Brno: DaTaPrint Brno, 1996, 256 s. ISBN 80-902200-4-5.
- [7] VACÍK, J.: *Chemie I (obecná a anorganická) pro gymnázia*. 3. vydání. Olomouc: SPN, 1995, 248 s. ISBN 80-85937-00-X.
- [8] VACÍK, J.: *Přehled středoškolské chemie*. 4. vydání. Praha: SPN, 1999, 368 s. ISBN 80-7235-108-7.
- [9] BENEŠOVÁ, M., SATRAPOVÁ, H.: *Odmaturuj z chemie*. 1. vydání. Brno: Didaktis, 2002, 208 s. ISBN 80-86285-56-1.
- [10] KOTLÍK, B., RŮŽIČKOVÁ, K.: *Chemie I v kostce: obecná a anorganická chemie výpočty v oboru chemie*. 3. vydání. Havlíčkův Brod: Fragment, 1999, 119 s. ISBN 80-7200-337-2.
- [11] ÚSTAV CHEMIE FAKULTY TECHNOLOGICKÉ UTB VE ZLÍNĚ: *Chemická rovnováha* [online]. [cit. 2009-06-15]. Dostupné z WWW: <<http://www.chemie.utb.cz/studpom/chemrov.htm>>.
- [12] MIKOLECKÝ, M.: *Téma rovnováhy v reakcích* [online]. 2006 [cit. 2009-06-15]. Dostupné z WWW: <[http://www.szsuo.cz/informace/chemie/chemie\\_index.htm](http://www.szsuo.cz/informace/chemie/chemie_index.htm)>.
- [13] KRYNICKÝ, M.: *Chemie* [online]. 2002 [cit. 2009-06-15]. Dostupné z WWW: <[http://martin.krynicky.cz/Uceni/Souvislosti/03\\_Chemie.htm](http://martin.krynicky.cz/Uceni/Souvislosti/03_Chemie.htm)>.
- [14] ŠEDIVÝ, M.: *Chemie* [online]. 2006 [cit. 2009-06-15]. Dostupné z WWW: <<http://www.nicotna.osoba.cz/chemie>>.
- [15] STRÁNSKÝ, P.: *Chemie – Gymnázium* [online]. 2007 [cit. 2009-06-15]. Dostupné z WWW: <<http://www.gvi.cz/index.php?o=1000279>>.

- [16] CANOV, M.: *Vítejte na nejlepším, nejkrásnějším, nejchvatnějším chemickém webu, který kdy byl stvořen* [online]. 2009 [cit. 2009-06-15]. Dostupné z WWW: <<http://www.jergym.hiedu.cz/~canovm/>>.
- [17] MACKERLOVÁ, M.: *Úvodní strana*. [online]. [cit. 2009-06-15]. Dostupné z WWW: <<http://pantik.sweb.cz/M.Mackerlová-chemie.html>>.
- [18] KLEMENTOVÁ, Š.: *Rovnováhy – obecný základ* [online]. 2006 [cit. 2009-06-15]. Dostupné z WWW: <[http://rum.bf.jcu.cz/public/fyzikala/texty\\_opravene/08-Rovnovahy-obecny\\_zaklad\\_\(opraveno\)r.doc](http://rum.bf.jcu.cz/public/fyzikala/texty_opravene/08-Rovnovahy-obecny_zaklad_(opraveno)r.doc)>.
- [19] VLAS, T.: *Projekt Alfa*. [online]. 2009 [cit. 2009-06-15]. Dostupné z WWW: <<http://projektalfa.ic.cz/>>.
- [20] ŠÍMA, J.: *Index*. [online]. [cit. 2009-06-15]. Dostupné z WWW: <<http://tomcat.prf.jcu.cz/sima/>>.
- [21] WWW.NEBEZPECNACHEMIE.ESTRANKY.CZ: *Srážecí reakce* [online]. 2009 [cit. 2009-06-15]. Dostupné z WWW: <<http://www.nebezpecnachemie.estranky.cz/stranka/srazeci-reakce/>>.
- [22] KLEMENTOVÁ, Š.: *Fázové změny, fázové rovnováhy, fázové diagramy* [online]. 2006 [cit. 2009-06-15]. Dostupné z WWW: <[http://rum.bf.jcu.cz/public/fyzikala/texty\\_opravene/07\\_Fazove\\_zmeny,fazove\\_diagramy\\_\(opraveno\)r.doc](http://rum.bf.jcu.cz/public/fyzikala/texty_opravene/07_Fazove_zmeny,fazove_diagramy_(opraveno)r.doc)>.
- [23] MUDROCHOVÁ, H.: *Fázové rovnováhy*. [online]. 2006 [cit. 2009-06-15]. Dostupné z WWW: <[http://www.sps-ul.cz/lib/exe/fetch.php/pro\\_studenty:fazove\\_rovnovahy.ppt](http://www.sps-ul.cz/lib/exe/fetch.php/pro_studenty:fazove_rovnovahy.ppt)>.
- [24] VYSOKÁ ŠKOLA CHEMICKO-TECHNOLOGICKÁ V PRAZE: *10 Fázové rovnováhy*. [online]. [cit. 2009-06-15]. Dostupné z WWW: <<http://www.vscht.cz/fch/prikkladnik/prikkladnik/p.10.html>>.
- [25] XANTINA [online]. 2005 [cit. 2009-06-15]. Dostupné z WWW: <<http://xantina.hyperlink.cz/>>.
- [26] KLEMENTOVÁ, Š.: *Oxidačně – redukční procesy, elektrochemie*. [online]. 2006 [cit. 2009-06-15]. Dostupné z WWW: <[http://rum.bf.jcu.cz/public/fyzikala/texty\\_opravene/12Oxidacne-redukcnideje,elektrochemie\(opraveno\)r.doc](http://rum.bf.jcu.cz/public/fyzikala/texty_opravene/12Oxidacne-redukcnideje,elektrochemie(opraveno)r.doc)>.
- [27] KUČERA, V.: *Vývoj galvanických článků*. [online]. 2006 [cit. 2009-06-15]. Dostupné z WWW: <[http://sf.zcu.cz/rocnik04/cislo03/cislo3.967/w\\_galcl.html](http://sf.zcu.cz/rocnik04/cislo03/cislo3.967/w_galcl.html)>.
- [28] GALVANICKÉ ČLÁNKY [online]. [cit. 2009-06-15]. Dostupné z WWW: <<http://dragonadam.wz.cz/>>.
- [29] FYZIKA V POKUSECH [online]. [cit. 2009-06-15]. Dostupné z WWW: <<http://www.fyzikavpokusech.info/voda/elektrolyza/>>.

[30] REICHMANN, D.: *Stránky chemického praktika* [online]. [cit. 2009-06-15]. Dostupné z WWW: <<http://reichmann.wz.cz/chemie/>>.

[31] MACHAČNÝ, J.: *Rtuťová elektrolyza solanky* [online]. [cit. 2009-06-15]. Dostupné z WWW: <<http://www.pglibc.cz/files/chv/elektrolyza/hlavni.html>>.

[32] ÚSTAV CHEMIE FAKULTY TECHNOLOGICKÉ UTB VE ZLÍNĚ: *Sestavování rovnic oxidačně-redukčních reakcí* [online]. [cit. 2009-06-15]. Dostupné z WWW: <[http://www.chemie.utb.cz/studpom/priulo/07\\_redox.pdf](http://www.chemie.utb.cz/studpom/priulo/07_redox.pdf)>.

[33] WWW.NEBEZPECNACHEMIE.ESTRANKY.CZ: *Kovy a redoxní reakce* [online]. 2009 [cit. 2009-06-15]. Dostupné z WWW: <<http://www.nebezpecnachemie.estranky.cz/stranka/kovy-a-redoxni-reakce>>.

[34] FIALA, J.: *PSPad* [freeware program online]. Ver. 4.5.3. c2010. Dostupné z WWW: <<http://www.pspad.com/cz/>>.

[35] ADOBE SYSTEMS: *Adobe Dreamweaver* [program na CD-ROM]. Ver. CS3. c2007.

[36] ADOBE SYSTEMS: *Adobe Flash Professional* [program na CD-ROM]. Ver. CS3. c2007.

[37] ADOBE SYSTEMS: *Adobe Photoshop* [program na CD-ROM]. Ver. CS3. c2007.

[38] ACD/LABS: *ChemSketch* [freeware program online]. Ver. 12. c2009. Dostupné z WWW: <<http://www.acdlabs.com/download/>>.

[39] MICROSOFT CORPORATION: *MS Office 2003 Professional* [sada programů na CD-ROM]. c2003.

[40] PDFFORGE.ORG: *PDFCreator* [freeware program online]. Ver. 0.9.9. c2009. Dostupné z WWW: <<http://www.pdfforge.org/pdfcreator>>.

[41] PINNACLE SYSTEMS: *Pinnacle Studio 12* [program na CD-ROM]. Ver. 12. c2008.

[42] ERIGHTSOFT: *SUPER* © [freeware program online]. Ver. v2010.build.37. c2010. Dostupné z WWW: <<http://www.erightsoft.com/SUPER.html>>.

[43] LONGTAIL VIDEO: *JW Player* [program pod licencí creative commons 3.0 online]. Ver. 5.1. c2010. Dostupné z WWW: <<http://www.longtailvideo.com/players/jw-flv-player/>>.

[44] OPERA SOFTWARE ASA: *Opera* [freeware program online]. Ver. 10.51. c2010. Dostupné z WWW: <<http://www.opera.com/>>.

[45] OPERA SOFTWARE ASA: *Opera Mobile* [freeware program online]. Ver. 10. c2010. Dostupné z WWW: <<http://www.opera.com/>>.

[46] MOZILLA.ORG: *Mozilla Firefox*. [program pod licencí creative commons 3.0 online]. Ver. 3.6. c2010. Dostupné z WWW: <<http://firefox.mozilla.cz/>>.

- [47] MICROSOFT CORPORATION: *Internet Explorer 8*. Ver. 8. [freeware program online]. c2009. Dostupné z WWW: <<http://www.microsoft.com>>.
- [48] GOOGLE: *Google Chrome* [freeware program online]. Ver. 4.1. c2010. Dostupné z WWW: <<http://www.google.com/chrome?hl=cs>>.
- [49] APPLE: *Safari* [freeware program online]. Ver. 4. c2010. Dostupné z WWW: <<http://www.apple.com/safari/>>.
- [50] ULTIMA PRIME: *Total Commander Ultima Prime* [shareware program online]. Ver. 5. c2009. Dostupné z WWW: <<http://tcup.pl/>>.
- [51] PAUK, F.: *Mineralogie, petrografie a geologie: pro I. ročník gymnázií*. 3. vydání. Praha: SPN, 1969, 389 s.
- [52] VACÍK, J.: *Obecná chemie*. Praha: SPN, 1986, 303 s.
- [53] OPEKAR, F. a kol.: *Základní analytická chemie: pro studenty, pro něž analytická chemie není hlavním studijním oborem*. Praha: Karolinum, 2003, 201 s. ISBN 80-246-0553-8.
- [54] BÁRTA, M.: *Jak (ne)vyhodit školu do povětří*. Brno: Didaktis, 2004, 96 s. ISBN 80-86285-99-5.
- [55] ŠIBOR, J.: *Toxicita a rizika*. [online]. 2006 [cit. 2009-06-15]. Dostupné z WWW: <[http://svp.muni.cz/hledani.php?ret=toxi&hl\\_vsechno=1](http://svp.muni.cz/hledani.php?ret=toxi&hl_vsechno=1)>.
- [56] LÉKAŘI-ONLINE.CZ: *Vyšetřovací metody v gastroenterologii*. [online]. 2008 [cit. 2009-06-15]. Dostupné z WWW: <<http://www.lekari-online.cz/vnitri-lekarstvi/zakroky/vysetrovaci-metody-v-gastroenterologii>>.
- [57] BÁRTA, M.: *Jak (ne)vyhodit školu do povětří 2*. Brno: Didaktis, 2005, 96 s. ISBN 80-7358-017-9.
- [58] KLEMENTOVÁ, Š.: *Fázové změny, fázové rovnováhy, fázové diagramy* [online]. 2006 [cit. 2009-06-15]. Dostupné z WWW: <[http://rum.bf.jcu.cz/public/fyzikala/texty\\_opravene/07\\_Fazove\\_zmeny,fazove\\_diagramy\\_\(opraveno\)r.doc](http://rum.bf.jcu.cz/public/fyzikala/texty_opravene/07_Fazove_zmeny,fazove_diagramy_(opraveno)r.doc)>.
- [59] ZUSKOVÁ, I.: *Soustava kapalina + tuhá látka*. [online]. 2005 [cit. 2009-06-15]. Dostupné z WWW: <<http://web.natur.cuni.cz/~zuskova/>>.
- [60] KOTALA, T.: *Oxidačně redukční reakce*. [online]. [cit. 2009-06-15]. Dostupné z WWW: <<http://oldwww.chemik-online.com/view.php?cislocclanku=2004071501>>.
- [61] CLARK, J.: *An Introduction to Redox Equilibria and Electrode Potentials* [online]. 2002 [cit. 2009-06-15]. Dostupné z WWW: <<http://www.chemguide.co.uk/physical/redoxeqia/introduction.html>>.
- [62] UNIVERSITY OF CAMBRIDGE: *Batteries* [online]. 2005 [cit. 2009-06-15]. Dostupné z WWW: <<http://www.doitpoms.ac.uk/tlplib/batteries/index.php>>.

- [63] RADIOSHACK CORPORATION: *Alkaline Manganese Dioxide Batteries* [online]. 2004 [cit. 2009-06-15]. Dostupné z WWW: <[http://support.radioshack.com/support\\_tutorials/batteries/bt-alk-main.htm](http://support.radioshack.com/support_tutorials/batteries/bt-alk-main.htm)>.
- [64] RADIOSHACK CORPORATION: *Lead Acid Batteries* [online]. 2004 [cit. 2009-06-15]. Dostupné z WWW: <[http://support.radioshack.com/support\\_tutorials/batteries/bt-ldac-main.htm](http://support.radioshack.com/support_tutorials/batteries/bt-ldac-main.htm)>.
- [65] CETTRA.CZ: *Jak na baterie NiCd a NiMH* [online]. 2008 [cit. 2009-06-15]. Dostupné z WWW: <<http://www.cettra.cz/vysilacky-radiostanice/MOTOROLA/Informace-o-radiostanicich-vysilackach/Jak-na-baterie--NiCd/20>>.
- [66] CETTRA.CZ: *Lithiové akumulátory* [online]. 2008 [cit. 2009-06-15]. Dostupné z WWW: <<http://www.cettra.cz/vysilacky-radiostanice/MOTOROLA/Informace-o-radiostanicich-vysilackach/Co-s-Li-Ion-clanky/22>>.
- [67] CETTRA.CZ: *Informace o bateriích NiCd, NiMh a LiIon* [online]. 2008 [cit. 2009-06-15]. Dostupné z WWW: <<http://www.cettra.cz/vysilacky-radiostanice/MOTOROLA/Informace-o-radiostanicich-vysilackach/Baterie-NiCd-a-LiIon/9>>.
- [68] DVOŘÁK, O: *Palivové články* [online]. 2002 [cit. 2009-06-15]. Dostupné z WWW: <<http://www.akademon.cz/source/fc.htm#v>>.
- [69] ŠONKA, J.: *Palivový článek na měsíc provozu notebooku* [online]. 2006 [cit. 2009-06-15]. Dostupné z WWW: <<http://notebook.cz/clanky/kratke-zpravy/2006/061230-Samsung-fuel-cell>>.
- [70] ROŠKANIN, M.: *Vodík – hudba budoucnosti. PETROL magazín* [online]. 2008, 4, [cit. 2009-06-15]. Dostupný z WWW: <[http://www.petrol.cz/magazin/pm042008/alternativa4\\_08.pdf](http://www.petrol.cz/magazin/pm042008/alternativa4_08.pdf)>.
- [71] NAVRÁTIL, I.: *Vodík – palivo budoucnosti* [online]. 2006 [cit. 2009-06-15]. Dostupné z WWW: <<https://www.stag.utb.cz/apps/stag/dipfile/index.php?download=2863>>.
- [72] PAZDERA, J.: *Vylepšený palivový článek* [online]. 2008 [cit. 2009-06-15]. Dostupné z WWW: <[http://www.osel.cz/index.php?obsah=6&akce=showall&clanek=3578&id\\_c=99610#diskuze](http://www.osel.cz/index.php?obsah=6&akce=showall&clanek=3578&id_c=99610#diskuze)>.
- [73] TECHMANIA: *Využití elektrolýzy* [online]. 2008 [cit. 2009-06-15]. Dostupné z WWW: <[http://www.techmania.cz/edutorium/art\\_exponaty.php?xkat=fyzika&xser=456c656b74f8696e612061206d61676e657469736d7573h&key=408](http://www.techmania.cz/edutorium/art_exponaty.php?xkat=fyzika&xser=456c656b74f8696e612061206d61676e657469736d7573h&key=408)>.
- [74] WAGNER, V.: *Rychlý jaderný reaktor BN600 – spolehlivý civilní služebník* [online]. 2008 [cit. 2009-06-15]. Dostupné z WWW: <<http://www.osel.cz/index.php?clanek=3471>>.
- [75] STRAKA, J.: *Sodík* [online]. 2009 [cit. 2009-06-15]. Dostupné z WWW: <<http://www.tabulka.cz/prvky/ukaz.asp?id=11>>.

[76] KOTEK, L.: *Výroba vodíku - přehled metod* [online]. 2005 [cit. 2009-06-15]. Dostupné z WWW: <<http://vodik.czweb.org/view.php?cisloclanku=2005120501>>.

[77] MESSER: *Acetylen: Optimální plyn pro autogenní technologie* [online]. 2005 [cit. 2009-06-15]. Dostupné z WWW: <[http://www.messergroup.com/cz/Prospekty/Sva\\_ov\\_n\\_\\_a\\_d\\_len\\_\\_materi\\_1\\_/Acetylen1.pdf](http://www.messergroup.com/cz/Prospekty/Sva_ov_n__a_d_len__materi_1_/Acetylen1.pdf)>

[78] NOVOTNÝ, J. a kol.: *Technologie I*. 2. vydání. Praha: ČVUT, 2006, 227 s. ISBN 80-01-02351-6.

[79] WEBELEMENTS: *Titanium: the essentials* [online]. 2009 [cit. 2009-06-15]. Dostupné z WWW: <<http://www.webelements.com/titanium/>>.

[80] ÚSTAV KOVOVÝCH MATERIÁLŮ A KOROZNÍHO INŽENÝRSTVÍ: *Korozní inženýrství* [online]. 2002 [cit. 2009-06-15]. Dostupné z WWW: <[http://www.vscht.cz/met/stranky/vyuka/labcv/korozni\\_inzenyrstvi\\_se/koroze/s\\_izdroj.htm](http://www.vscht.cz/met/stranky/vyuka/labcv/korozni_inzenyrstvi_se/koroze/s_izdroj.htm)>.