

Univerzita Karlova v Praze  
Přírodovědecká fakulta

Katedra učitelství a didaktiky chemie  
Učitelství chemie pro střední školy



**Mgr. Denisa Velgová**

**Acidobazické děje**  
**Prezentace v programu PowerPoint pro střední školy**

**Acid-base process**  
**PowerPoint presentation for secondary schools**

Diplomová práce

Vedoucí závěrečné práce: Prof. RNDr. Hana Čtrnáctová, CSc

Praha 2011

**Prohlášení:**

Prohlašuji, že jsem diplomovou práci vypracovala samostatně v letech 2008–2011 a že jsem uvedla veškeré použité informační zdroje a literaturu. Zároveň potvrzuji, že tato práce ani její podstatná část nebyla předložena k získání jiného nebo stejného akademického titulu.

V Praze, 31.8.2011

Denisa Velgová

**Poděkování:**

V úvodu své práce bych chtěla poděkovat všem osobám, které mě svou radou, pomocí a podporou pomohli k mému úspěšnému zakončení.

Jmenovitě především Prof. RNDr. Haně Čtrnáctové, CSc. za trpělivost a pomoc s řešením odborných problémů.

# Obsah

|   |           |
|---|-----------|
| <b>Abstrakt a klíčová slova .....</b>   | <b>04</b> |
| <b>1. Úvod .....</b>  | <b>05</b> |
| <b>2. Cíle práce .....</b>  | <b>05</b> |
| <b>3. Teoretická část .....</b>   | <b>06</b> |
| 3.1. Historie a současnost výuky (nejen) chemie v ČR .....                            | 06        |
| 3.2. Acidobazické děje v kurikulárních dokumentech .....                              | 07        |
| 3.2.1. Acidobazické děje v Rámcovém vzdělávacím programu pro gymnázia .....           | 07        |
| 3.2.2. Acidobazické děje v Katalogu požadavků k maturitní zkoušce z chemie .....      | 08        |
| 3.2.3. Acidobazické děje ve Školních vzdělávacích programech vybraných gymnázií ..... | 09        |
| 3.3. Rešerše středoškolských učebnic chemie .....                                     | 13        |
| 3.4. Využití prostředků multimediální techniky ve výuce přírodovědných předmětů ..... | 14        |
| 3.5. PowerPointové prezentace jako didaktický prostředek ve výuce chemie .....        | 16        |
| 3.6. Zásady tvorby a efektivního používání výukových prezentací .....                 | 18        |
| <b>4. Praktická část .....</b>  | <b>20</b> |
| 4.1. PowerPointové prezentace na téma Acidobazické děje .....                         | 20        |
| 4.2. Rozsah učiva a struktura prezentací .....  | 20        |
| 4.3. Výuková prezentace Kyseliny a zásady I .....                                     | 21        |
| 4.4. Výuková prezentace Kyseliny a zásady II .....                                    | 32        |
| 4.5. Výuková prezentace Síla kyselin a zásad I .....                                  | 44        |
| 4.6. Výuková prezentace Síla kyselin a zásad II .....                                 | 55        |
| 4.7. Výuková prezentace Hydrolýza solí .....  | 74        |
| <b>5. Diskuze .....</b>   | <b>88</b> |
| <b>6. Závěr .....</b>   | <b>91</b> |
| <b>7. Informační zdroje a použitý software .....</b>                                  | <b>93</b> |
| 7.1. Seznam literatury .....  | 93        |
| 7.2. Seznam internetových zdrojů .....  | 95        |
| 7.3. Seznam zdrojů obrázků použitých pro tvorbu prezentací .....                      | 95        |
| 7.4. Seznam použitých počítačových programů .....                                     | 96        |

## Abstrakt

V současné době se neustále zvyšují požadavky na kvalitu výuky přírodovědných předmětů na středních školách. Hodinová dotace je však relativně omezená. Použití prezentací je jednou z cest jak zefektivnit vyučovací proces a plně využít možností aktivizačních a motivačních metod výuky.

Cílem této diplomové práce je vytvořit soubor prezentací zpracovaných v programu MS PowerPoint, které jsou zaměřeny na část obecné chemie, konkrétně téma Acidobazické děje v rozsahu učiva čtyřletého gymnázia, resp. vyššího stupně gymnázia víceletého. Prezentace jsou vytvořeny tak, aby byly využitelné v procesu reálné výuky chemie na středních školách.

Učivo je rozděleno do pěti kapitol, jedna kapitola odpovídá jedné prezentaci. Každá prezentace je opatřena průvodním textem ve snaze usnadnit orientaci případnému uživateli. Elektronická verze prezentací je přiložena k práci.

### Klíčová slova:

středoškolské učivo chemie, obecná chemie, acidobazické děje, aktivizace žáků, PowerPointová prezentace

## Abstract

At the present time, the requirements for the quality of nature sciences education in secondary schools are steadily increasing. However, the time approbation for teaching is relatively limited. Using presentations is going to be a possible way to increase the effectiveness of educational process and to take the full advantage of teaching methods which have positive effect on the motivation and activation of students.

The goal of this Diploma work is to create a collection of teaching presentations in the MS PowerPoint application with a view to a part of general chemistry, i.e. the theme Acid-base process in the curriculum for four-year grammar schools or alternatively for higher years of longer grammar schools. These presentations are processed to be used in the real chemistry lessons in secondary schools.

The subject matter of the curriculum is divided into five chapters, one chapter corresponds to one presentation. In order to facilitate the orientation of potential user every presentation is provided with an accompanying text. The electronic version of presentations is attached to Diploma work.

### Keywords:

secondary school chemistry, general chemistry, acid-base process, student motivation, PowerPoint presentation



# 1. Úvod

V současné době se neustále zvyšují požadavky na kvalitu výuky přírodovědných předmětů na středních školách. Souvisí to do značné míry i s rozvojem vědy a techniky a stále rostoucím množstvím poznatků. Hodinová dotace je však relativně omezená. Na druhou stranu se ale postupně zlepšuje materiální vybavení škol a většinou již patří k běžnému standardu, že odborné učebny jsou opatřeny multimediální technikou.

Není sporu o tom, že chemie na středních školách patří k obtížnějším, a bohužel také k méně oblíbeným, předmětům. Jistě to souvisí s poměrně značnou teoretickou náročností učiva, ale také často i s tím, že je ve výuce věnováno méně času experimentální práci pedagoga a žáků, s malou atraktivností metod výuky a s neznalostí praktického využití získaných poznatků.

Použití prezentací ve výuce chemie je jednou z možností řešení této situace. Vhodně zpracovaná prezentace umožňuje zefektivnit výuku a začlenit mnoho názorných prvků, např. grafy, tabulky, schémata, obrázky nebo jednoduché animace. Při tvorbě prezentací lze využít i videozáznamů chemických pokusů, které z časových, finančních nebo jiných důvodů není možno demonstračně předvádět během hodiny. Nelze také pominout výrazný přínos použití multimediální techniky k zatraktivnění výuky a zvýšení motivace studentů.

Náplní mé diplomové práce je zpracování části obecné chemie, konkrétně tématu Acidobazické děje v rozsahu učiva čtyřletého gymnázia, resp. vyššího stupně gymnázia víceletého. Mým úmyslem je vytvořit soubor prezentací zpracovaných v programu MS PowerPoint tak, aby byly využitelné středoškolským učitelem chemie při běžné výuce. Učivo jsem rozdělila do pěti kapitol, jedna kapitola odpovídá jedné prezentaci, které jsou opatřeny průvodním textem zahrnujícím cíle a obsah dané prezentace. Dále pak následuje komentář k jednotlivým snímkům pro snadnější orientaci eventuálního uživatele. Elektronická verze prezentací je přiložena k diplomové práci.

## 2. Cíle práce

- analyzovat vymezení obsahu učiva tematického celku Acidobazické děje v kurikulárních dokumentech - Rámcovém vzdělávacím programu pro gymnázia a Katalogu požadavků k maturitní zkoušce z chemie
- porovnat obsah a rozsah učiva a zařazení tematického celku Acidobazické děje do výuky na základě analýzy Školních vzdělávacích programů pěti vybraných gymnázií
- provést rešerši středoškolských učebnic a dalších učebních textů z chemie dostupných na našem trhu z hlediska zpracování učiva tematického celku Acidobazické děje
- analyzovat využití multimediálních prostředků ve výuce přírodovědných předmětů se zaměřením na požadavky pro tvorbu a použití PowerPointových prezentací ve výuce chemie na středních školách
- vytvořit výukové prezentace v programu MS PowerPoint zahrnující středoškolské učivo tematického celku Acidobazické děje použitelné v reálné výuce na středních školách

### 3. Teoretická část

#### 3.1. Historie a současnost výuky (nejen) chemie v ČR

Chemie dnes patří na našich základních školách a na většině typu středních škol k základním vyučovacím předmětům. Nebylo tomu tak ale vždy. Jako samostatný vyučovací předmět se objevila zhruba v první polovině 19. století a teprve po 2. světové válce se stala povinným předmětem na všech typech všeobecně vzdělávacích škol. [Čtrnáctová, 1998] Pojetí její výuky prošlo za tu dobu různými obměnami, není ale účelem této práce provádět historický rozbor systému výuky chemie v Čechách.

Vzhledem k mému datu narození se v krátkosti zmíním pouze o období počínajícím rokem 1976. Tehdy vstoupila v platnost nová školská reforma a postupně byla realizována na základních i středních školách. Chemie se vyučovala v 7. a 8. ročníku ZŠ a 1. až 3. ročníku gymnázií. Byly vypracovány nové učební osnovy a vydány jim odpovídající učebnice. [Čtrnáctová, 1998] Tyto učební texty již dnes sice nesplňují všechny požadavky kladené na výuku chemie, přesto se ale domnívám, že stále mohou posloužit učitelé jako příručka při přípravě na hodinu.

Po roce 1989 došlo v celé naší společnosti k velkým změnám, které logicky musely zasáhnout i do oblasti školství. Postupně začaly vznikat soukromé a církevní školy, byla zavedena víceletá gymnázia a výrazně se změnila zejména oblast středoškolského vzdělávání. Toto vše si ve svém důsledku vynutilo reformu stávajícího školského systému. První kroky by se možná daly hodnotit jako poněkud živelné. Původní osnovy zůstaly v platnosti, ale nikoliv již jako závazné a učitelé si mohli své učební plány téměř volně přizpůsobovat. Z hlediska používaných učebních textů byl počáteční nedostatek vhodných učebnic postupně nahrazen poměrně širokým spektrem učebnic nových. Jejich pojetí je však značně různorodé, liší se uspořádáním učiva, grafickou úpravou i zařazením učebních úloh a návodů k laboratorním pracím. Postupně to vedlo k tomu, že výstupy z jednotlivých škol nebyly srovnatelné. [Čtrnáctová, 1998; Urbanová, 2006]

Prvním krokem k sjednocení bylo vydání Standardů základního vzdělávání (1995) a Standardů vzdělávání ve čtyřletém gymnáziu (1996). Tyto dokumenty vymezily vzdělávací cíle a kmenové učivo, které si žáci mají v jednotlivých předmětech osvojit. Koncem tohoto období byly vydány Učební dokumenty pro základní školy a Učební dokumenty pro nižší a vyšší gymnázia (1999). V podstatě se jednalo o opětovné zavedení učebních plánů a osnov navazujících na předcházející Standardy. Uvádějí charakteristiku a cíle vyučovacích předmětů, náplň učiva, specifikují přístupy k obsahu a organizaci výuky a stanovují minimální povinnou hodinovou dotaci příslušející jednotlivým předmětům. [MŠMT-Standard vzdělávání, 1996; MŠMT-Učební dokumenty, 1999]

V souladu s novými principy, zformulovanými v Národním programu rozvoje vzdělávání v ČR (Bílá kniha) a zakotvenými v zákoně č. 561/2004 Sb. (Školský zákon), byly posléze vydány Rámcové vzdělávací programy (RVP) pro předškolní, základní a gymnaziální vzdělávání (2007). Rámcové vzdělávací programy jsou v zásadě koncipovány obdobně jako výše zmíněné Učební dokumenty a stanovují základní vzdělávací úroveň pro všechny absolventy daného stupně škol. Vycházejí z koncepce celoživotního vzdělávání a hlavní důraz je kladen na tzv. klíčové kompetence, nebo-li soubor vědomostí, dovedností, schopností, postojů a hodnot důležitých pro osobnostní rozvoj jedince a jeho budoucí uplatnění v praktickém životě. Významným přínosem této koncepce je zavedení Školních vzdělávacích programů (ŠVP). Vycházejí ze zásad stanovených v RVP, ale jejich zpracování je v kompetenci ředitelů škol. Vzniká tak prostor umožňující školám pružněji reagovat na aktuální vzdělávací potřeby žáků a organizační možnosti školy. Od školního roku 2007/2008

nabyly platnosti ŠVP pro základní školy a nižší stupeň víceletých gymnázií a od školního roku 2009/2010 i pro první ročníky gymnázií čtyřletých. [VÚP Praha-RVP G, 2007]

Završením celého procesu reformy českého školství by měla být nová podoba státní maturitní zkoušky. Doposud byla její forma v zásadě v režii jednotlivých škol a její výsledky tak nebyly srovnatelné. Rodila se dlouho a obtížně, ale její zavedení, zejména v souvislosti s existencí výše zmiňovaných Školních vzdělávacích programů, se zdá být nezbytné. Nová maturita sestává ze dvou částí, společné státní a profilové školní části, jejíž náplň je v kompetenci dané školy. Každá škola je ze zákona povinna připravit své studenty na zvládnutí základní úrovně společné části státní maturitní zkoušky, která prověřuje minimum znalostí a dovedností každého maturanta bez ohledu na typ střední školy, kterou navštěvuje. Případné absolvování vyšší úrovně je na rozhodnutí studenta. Chemie je, vzhledem ke své specifčnosti, zařazena mezi nepovinně volitelné předměty státní části a je nabízena v jediné, a to vyšší úrovni obtížnosti. Důležitou příručkou každého učitele i žáka jsou Katalogy požadavků k maturitní zkoušce, které vycházejí z platných pedagogických dokumentů (viz výše) a definují maturitní požadavky tak, aby si je studenti mohli osvojit bez ohledu na typ navštěvované školy a programového dokumentu, z něhož vychází její studijní program. [CERMAT-maturitní portál, 2010; MŠMT-Katalog požadavků, 2008]

Ve školním roce 2010/2011 nově pojatou maturitní zkoušku absolvovali první studenti středních škol. Domnívám se proto, že je příliš brzy posuzovat, zda je zvolená forma vyhovující, či zda koncepce státních maturit dozná dalších změn. Jedním z jejích nesporných přínosů ale je předpoklad, že úspěšné zvládnutí vyšší úrovně státní části maturitní zkoušky by mohlo do budoucna sloužit i jako jedno z kritérií v přijímacím řízení pro studium na vysokých školách.

## 3.2. Acidobazické děje v kurikulárních dokumentech

V předcházející kapitole jsem uvedla, že počínaje školním rokem 2009/2010 jsou pro výuku na vyšších stupních víceletých gymnázií a na gymnáziích čtyřletých závaznými učebními dokumenty Rámcové vzdělávací programy, které stanovují obecný rámec vzdělávání. Jedná se o Rámcový vzdělávací program pro gymnázia (RVP G) a Rámcový vzdělávací program pro gymnázia se sportovní přípravou (RVP GSP). Na jejich základě školy vypracovávají své Školní vzdělávací programy ve formě učebních plánů a osnov jednotlivých vyučovacích předmětů. Dalším důležitým dokumentem, který by měl mít každý učitel k dispozici, jsou Katalogy požadavků k maturitní zkoušce. Proto se v následující části práce věnuji vymezení tematického celku Acidobazické děje v těchto dokumentech.

### 3.2.1. Acidobazické děje v Rámcovém vzdělávacím programu pro gymnázia

Vzdělávací obsah vymezený v RVP G je rozdělen do osmi vzdělávacích oblastí. Chemie (společně s fyzikou, biologií, geologií a geografii) je zařazena do oblasti Člověk a příroda. Minimální hodinová dotace celé oblasti činí 36 hodin za čtyři roky a RVP G stanovuje tyto předměty jako povinné pro 1. a 2. ročník studia. Zahrnuje také pět průřezových témat, která jsou povinnou součástí vzdělávání. Jejich účelem je doplňovat a propojovat poznatky, které si žáci během studia osvojili a podílet se na formování jejich jednání, postojů a systému hodnot. Z hlediska výuky chemie je nejvýznamnějším průřezovým tématem Environmentální výchova, konkrétně tematický okruh Člověk a životní prostředí. [VÚP Praha-RVP G, 2007]

V RVP G je vzdělávací obsah chemie rozdělen na chemii obecnou, anorganickou, organickou a biochemii. Acidobazické děje jsou částí obecné chemie, jejíž očekávané výstupy a učivo je vymezeno následovně.

1) Učivo

- soustavy látek a jejich složení
- veličiny a výpočty v chemii
- stavba atomu
- periodická soustava prvků
- chemická vazba a vlastnosti látek
- tepelné změny při chemických reakcích
- rychlost chemických reakcí a chemická rovnováha

2) Výstupy (žák)

- využívá odbornou terminologii při popisu látek a vysvětlování chemických dějů
- provádí chemické výpočty a uplatňuje je při řešení praktických problémů
- předvídá vlastnosti prvků a jejich chování v chemických procesech na základě poznatků o periodické soustavě prvků
- využívá znalostí o částicové struktuře látek a chemických vazbách k předvídání některých fyzikálně-chemických vlastností látek a jejich chování v chemických reakcích

RVP G stanovuje pouze obecný závazný rámec vzdělávání, detailnější rozpracování se předpokládá ve Školních vzdělávacích programech. Konkrétní vymezení rozsahu učiva tematického celku Acidobazické děje zde není k dispozici.

### 3.2.2. Acidobazické děje v Katalogu požadavků k maturitní zkoušce z chemie

Katalogy požadavků k maturitní zkoušce jsou vydávány jednotlivě pro každý z maturitních předmětů a obsahují informace nezbytné pro učitele i studenty středních škol. Přinášejí základní specifikaci zkoušky, požadavků na očekávané znalosti a dovednosti, které budou ověřovány při maturitní zkoušce a příklady testových úloh. [MŠMT-Katalog požadavků, 2008]

Katalog požadavků k maturitní zkoušce z chemie tyto znalosti a dovednosti rozděluje do tří kategorií: znalost s porozuměním, aplikace poznatků a řešení problémů, práce s informacemi. Požadavky jsou zde konkretizovány podle běžného členění tematických okruhů vyučovaných v chemii. Požadované znalosti a dovednosti z obecné chemie jsou specifikovány následovně.

1) Tematické okruhy

- látky a soustavy látek
- důležité veličiny a základní výpočty v chemii
- chemické prvky a periodická soustava
- struktura a vlastnosti prvků a sloučenin
- **chemický děj a jeho zákonitosti**
- **chemická rovnováha**
- chemické látky a chemické přípravky z hlediska bezpečnosti a hygieny práce (chemie kolem nás)
- interpretace údajů v prostředí kolem nás pomocí chemických veličin (chemie kolem nás)
- jaderné přeměny a chemické reakce v praxi (chemie kolem nás)

## 2) Konkretizace požadavků

- **objasnit podstatu průběhu acidobazické (protolytické) reakce**
- vysvětlit průběh acidobazického (protolytického) děje pomocí Brønstedovy teorie kyselin a zásad
- definovat disociační konstantu kyseliny  $K_A$  a zásady  $K_B$ , porovnat sílu kyselin (zásad) podle hodnot  $K_A$  ( $K_B$ )
- zapsat rovnici daného protolytického děje, vyznačit konjugované páry a vztah pro disociační konstantu dané kyseliny (zásady)
- vymežit pojmy amfoterní látka, amfion (obojetný ion) a autoprotolýza, zapsat rovnici autoprotolýzy vody, definovat iontový součin vody  $K_V$  a pH
- klasifikovat roztoky podle hodnoty pH (kyselé, neutrální a zásadité), vypočítat pH roztoků silných kyselin a zásad ze známé koncentrace iontů  $H_3O^+$  a  $OH^-$  v jejich roztocích a naopak
- vysvětlit podstatu hydrolyzy solí a využít poznatky o hydrolyze k rozdělení daných vodných roztoků solí na kyselé, neutrální a zásadité

Jsem si vědoma faktu, že uvedené tematické okruhy jsou vzájemně propojeny a jednotlivé znalosti a dovednosti na sebe navazují. Obecná chemie navíc tvoří základ i pro úspěšné zvládnutí učiva v ostatních oblastech chemie. Nemyslím však, že by na tomto místě bylo nutné konkretizovat všechny požadavky tak, jak jsou uváděny v Katalogu. Proto jsem vybrala pouze ty, které jsou nezbytné z hlediska výběru obsahu učiva pro mou práci. Případnému zájemci o detailnější informace je Katalog požadavků k dispozici na internetových stránkách Centra pro zjišťování výsledků ve vzdělávání a na maturitním portálu Nová maturita (viz seznam internetových zdrojů).

Závěrem tedy lze říci, že v Katalogu požadavků jsou relativně podrobně specifikovány potřebné znalosti a dovednosti žáků, kteří uvažují o vykonání maturitní zkoušky z chemie. Je pravda, že se jedná jen určitou část studentů gymnázia. Domnívám se ale, že Katalog požadavků, společně s rešerší některých učebnic chemie a Školních vzdělávacích programů vybraných gymnázií, mi bude sloužit jako důležité kritérium k orientaci při tvorbě výukových prezentací na téma Acidobazické děje.

### 3.2.3. Acidobazické děje ve Školních vzdělávacích programech vybraných gymnázií

System výuky na vyšším stupni víceletých gymnázií a na gymnáziích čtyřletých by měl ve svém výsledku zajistit, že absolventi budou vybaveni klíčovými kompetencemi a všeobecným rozhledem na úrovni středoškolsky vzdělaného člověka a budou připraveni pro další rozvoj své osobnosti a budoucí uplatnění ve společnosti. Předpokládá se, že velké procento z nich bude pokračovat ve studiu na vysokých školách či jiných institucích terciárního vzdělávání. Smyslem práce učitele na gymnáziu není jen předat žákům co nejvíce fakt a dat, ale vybavit je vyváženou strukturou vědění, naučit je propojovat jednotlivé informace a motivovat je k celoživotnímu vzdělávání. K tomuto cíli směřuje celá nová koncepce vzdělávání na základních a středních školách v ČR. [VÚP Praha-RVP G, 2007]

Zavedení Školních vzdělávacích programů, které si školy tvoří v souladu se závaznými Rámcovými vzdělávacími plány, jim poskytlo prostor pro variabilitu řešení učebních plánů, které mohou zohledňovat rozdílné potřeby žáků a možnosti či profilaci školy. Umožňují učitelům vytvořit takový učební plán, který podporuje komplexní přístup k realizaci vzdělávacího obsahu, zdůraznění mezipředmětových vztahů a zařazení různých metod a forem výuky. [VÚP Praha-RVP G, 2007] Je pravda, že relativní svoboda při tvorbě ŠVP, konkrétně právě možnost volby různých metod a forem výuky či způsobu zařazení

jednotlivých kapitol učiva do různých ročníků, může v konečném důsledku přinášet jisté problémy ve vztahu k zajištění volné prostupnosti škol během studia. Nicméně existují mechanismy, jak tento problém řešit a domnívám se tedy, že zavedení ŠVP je přínosem pro pedagogy, žáky i jejich rodiče. ŠVP je povinnou součástí dokumentace školy a musí být zveřejněn na přístupném místě, nejčastěji na webových stránkách škol. Rodiče i žáci tak mají možnost získat důležité informace (nejedná se pouze o učební plány a osnovy), které jim umožní vybrat si školu nejlépe odpovídající jejich představám a požadavkům. [Vondráčková, 2011]

Pro porovnání rozsahu učiva a zařazení tematického celku Acidobazické děje do výuky chemie jsem vybrala pět různých Školních vzdělávacích programů dostupných na internetu. Školy jsem volila tak, abych získala vzorek různých typů gymnázií (státní, soukromé, církevní) působících v Praze i v jiných městech ČR. Vzhledem k zaměření plánovaných prezentací, jsem u víceletých studijních programů sledovala pouze poslední čtyři roky, tedy kvintu až oktávu. Výsledky viz **Tabulka 1** (str. 10).

Zvolená gymnázia:

- 1) **Gymnázium prof. Jana Patočky**, Jindřišská 36, Praha 1 - zřizovatel Hlavní město Praha
- 2) **Arcibiskupské gymnázium**, Korunní 586/2, Praha 2 - zřizovatel Arcibiskupství pražské
- 3) **První obnovené reálné gymnázium, s.r.o.**, Lindnerova 3, Praha 8 - zřizovatel Sdružení PRO GYMNAZIUM, občanské sdružení
- 4) **První české gymnázium v Karlových Varech**, Národní 25, Karlovy Vary - zřizovatel Karlovarský kraj
- 5) **Gymnázium Uherské Hradiště**, Velehradská třída 218, Uherské Hradiště - zřizovatel Zlínský kraj

**Tabulka 1:** Porovnání vybraných ŠVP z hlediska rozsahu a zařazení tematického celku Acidobazické děje do výuky

| Gymnázium               | prof. Jana Patočky  | Arcibiskupské gymnázium   | PORG   | Karlovy Vary  | Uherské Hradiště  |
|-------------------------|---|---|--|---|---|
| vzdělávací program      | čtyřletý  | osmiletý  | osmiletý   | čtyřletý  | čtyřletý  |
|                         | osmiletý  |   |  | osmiletý  | osmiletý  |
| celková hodinová dotace | 2,25   3,25   2,25   0  | 2   3   2   0   | 2   2   2   2<br>1,5   0   | 2   2   2   1<br>+   +   +   +<br>1   1   0   1   | 2,5   2,5   2   0   |
| ročník                  | první (kvinta)  | kvinta, sexta   | kvinta   | druhý (sexta)   | druhý (sexta)   |
| učivo a výstupy         | <b>Acidobazické reakce</b><br>- žák rozliší kyselinu a zásadu na základě Arrheniovy teorie a teorie Brønsted-Lowryho<br>- určí pH roztoku silné kyseliny nebo | <b>KVINTA</b><br><b>Vodík, kyslík, voda a vodné roztoky</b><br>(disociace, Arrheniova a Brønstedova teorie kyselin a zásad, | <b>Acidobazické reakce</b><br>(kyseliny a zásady, pH, hydrolyza, neutralizace)<br>- žák odvozuje vnitřní souvislosti mezi strukturou | <b>Rovnováha v acidobazických reakcích</b><br>(teorie kyselin a zásad, kyselina, zásada, disociace, $K_A$ , $pK_A$ , neutralizace, hydrolyza, | <b>Teorie kyselin a zásad</b><br>(pojmy kyselina a zásada, amfoterní látka, neutralizace, pH)<br>- žák vysvětlí princip acidobazických reakcí |

|  |   |  |  |   |   |
|--|---|--|--|---|---|
|  | <p>zásady na základě znalostí jeho koncentrace</p> <p><b>Hydrolyza solí</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- žák popíše chování solí ve vodě</li> <li>- objasní pojem hydrolyza</li> <li>- rozlišuje soli na základě jejich reakce s vodou</li> </ul> | <p>protolytické reakce, neutralizace a hydrolyza)</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- žák analyzuje definice kyselin a zásad a zaujímá stanovisko k obecnější Brønstedově teorii</li> <li>- dokáže vysvětlit obecné pojmy neutralizace ve vodných a nevodných roztocích a hydrolyzu solí na základě Brønstedovy teorie</li> </ul> <p><b>SEXTA</b></p> <p><b>Zákonitosti přeměn výchozích látek na produkty - homogenní a heterogenní rovnováhy</b></p> <p>(dynamická rovnováha, rovnovážná konstanta)</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- žák aplikuje rovnovážný stav na homogenní rovnováhy (protolytické rovnováhy ...)</li> <li>- analyzuje protolytickou rovnováhu vody (autoprotolýzu), rozumí iontovému součinu vody a předpokladům pro výpočet pH</li> </ul> <p><b>Práce s laboratorní technikou</b></p> <p>(stanovení pH)</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- měří a diskutuje hodnoty pH stanovené u roztoků denní potřeby (vodovodní voda, nápoje, mycí a prací prostředky apod.)</li> </ul> | <p>a chováním látek, typem reakcí, jejich průběhem a možností ovlivnění</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- využívá chemickou terminologii při popisu a vysvětlování chemických dějů</li> <li>- provádí chemické výpočty a uplatňuje je při řešení praktických chemických problémů</li> </ul> | <p>konjugovaný pár, autoprotolýza vody, pH, výpočty pH roztoků, neutralizační titrace, acidobazické indikátory)</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- žák provádí chemické výpočty a uplatňuje je při řešení praktických problémů</li> <li>- využívá odbornou terminologii při popisu a vysvětlování chemických dějů</li> <li>- orientuje se ve vzorcích kyselin a zásad</li> <li>- správně odhadne a zapíše průběh neutralizace</li> <li>- zapíše hydrolyzu soli</li> <li>- určí reakci roztoku soli</li> <li>- prakticky určí acidobazickou titrací koncentraci neznámého vzorku kyseliny či zásady</li> <li>- vypočítá jednoduché příklady na pH</li> </ul> | <ul style="list-style-type: none"> <li>- provádí chemické výpočty pH</li> </ul> |
|--|---|--|--|---|---|



|                       |  |  |  |  |   |
|-----------------------|--|--|--|--|---|
| průřezová témata      | <b>Výchova k myšlení v evropských a globálních souvislostech</b><br>- životní prostředí a udržitelný rozvoj  | <b>Environmentální výchova</b><br>(konkrétní propojení s učivem ŠVP neuvádí) | <b>Environmentální výchova, Výchova k myšlení v evropských a globálních souvislostech, Osobnostní a sociální výchova, Mediální výchova</b><br>(konkrétní propojení s učivem ŠVP neuvádí) | <b>Osobnostní a sociální výchova</b><br>- sociální komunikace  | <b>Environmentální výchova</b><br>- člověk a životní prostředí<br><b>Výchova k myšlení v evropských a globálních souvislostech</b><br>- globální problémy, jejich příčiny a důsledky<br><b>Osobnostní a sociální výchova</b><br>- sociální komunikace ... |
| mezipředmětové vztahy | neuveďeno  | matematika   | neuveďeno  | matematika<br>fyzika<br>Člověk a svět práce (pracovně právní vztahy, tržní ekonomika)                  | matematika  |
| volitelné předměty    | přírodovědné semináře v nabídce třetího a čtvrtého ročníku<br><b>3. ročník</b><br>- analytická chemie (titrace)<br>- chemické výpočty (pH slabých kyselin) | přírodovědné semináře v nabídce kvinta až oktáva (bez bližší specifikace)    | volitelné předměty v nabídce kvinta až oktáva (bez bližší specifikace)   | přírodovědné semináře v nabídce třetího (septima) a čtvrtého (oktáva) ročníku (bez bližší specifikace) | přírodovědné semináře v nabídce třetího (septima) a čtvrtého (oktáva) ročníku<br><b>3. ročník</b><br>- Praktická cvičení z chemie (analytická chemie - titrace)<br><b>4. ročník</b><br>- Seminář chemie (viz učivo a výstupy - vymezení totožné)          |
| poznámky              | -  | -  | septima, oktáva<br>- možnost volby mezi dvouletým nebo jednoletým kurzem chemie  | čtvrtý ročník (oktáva)<br>- v druhém pololetí výuka chemie volitelná                                   | -   |

Z výše uvedené tabulky vyplývá následující.

- 1) Z hlediska celkové hodinové dotace a ročníků, v nichž je chemie vyučována, jsou porovnávány školy v zásadě srovnatelné. Výjimkou je pouze gymnázium v Karlových Varech, které věnuje chemii i podílu laboratorních prací ve výuce větší prostor.
- 2) U všech sledovaných škol, které realizují vzdělávání ve čtyřletých i osmiletých vzdělávacích programech, jsou studijní plány pro obě varianty shodné (gymnázia 1, 4, 5).
- 3) Acidobazické děje jsou ve dvou případech zařazeny do výuky v prvním ročníku (gymnázia 1, 3) a ve dvou případech v druhém ročníku (gymnázia 4, 5). Uvedené školy toto téma probírají jako jeden celek a učivo obecné chemie nezbytné k jeho pochopení mu ve výuce předchází. Výjimku tvoří Arcibiskupské gymnázium, kde je tento tematický



celek rozdělen do dvou ročníků (první a druhý) a i členění a posloupnost jednotlivých probíraných témat jsou vcelku atypické.

- 4) Nejčastěji uváděné mezipředmětové vztahy a průřezová témata jsou matematika (případně fyzika), Výchova k myšlení v evropských a globálních souvislostech, Environmentální výchova (v obou případech je akcentována problematika životního prostředí a globálních problémů lidstva) a Osobnostní a sociální výchova.
- 5) Všechna sledovaná gymnázia nabízejí nejpozději ve třetím a čtvrtém ročníku možnost výběru volitelných přírodovědných seminářů. Bližší specifikace ale většinou v ŠVP není k dispozici (kromě gymnázií 1 a 5).

V pojetí Školních vzdělávacích programů, míním tím vymezení učiva a požadovaných výstupů, jsou mezi jednotlivými gymnázii rozdíly. Některé školy zvolily podrobnější formu zpracování, jiné se omezují na stručné body (zejména gymnázia 3 a 5). Z tohoto úhlu pohledu proto nebudu uvedené ŠVP porovnávat. Domnívám se, že by takové porovnávání ani nebylo relevantní, protože ŠVP je třeba hodnotit jako celek. Z hlediska mých potřeb, tedy zorientovat se v problematice a najít vodítko pro stanovení rozsahu a struktury učiva tematického celku Acidobazické děje, svůj účel splnily.

### 3.3. Rešerše středoškolských učebnic chemie

I v dnešní době rozvinutých informačních technologií zaujímají tištěné učební texty stále nezastupitelnou úlohu v procesu vzdělávání. Vzdělávací rámec vymezený kurikulárními dokumenty v nich nabývá konkrétní podobu. Současné pojetí moderní učebnice předpokládá, že nebude jen nositelem obsahu vzdělávání, ale bude se podílet i na celkovém rozvoji osobnosti žáka. [Skalková, 2007] Ministerstvo školství, mládeže a tělovýchovy v souladu s § 27 školského zákona uděluje a odnímá učebnicím a učebním textům pro základní a střední vzdělávání schvalovací doložku na základě posouzení, zda jsou v souladu s cíli vzdělávání stanovenými školským zákonem, vzdělávacími programy a právními předpisy. Rozhodnutí o používání či nepoužívání jakékoliv učebnice je však na úvaze ředitele školy, který zodpovídá za splnění výše uvedených podmínek. [MV ČR-Školský zákon, 2004]

Pro učitele je učebnice důležitou didaktickou pomůckou při plánování učiva, přípravě na hodinu i při realizaci výuky samotné. Pro žáka je hlavním zdrojem poznání a prostředkem k jeho osvojení. Vybírá-li učitel vhodnou učebnici pro výuku, je třeba zhodnotit, zda splňuje určitá kritéria. Pominu-li odbornou stránku, tzn. obsah učiva a jeho aktuálnost, jedná se především o vyváženost výkladové a obrazové složky, zařazení motivačních a aktivizačních prvků a prostředků zajišťujících procvičení a upevnění učiva. [Skalková, 2007; Lepil, 2010]

Z hlediska výkladové složky je nezanedbatelným faktorem vhodná strukturace učiva a přehlednost textu. Žáci by rovněž neměli být pouze zahlcováni odbornými pojmy a termíny a mělo by být jasně patrné, co je základní učivo a co rozšiřující nebo doplňující text. Obrazová složka ilustruje a doprovází výklad, napomáhá tak k pochopení učiva. Má však velmi důležitou funkci i jako prvek motivační. Zařazení příkladů, otázek nebo úkolů umožňujících propojení učiva s fakty, které jsou žákům známé z běžného života, může přispět ke zvýšení jejich motivace k učení. Využití problémových úloh vytváří mimo jiné i podněty ke zvýšení aktivity ve výuce nebo v domácí přípravě. Je žádoucí, aby v učebnici chemie byly k dispozici záznamy pokusů, případně i návody k laboratorním pracím. Z didaktického hlediska je důležitou složkou hodnocení také míra využití a úroveň prostředků sloužících k procvičení a upevnění učiva. [Skalková, 2007; Lepil, 2010]

Shrnu-li výše uvedené, není jednoduché nalézt učebnici, která by splňovala všechna uvedená kritéria. Učebnice samozřejmě také není jediným výukovým materiálem, se kterým

učitel nebo žák ve škole pracuje. Při výuce nebo domácí přípravě jsou významnou pomůckou např. sbírky úloh, pracovní sešity, přehledy apod. Nechci na tomto místě provádět hodnocení jednotlivých učebních textů dostupných v současnosti (nebo v minulosti) na našem trhu, přehled některých z nich je k dispozici v seznamu literatury. Zmínila bych jen ty, které mě svým zpracováním a obsahem inspirovaly a posloužily jako zdroj informací při tvorbě prezentací.

#### 1) Učebnice

- Amman, W. a kol.: Chemie pro střední školy (2a), Scientia, Praha, 1998
- Eisner, W. a kol.: Chemie pro střední školy (1a), Scientia, Praha, 1996
- Eisner, W. a kol.: Chemie pro střední školy (1b), Scientia, Praha, 1997
- Mareček, A., Honza, J.: Chemie pro čtyřletá gymnázia (1. díl), nakladatelství Olomouc, Olomouc, 2005
- Mareček, A., Honza, J.: Chemie pro čtyřletá gymnázia (2. díl), nakladatelství Olomouc, Olomouc, 2005
- Mareček, A., Honza, J.: Chemie pro čtyřletá gymnázia (3. díl), nakladatelství Olomouc, Olomouc, 2005
- Pacák, J. a kol.: Chemie pro II. ročník gymnázií, SPN, Praha, 1985 (učebnice již není v prodeji)
- Vacík, J. a kol.: Chemie pro I. ročník gymnázií, SPN, Praha, 1995 (učebnice již není v prodeji)

#### 2) Sbírkky a přehledy

- Benešová M., Satrapová H.: Odmaturuj z chemie, Didaktis, Brno, 2002
- Růžičková, K., Kotlík, B.: Chemie v kostce, Fragment, Praha, 2009
- Vacík, J. a kol.: Přehled středoškolské chemie, SPN, Praha, 1999

Je dlužno uvést, že neméně důležitým vodítkem pro tvorbu prezentací se pro mě stala diplomová práce M. Vyoralové Acidobazické děje – učební úlohy, která byla obhájena na KUDCH PřF UK v roce 2003.

### 3.4. Využití prostředků multimediální techniky ve výuce přírodovědných předmětů

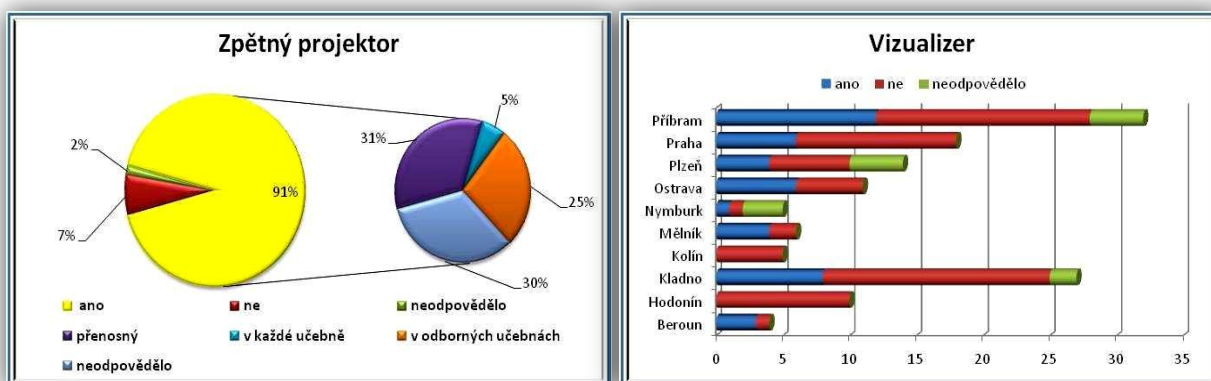
V současné době se neustále zvyšují požadavky na kvalitu výuky přírodovědných předmětů na středních školách. Souvisí to do značné míry i s rozvojem vědy a techniky a stále rostoucím množstvím poznatků. Lze však konstatovat, že jejich hodinová dotace stanovená v RVP je relativně omezená. Není sporu o tom, že chemie patří k obtížnějším, a bohužel také k méně oblíbeným, předmětům. Vyznačuje se poměrně velkou teoretickou náročností učiva a k její oblíbenosti jistě nepřispívá ani fakt, že se z časových nebo finančních důvodů věnuje méně prostoru zařazení experimentální práce učitele a žáků do výuky. Je třeba hledat řešení. [Urbanová, Čtrnáctová, 2007]

Dnes, kdy prostředky multimediální techniky jsou běžnou součástí našeho občanského života, nemůže být ani oblast školství výjimkou. Použití počítačů a dalších prostředků informačních a komunikačních technologií (ICT) ve výuce přírodovědných předmětů může přispět k jejímu zefektivnění a poskytuje učiteli možnost začlenit řadu názorných prvků, které napomáhají k pochopení a osvojení učiva. Vhodně používané prostředky ICT umožňují využití moderních výukových metod, které směřují k aktivnímu zapojení žáků do procesu vzdělávání a v neposlední řadě mají i pozitivní vliv na zvýšení jejich motivace k učení. Podmínkou pro úspěšnou realizaci inovace výuky přírodovědných předmětů je ale zajištění

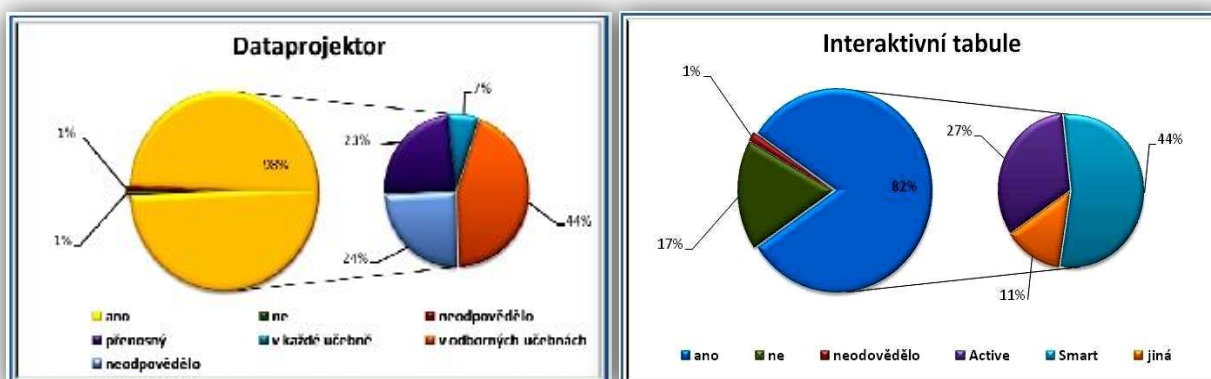
nezbytného technického vybavení škol a samozřejmě i ochota pedagogů pracovat s touto moderní technikou. [Urbanová, Čtrnáctová, 2007; Zákostelná, Šulcová, 2011]

Pro zjištění aktuálního stavu vybavení našich škol prostředky multimediální techniky a jejich využívání ve výuce byla provedena již řada průzkumů. V letech 2008 až 2011 bylo pracovníky Katedry učitelství a didaktiky chemie PŘF UK v Praze uskutečněno dotazníkové šetření mezi učiteli přírodovědných předmětů základních a středních škol, kteří se zúčastnili kurzů v rámci dalšího vzdělávání pedagogických pracovníků. Výsledky průzkumu vybavenosti škol viz **Grafy 1, 2, 3, 4** (str. 15). **Graf 5** (str.16) porovnává míru jejich skutečného využití ve výuce. [Zákostelná, Šulcová, 2011]

**Grafy 1 a 2:** Vybavenost škol zpětným projektořem a vizualizéřem [Zákostelná, Šulcová, 2011]



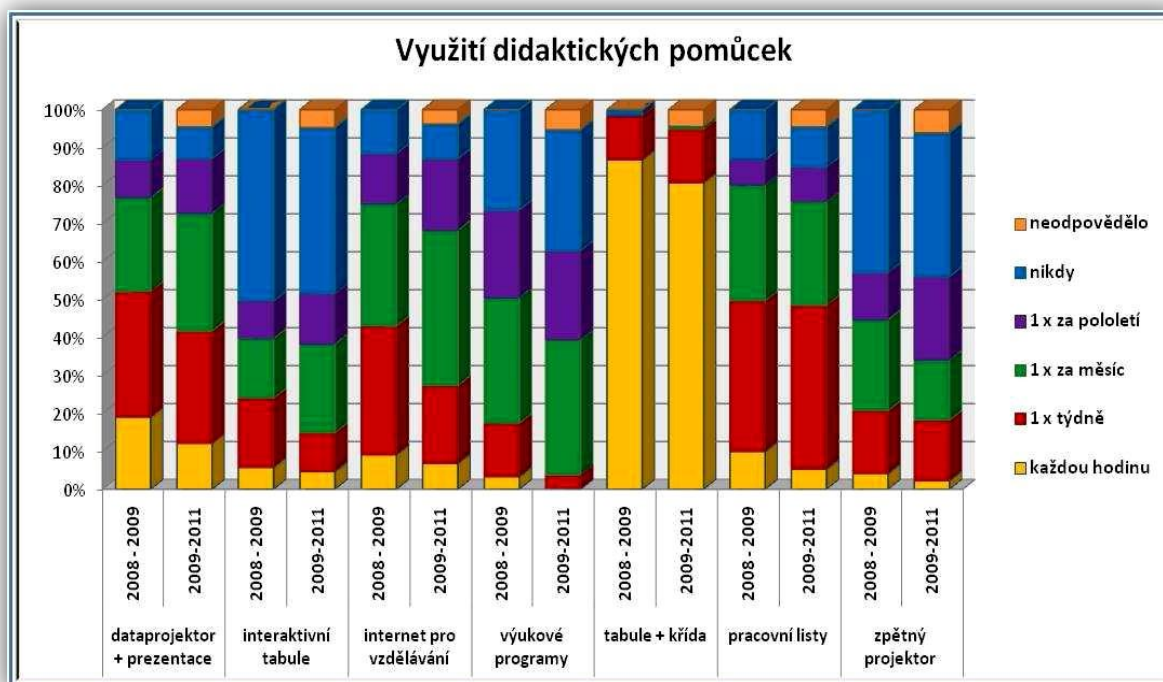
**Grafy 3 a 4:** Vybavenost škol dataprojektořem a interaktivní tabulí [Zákostelná, Šulcová, 2011]



Z tohoto srovnávacího průzkumu a analýzy dalších dostupných dat, která se týkají zjišťování vybavenosti a využití elektronických prostředků a prostředků ICT ve výuce, vyplynulo následující.

- 1) Školy reflektují možnost čerpat finanční prostředky z dotací MŠMT ČR a fondů Evropské unie na podporu vzdělávání. Je patrné, že v posledních letech došlo k výraznému zlepšení vybavenosti škol prostředky multimediální techniky.
- 2) Relativně velké množství škol tedy základní podmínku nutnou k inovaci výuky přírodovědných předmětů splňuje. Ne na každé škole je ale těchto prostředků plně využíváno. Příčin může být celá řada, např. umístění v učebnách, které nejsou pro všechny učitele dostupné či jiné problémy technického nebo organizačního rázu. Je také nepochybné, že na míru jejich zařazení do výuky má vliv stupeň informační gramotnosti učitele a nezbytnost osvojit si dovednosti práce s novou technikou. To může být časově dosti náročné, stejně tak jako vytváření samotných výukových materiálů.

**Graf 5:** Porovnání využití vybraných didaktických pomůcek v letech 2008/2009 a 2009/2011  
[Zákostelná, Šulcová, 2011]



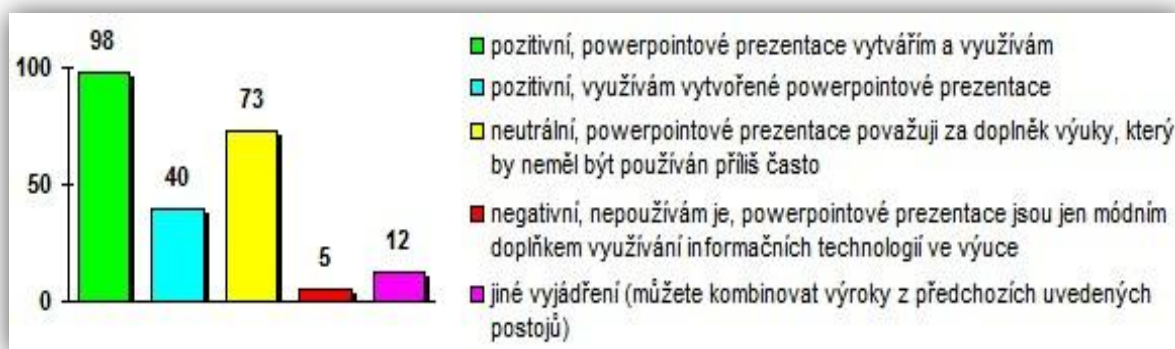
### 3.5. PowerPointové prezentace jako didaktický prostředek ve výuce chemie

Současné rozvinuté informační a komunikační technologie umožňují učitelům využívat ve výuce řadu forem elektronické prezentace informací. Jsou to např. videozáznamy pokusů, animace a simulace chemických dějů či bohatá nabídka informačních zdrojů na internetu. Na našem trhu jsou čím dál častěji dostupné zajímavé multimediální výukové programy, didaktické počítačové hry nebo i různé materiály pro interaktivní tabule. [Lepil, 2010] Myslím si však, že mnoho učitelů dává ve výuce přednost jednoduché a přitom názorné a flexibilní PowerPointové prezentaci, kterou si mohou vytvořit (případně si již hotovou prezentaci snadno přizpůsobit) tzv. „na míru“. Ačkoliv je proces tvorby výukové prezentace časově náročný a vyžaduje i jistou míru znalostí a dovedností práce se zmíněným počítačovým programem, učitel tak získá moderní didaktickou pomůcku, která odpovídá jeho potřebám a stylu výuky i charakteru učiva a žáků.

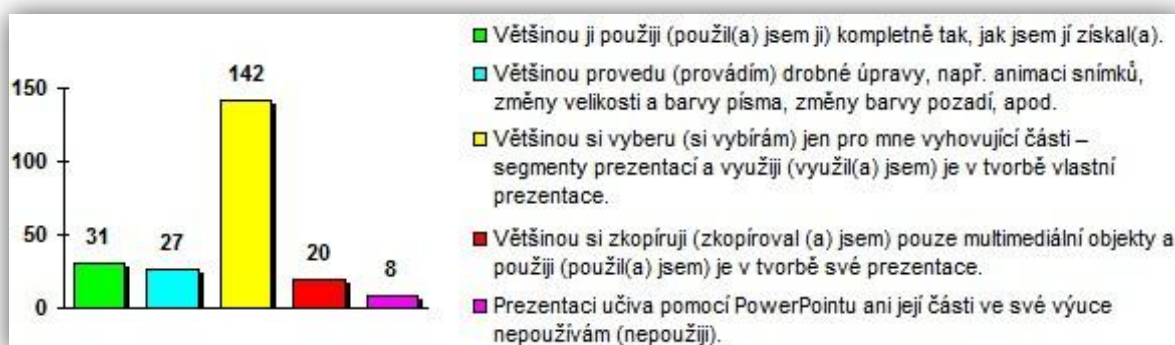
Program MS PowerPoint byl vyvinut jako součást balíčku kancelářských aplikací Microsoft Office a v současné době je jedním z nejvíce používaných prostředků pro přípravu výukových materiálů. Vhodně zpracovaná prezentace napomáhá zefektivnit výuku a poskytuje učitelům možnost začlenit mnoho názorných prvků, např. grafů, obrázků, tabulek, schémat, jednoduchých animací nebo i videozáznamů chemických pokusů. Velkým přínosem je jejich použití např. při výuce biochemie, kdy umožňují učitelům vizualizovat průběh složitých metabolických cyklů. To vše by mělo v konečném důsledku vést k snadnějšímu a trvalejšímu osvojení učiva, k zatraktivnění výuky a tedy i ke zvýšení motivace žáků ke studiu chemie. Pro úplnost je třeba dodat, že program MS PowerPoint není jedinou aplikací umožňující tvorbu prezentací. Na speciálních webových portálech jsou k dispozici i jiné programy, např. často používaný freeware Impress, který je součástí balíčku kancelářských aplikací OpenOffice.org. [Urbanová, Čtrnáctová, 2007]

J. Veřmiřovský v rámci své disertační práce na PřF UK v Praze provedl dotazníkové šetření mezi učiteli gymnázií s aprobací chemie zaměřující se na jejich požadavky na PowerPointové prezentace a multimediální objekty. Míru využití PowerPointových prezentací ve výuce a způsob, jakým učitelé pracují se získanými prezentacemi, shrnují **Grafy 6 a 7** (str. 17). Názory na prvky prezentací, které považují za klíčové pro podporu výkladu, ilustruje **Graf 8** (str. 17). Neméně důležitou informací jsou jistě i jejich názory na uplatnitelnost PowerPointových prezentací v určité fázi vyučovací hodiny. [Veřmiřovský, Bílek, 2010]

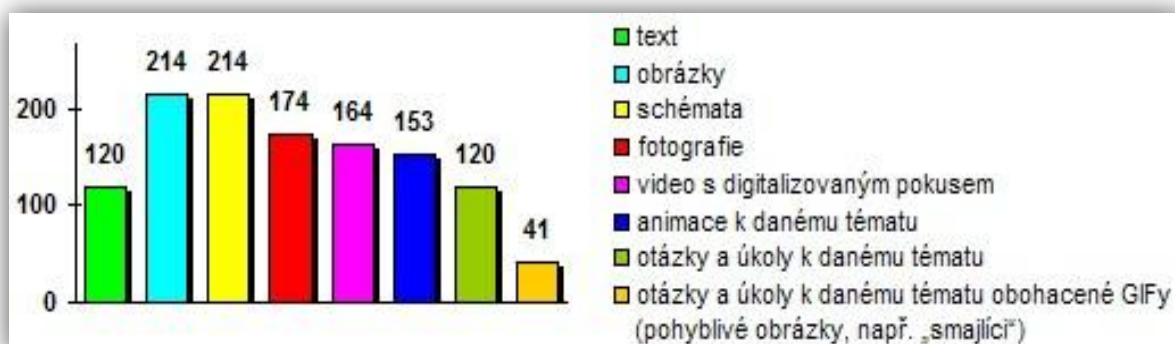
**Graf 6:** Využití PowerPointových prezentací ve výuce chemie [Veřmiřovský, Bílek, 2010]



**Graf 7:** Způsob, kterým učitelé pracují se získanými PowerPointovými prezentacemi [Veřmiřovský, Bílek, 2010]



**Graf 8:** Klíčové prvky prezentace na podporu výkladu z pohledu učitelů chemie [Veřmiřovský, Bílek, 2010]



Z výsledků tohoto dotazníkového šetření mimo jiné vyplynulo následující.

- 1) Velká část dotázaných se vyslovila pozitivně k využívání PowerPointových prezentací ve výuce chemie. Učitelé přitom preferují vlastní vytvořené prezentace, což potvrzuje můj



předpoklad (viz výše). Značná část učitelů však zaujímá k používání prezentací ve výuce neutrální postoj.

- 2) Pokud učitelé získají již hotové prezentace, většinou si vybírají pro ně vyhovující části a používají je k vytvoření svých vlastních prezentací. Zároveň z výzkumu vyplynulo, že učitelé by přivítali databázi multimediálních objektů, případně prezentací, ze kterých by mohli čerpat podklady pro svou činnost.
- 3) Z hlediska prvků, které učitelé považují za důležité, se ukázalo, že v kvalitní PowerPointové prezentaci by neměli chybět schémata a obrázky pro posílení názornosti výkladu. Řada dotázaných také považuje za významné zařazení fotografií, videí se záznamem pokusu či animací k danému tématu. Vzhledem k tomu, že prezentace má sloužit na podporu výkladu učitele, text by měl být spíše sekundární záležitostí. Dle míry četnosti odpovědí se na srovnatelné úrovni pohybuje i požadavek na zařazení otázek a úkolů v prezentaci.
- 4) Uplatnitelnost PowerPointových prezentací ve výuce učitelé nejčastěji vidí v procesu předávání a osvojování poznatků a v posílení motivace žáků. Méně úspěšně lze využít prezentací k aplikaci vědomostí, nejméně pak k jejich ověřování.
- 5) Významným zjištěním také je, že učitelé se pozitivně vyjádřili k možnosti uskutečnění workshopu na téma zpracovávání a využívání multimediálních prezentací učiva ve výuce chemie a vytvoření příručky k veškerým elektronickým materiálům. Preferují přitom variantu distanční, tedy uskutečnění workshopu za využití prostředků ICT.

Výsledky výše zmíněného dotazníkového šetření mezi středoškolskými učiteli chemie jsou velmi zajímavé a podnětné. Při tvorbě výukových prezentací na téma Acidobazické děje budu z jeho závěrů vycházet a vynasnažím se v maximálně možné míře respektovat požadavky učitelů ověřené praxí.

### 3.6. Zásady tvorby a efektivního používání výukových prezentací

V závěrečné kapitole této části práce bych chtěla shrnout základní zásady tvorby a používání výukových prezentací, jejichž respektování by mělo vést k žádoucímu výsledku. [Lepil, 2010; Urbanová, Čtrnáctová, 2010; Vondráčková, 2011]

- 1) Stanovit obsah, rozsah a uspořádání učiva  
Z hlediska obsahu a rozsahu učiva jsou pro učitele závaznými dokumenty Rámcový vzdělávací program a Školní vzdělávací program. Dalším významným dokumentem jsou Katalogy požadavků k maturitní zkoušce. Z hlediska tvorby prezentace je však důležité vycházet z konkrétních učebních textů, které mají žáci k dispozici, z jejich předpokládaných znalostí a dovedností a z vlastních cílů učitele, tzn. z představy o tom, jaké nové znalosti a dovednosti by si žáci měli skutečně osvojit. Je nezbytné brát v úvahu i technické a časové možnosti vyučujícího. Uspořádání učiva musí odpovídat použité didaktické metodě, tedy prezentaci učiva v jednotlivých po sobě následujících snímcích, tzn. je potřeba si předem stanovit hierarchii a návaznost jednotlivých sdělovaných poznatků.
- 2) Vybrat vhodné grafické zpracování učiva  
Prezentace vytvářené pro školní výuku (a nejen pro ni) by měly být přehledné, logicky členěné a srozumitelné. Nejběžnějším typem prezentace používaným ve výuce je tzv. živě vedená prezentace, která slouží učitelům i žákům k opoře a k orientaci v předkládaném učivu. Snímky by tedy měly obsahovat pouze základní body a prvky sdělení. Příliš mnoho

textu svádí žáky k bezmyšlenkovitému opisování a odpoutává pozornost od výkladu učitele. Stejný negativní dopad může mít i přemíra vizuálních efektů. Animace a barevnost pozadí či textu nesmí působit rušivým dojmem a nadbytečně poutat pozornost žáků. Aby byla zajištěna čitelnost prezentace, je třeba vhodně zvolit typ, velikost i barvu písma a pozadí. V tomto směru existují psaná pravidla, ale domnívám se, že nejlepšího výsledku učitel dosáhne, má-li možnost přizpůsobit grafickou stránku prezentace technickému vybavení, velikosti a světelným podmínkám učebny, ve které ji plánuje používat. Promyslet je třeba i časování jednotlivých animací. Nepůsobí dobrým dojmem, je-li vyučující „připoután“ ke klávesnici nebo neustále poklepává na interaktivní tabuli. Zároveň ale sled jednotlivých animací musí odpovídat jeho zamýšlenému výkladu a pokud možno i tempu. Pro úplnost dodávám, že prezentaci je vhodné před jejím prvním použitím zkontrolovat. Chyby bývají žáky většinou velmi rychle odhaleny.

### 3) Uvážit způsoby motivace žáků

Využití prezentací nabízí možnost zařadit do výuky řadu motivačních prvků, které by zároveň měly přispívat k lepšímu porozumění učivu. Lze použít obrázky, fotografie, modely, jednoduché animace nebo i krátký videozáznam. Začlenění grafů, tabulek, schémat apod. také umožňuje učiteli využít čas, který by jinak věnoval jejich vytváření, efektivněji. Je však třeba mít na paměti, že ilustrace, které bezprostředně nesouvisí s tématem, mohou mít v konečném důsledku negativní efekt, protože odvádějí pozornost žáků. Neméně důležité je vzít v úvahu, že nesmíme posluchače zahltit přemírou informací najednou.

### 4) Zajistit aktivizaci žáků

Výuka s využitím prezentací může svádět žáky k určité pasivitě, proto je velmi důležitý způsob, jakým učitel prezentaci používá a je žádoucí zařadit do její struktury aktivizační prvky. Jednou z možností jsou interaktivní učební úlohy, které žáky vedou k odvozování vlastností látek a jevů, vztahů mezi nimi a jejich zdůvodňování. Zařazení vhodně vytvořených otázek a úkolů do prezentací může plnit také úlohu motivační a mohou být využity i k rychlému prověření osvojení učiva.

### 5) Zásady vystupování při prezentaci

Již jsem uvedla, že prezentace má sloužit učiteli (i žákům) pro oporu a orientaci. Je tedy nanejvýš nevhodné, aby učitel četl text umístěný na snímcích. Je nutné, aby měl předem promyšlený vlastní komentář a dbal na to, aby neztratil kontakt se žáky. Přehled dalších zásad uvádím již jen v heslech: zažité ovládnutí, připravenost, vlastní vystupování a chování při prezentaci, tempo výkladu, jazykový projev.

Na závěr této kapitoly bych uvedla jednu ze zásad, kterou jsem v předcházejícím textu úmyslně vynechala. „Hotová prezentace představuje studijní materiál, který by po skončení výkladu měl být k dispozici, aby se při výkladu nemusel rozptylovat zápisem textu na jednotlivých snímcích.“ [Lepil, 2010] Nemám v úmyslu toto tvrzení vyvracet, sama jsem během svého vysokoškolského studia toto vstřícné gesto ze strany pedagogů vítala. Domnívám se ale, že jeho aplikací v podmínkách střední školy by mohlo snadno dojít k tomu, že žáci zcela ztratí zájem o výklad učitele, protože nabudou dojmu, že veškeré informace, které jsou potřeba k úspěšnému zvládnutí testů, získají z dodatečně poskytnutých materiálů.

## 4. Praktická část

### 4.1. PowerPointové prezentace na téma Acidobazické děje

Náplní mé diplomové práce je zpracování části obecné chemie, konkrétně tématu Acidobazické děje v rozsahu učiva čtyřletého gymnázia, resp. vyššího stupně gymnázia víceletého. Mým úmyslem je vytvořit ucelený soubor výukových PowerPointových prezentací použitelných středoškolským učitelem chemie při běžné výuce. Prezentace jsou zpracovány tak, aby byly v souladu s Rámcovým vzdělávacím programem pro gymnázia a Katalogem požadavků k maturitní zkoušce z chemie. Při jejich tvorbě se opírám o prostudovanou literaturu (viz seznam literatury) a zejména o soubor učebnic Chemie pro čtyřletá gymnázia autorů Marečka a Honzy. Tyto učebnice jsou v současné době jedním z nejpoužívanějších učebních textů na našich gymnáziích. Jsou přehledné a dobře strukturované, dle mého názoru však neobsahují dostatek motivačních prvků. Proto se chci pokusit vytvořit moderní didaktickou pomůcku, která by se mohla stát jejich vhodným doplňkem.

Obecná chemie bývá tradičně zařazována do prvního ročníku studia, tedy i převážná část výše zmíněného učiva. Některé kapitoly však bývají zařazeny do výuky až ve vyšších ročnících, jako např. výpočty pH slabých kyselin a zásad v rámci organické chemie. Specifičtější témata bývají často vyučována pouze na seminářích, např. vliv pufrů na pH vodných roztoků kyselin a zásad nebo Lewisova teorie, případně jim mohou být věnována laboratorní cvičení, např. acidobazická odměrná analýza. Protože jsem však chtěla vytvořit učební pomůcku pokrývající celou náplň tohoto tematického celku, rozhodla jsem se tyto části učiva alespoň rámcově nastínit. Lewisově teorii věnuji větší prostor, protože se domnívám, že je třeba zdůraznit, že i na látky, které neobsahují odštěpitelný vodík, lze nahlížet jako na kyseliny.

### 4.2. Rozsah učiva a struktura prezentací

Učivo je rozděleno do pěti částí, jedna kapitola odpovídá jedné prezentaci. Každá kapitola je opatřena průvodním textem, který zahrnuje cíle a obsah dané prezentace. Dále pak následuje komentář k jednotlivým snímkům ve snaze usnadnit orientaci případnému uživateli. Jak jsem se již zmínila, zařadila jsem i některé části, které mohou být považovány za nadstandardní učivo nebo být zařazeny do výuky později. Jednou z výhod prezentací však je, že je učitel nemusí použít jako celek, ale pouze jako zdroj inspirace a nápadů, a má tedy možnost si je snadno přizpůsobit svým potřebám.

Členění učiva je následující:

**Kapitola č. 1: Kyseliny a zásady I**

- Vlastnosti kyselin a zásad
- Arrheniova teorie kyselin a zásad
- Neutralizace

**Kapitola č. 2: Kyseliny a zásady II**

- Brønstedova a Lowryho teorie kyselin a zásad
- Lewisova teorie kyselin a zásad

**Kapitola č. 3: Síla kyselin a zásad I**

- Konstanta acidity a konstanta bazicity
- Vztah mezi strukturou a acidobazickými vlastnostmi látek



#### Kapitola č. 4: **Síla kyselin a zásad II**

- Autoprotolýza a iontový součin vody
- Vodíkový exponent pH
- Měření pH

#### Kapitola č. 5: **Hydrolyza solí**

- Hydrolyza solí
- Pufry

Prezentace jsem se pokusila vytvořit tak, abych maximálně využila možností nabízených programem MS PowerPoint. Do jejich struktury je zařazena řada motivačních prvků, jako např. obrázky, grafy, tabulky, animace a v neposlední řadě i úlohy. Při jejich tvorbě vycházím ze základního cíle a to, že by měla vzniknout moderní interaktivní učební pomůcka, jejímž účelem není pouze vysvětlit a shrnout učivo tohoto tematického celku v rozsahu vyžadovaném kurikulárními dokumenty. V prezentacích je kladen důraz na aktivizaci žáků, na snahu přiblížit jim jednotlivé poznatky v širších souvislostech, včetně zařazení příkladů z praktického života. Jednotlivé úseky prezentací jsou zároveň časově animovány tak, aby poskytly učitelům prostor pro vlastní výklad a diskuzi se studenty. Ti se mohou zapojit do procesu výuky, přemýšlet nad řešením otázek a sami vyvozovat jednotlivé klíčové vědomosti. Nejsou tak nuceni jen k pasivnímu poslouchání výkladu a bezmyšlenkovitému opisování textu, což někdy bývá zásadním problémem při použití prezentací ve výuce. Domnívám se, že tento fakt je velmi důležité mít na zřeteli během tvorby prezentace, protože ze zkušenosti vím, že řada žáků má k tomuto přístupu podvědomou tendenci.

### 4.3. Výuková prezentace Kyseliny a zásady I

#### Cíle a obsah prezentace

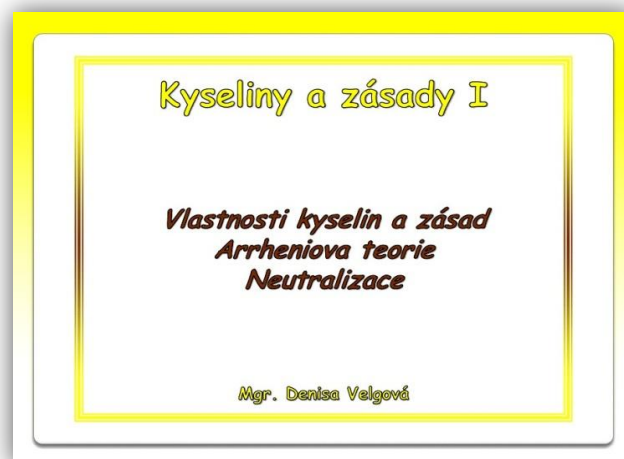
Níže uvedená prezentace obsahuje 17 snímků a vychází z vědomostí, které by měly být žákům známy již ze základní školy. Její úloha je především motivační. Opakuje pojmy kyselina a zásada a nabízí stručný pohled do historie vývoje znalostí člověka o těchto látkách. Vzhledem k tomu, že úroveň vědomostí žáků, kteří přicházejí z různých základních škol, může být značně rozdílná, je cílem této prezentace zopakování a utřídění elementárních poznatků s důrazem na Arrheniovu teorii kyselin a zásad a děj, který je znám pod názvem neutralizace. V závěru prezentace je k dispozici přehledné shrnutí jednotlivých opakovaných pojmů.

S přihlédnutím k faktu, že při tvorbě prezentace je využito možností časovaného animování textu, dochází u některých snímků k tomu, že se jednotlivá textová pole překrývají. V takovém případě jsem se pokusila uvedené snímky zkopírovat a v rámci možností upravit tak, aby byla zajištěna čitelnost statické verze prezentace určené pro tisk.

#### Komentář k jednotlivým snímkům

##### **Snímek 1**

Úvodní snímek.  
Obsah prezentace.



## Snímek 2

Má především motivační charakter. Přibližuje žákům pojmy kyselina a zásada a některé vlastnosti těchto látek na příkladech dobře známých z běžného života.

### Vlastnosti kyselin a zásad

- látky označované jako kyseliny a zásady jsou známy již od starověku
- roztoky látek poskytující kyselou nebo zásaditou reakci se vyskytují všude kolem nás



citronová šťáva má kyselou chuť, mění barvu čaje  
**kyselina citronová**



ocet má kyselou chuť, přidáním octa se změní barva zelí z fialové na červenou  
**kyselina octová**



mýdlová voda má nepříjemnou chuť, na dotek je klzká  
**surové mýdlo poskytuje víceméně zásaditou reakci**

### Vlastnosti kyselin a zásad

- látky označované jako kyseliny a zásady jsou známy již od starověku
- roztoky látek poskytující kyselou nebo zásaditou reakci se vyskytují všude kolem nás (**i v nás**)



• kyselina (*lat. acetum = kyselý*)

- **silně zředěná kyselina chlorovodíková (0,3 až 0,5% roztok) je obsažená v žaludečních šťávách (pronikání do jícnu způsobuje pálení žáhy)**

## Snímek 3

Uvádí pojem indikátory a jejich funkci. Obsahuje úlohu na toto téma, která může také posloužit k malému zopakování názvosloví a připomenutí znalostí o vyjadřování síly kyselin a zásad pomocí stupnice pH.

### Vlastnosti kyselin a zásad

- viděli jsme, že některé látky mění při styku s kyselým (případně zásaditým) roztokem svoji barvu
- toho lze využít k důkazu, že určitý roztok je kyselý nebo zásaditý (případně určit míru jeho kyselosti či zásaditosti)
- takovéto látky nazýváme **indikátory** (*indicare = oznámit*)

**Úloha:**

- 1) pojmenujte uvedené sloučeniny
- 2) které zbarvení univerzálního indikátorového papírku označuje kyselinu / zásadu

Pozn.: alkalický = bazický = zásaditý  
(*arab. al kalja = popel z rostlin*)

### Vlastnosti kyselin a zásad

- viděli jsme, že některé látky mění při styku s kyselým (případně zásaditým) roztokem svoji barvu
- toho lze využít k důkazu, že určitý roztok je kyselý nebo zásaditý (případně určit míru jeho kyselosti či zásaditosti)
- takovéto látky nazýváme **indikátory** (*indicare = oznámit*)

**Řešení:**


- 1) HCl = kyselina chlorovodíková  
NaOH = hydroxid sodný
- 2) HCl = silná kyselina  
NaOH = silná zásada

neutrální roztok (např. voda) ←

## Snímek 4

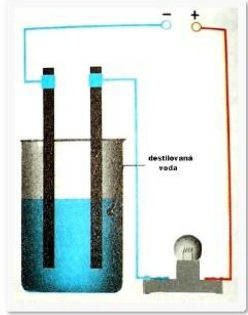
Je také věnován vlastnostem kyselin a zásad. Předpokládá, že žáci z předložených faktů sami odvodí důležitý poznatek, se kterým budou později dále pracovat a to, že vzhledem k prokázané vodivosti musí roztoky kyselin a zásad obsahovat volně pohyblivé ionty.

**Vlastnosti kyselin a zásad**




žiravý

- při práci se silnými kyselinami a zásadami hrozí poleptání
- roztoky kyselin a zásad vedou elektrický proud
- **takové roztoky nazýváme elektrolyty**

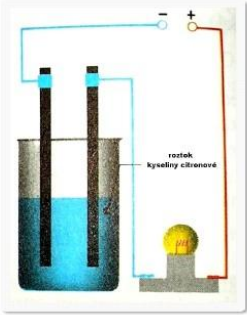


destilovaná voda



**! roztoky kyselin a zásad musí obsahovat volně pohyblivé ionty !**

Pozn.: tento poznatek si později blíže vysvětlíme



roztok kyseliny síranové

## Snímky 5, 6 a 7

Mají motivační charakter. Přinášejí pohled do historie a nastiňují, jak se v průběhu staletí spolu s rozvojem společnosti zdokonalovalo i lidské vědění.

**Pohled do historie**

- nejstarší definice kyselin a zásad byly založeny na vlastnostech těchto látek



Robert Boyle (1627-1691)



Otto Tachenius (1644?-1699?)

- kyseliny chutnají kysele
- některá rostlinná barviva se v jejich přítomnosti barví červeně
- zásady ruší účinek kyselin
- některá rostlinná barviva se v jejich přítomnosti zbarvují modře



## Pohled do historie

G. F. Rouelle (1703-1770)

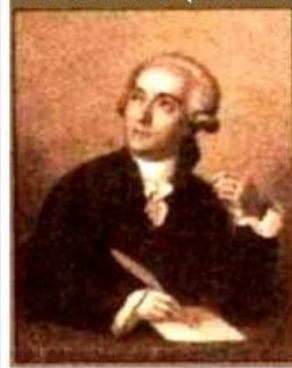


- zásady reagují s kyselinami za vzniku solí

- kyseliny obsahují kyslík (*oxygenium*)  
→ původ názvu prvku  
(řec. *óxýs* = kyselý, *gennao* = tvořím)

Pozn.: dnes víme, že kyslík není příčinou kyselosti roztoků

A. L. de Lavoisier (1743-1794)



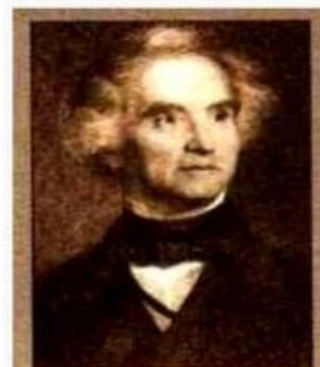
## Pohled do historie



Sir Humphry Davy (1778-1829)

- kyseliny obsahují vodík

- kyseliny obsahují vodík, který je nahraditelný kovy



J. F. von Liebig (1803-1873)

## Snímek 8

Obsahuje stručné informace o třech nejznámějších teoriích kyselin a zásad, o jejichž existenci by žáci měli mít povědomí. S. A. Arrhenius koncem 80. let 19. století jako první charakterizoval kyseliny a zásady na základě existence volně pohyblivých částic přítomných v roztoku. Tato teorie má svá omezení, je použitelná pouze pro vodné roztoky a jako zásady lze chápat jen látky obsahující hydroxidovou skupinu  $\text{OH}^-$ . Umožňuje ale definovat děj označovaný jako neutralizace a vzhledem k tomu, že by měla být žákům dobře známá ze základní školy, její stručné zopakování může posloužit jako motivační prvek a odrazový můstek k budoucímu učivu. Těžiště výkladu tematického celku Acidobazické děje spočívá v pochopení principu dodnes široce používané teorie, postulované roku 1923, a známé jako Brønstedova a Lowryho teorie kyselin a zásad. Tato teorie je pro potřeby středoškolské chemie zcela dostačující, ale i ona má svá omezení. Její nevýhodou je skutečnost, že je použitelná pouze pro protické roztoky, předpokládá tedy prostředí obsahující ionizovatelný atom vodíku. Toto omezení se netýká obecnější teorie Lewisovy (1938), která vychází z elektronové struktury látek. Již jsem uvedla, že Lewisova teorie může být považována za nadstandardní učivo, nicméně v rámci objektivity by měli být žáci s tímto faktem alespoň seznámeni.

**Teorie kyselin a zásad**

- v dnešní době je známo několik teorií, které popisují vlastnosti kyselin a zásad

Tři nejznámější teorie

- Arrheniova
- Brønstedova a Lowryho
- Lewisova

1) Arrheniova teorie

- nejstarší, omezené použití
- znalost ze základní školy

2) Brønstedova a Lowryho teorie

- obecnější, nejvíce užívaná
- použitelná i pro nevodné prostředí

3) Lewisova

- nejobecnější, vychází z elektronové struktury

## Snímek 9

Jeho cílem je definovat kyselinu podle Arrhenia. Je pojat jako problémová úloha vycházející z poznatku, že roztoky kyselin a zásad vedou elektrický proud. Žákům jsou promítnuty dvě otázky, na které postupně pod vedením učitele nacházejí odpovědi. Zvládnutí této úlohy předpokládá propojení se znalostmi osvojenými z předcházejících oddílů učiva (elektronegativita, polarita vazby, chování polárních látek v polárních rozpouštědlech). Na základě těchto znalostí by měli odvodit, že se kyseliny ve vodném prostředí rozpadají za vzniku kationtu  $\text{H}^+$  a příslušného aniontu. Porovnáním několika různých kyselin dojdou k závěru, že za kyselost těchto roztoků musí být zodpovědný uvolněný vodíkový kation.

### Arrheniova teorie kyselin a zásad

- již víme, že roztoky kyselin a zásad jsou vodivé  
→ obsahují volně pohyblivé ionty

#### Položka řešení úlohy

1) které ionty vznikají disociací (štěpením) kyseliny chlorovodíkové HCl ve vodném prostředí

2) které z těchto iontů jsou zodpovědné za kyselou reakci roztoku

#### elektronegativita

H: 2,2

Cl: 3,0

O: 3,5

polární vazby →

HCl polární látka  
H<sub>2</sub>O polární rozpouštědlo



interakce opačných nábojů  
roztržení molekuly HCl  
**HCl → H<sup>+</sup> + Cl<sup>-</sup>**

### Arrheniova teorie kyselin a zásad

- již víme, že roztoky kyselin a zásad jsou vodivé  
→ obsahují volně pohyblivé ionty

#### Položka řešení úlohy

1) které ionty vznikají disociací (štěpením) kyseliny chlorovodíkové HCl ve vodném prostředí

2) které z těchto iontů jsou zodpovědné za kyselou reakci roztoku



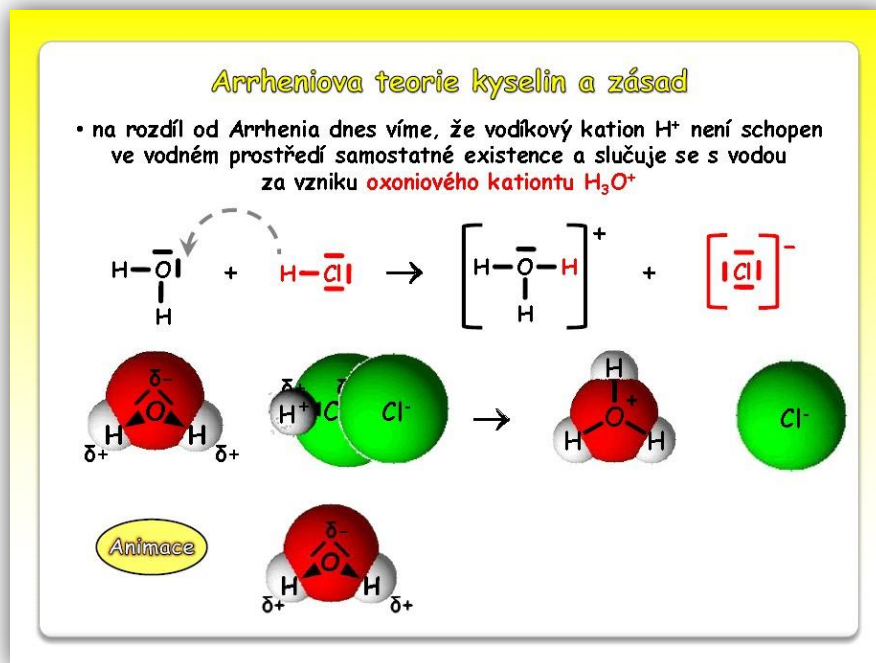
• kyselina chlorovodíková, bromovodíková, dusičná i sírová mají společné vlastnosti kyselých roztoků

• při disociaci ve vodném prostředí všechny poskytují vedle různých aniontů i vodíkové kationty H<sup>+</sup>

**Kyseliny jsou látky schopné ve vodných roztocích odštěpit kation H<sup>+</sup>.**

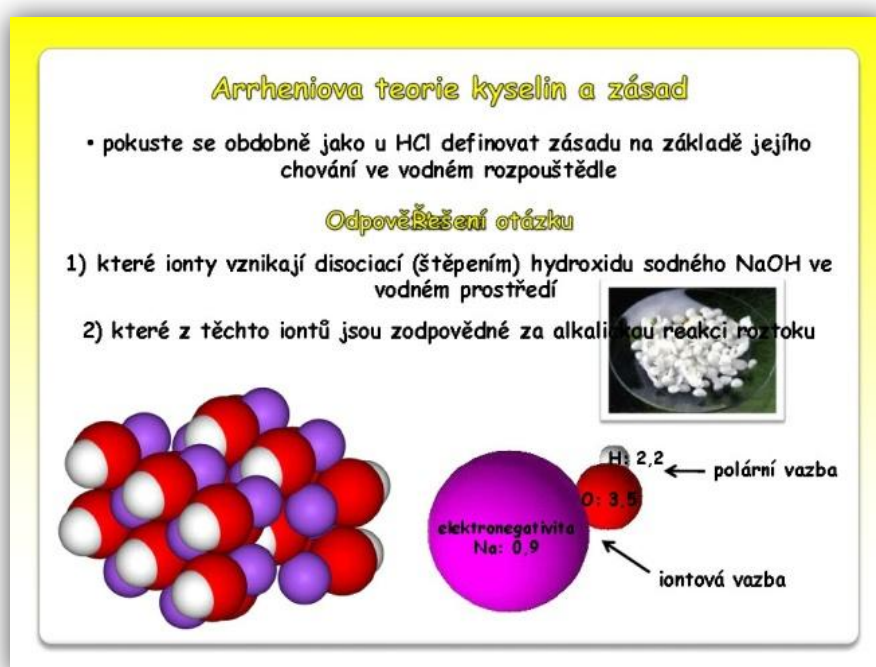
## Snímek 10

Aktivizační snímek s animací znázorňující proces disociace kyseliny chlorovodíkové ve vodě. Animaci lze spustit poklepáním na příslušnou ikonu. Obsahuje také upřesnění Arrheniovy definice kyseliny v souladu se současnými vědeckými poznatky. Schéma vzniku oxoniového kationtu lze zároveň využít k zopakování pojmů elektronová konfigurace prvku, volné valenční elektronové páry a mechanismus vzniku koordinačně-kovalentní vazby.



## Snímky 11 a 12

Jsou variací na snímek 9. Na základě problémové úlohy žáci za využití obdobných myšlenkových operací definují zásadu dle Arrhenia. Snímek 12 obsahuje také jednoduchou animaci procesu štěpení hydroxidu sodného ve vodě.





### Arrheniova teorie kyselin a zásad

- pokuste se obdobně jako u HCl definovat zásadu na základě jejího chování ve vodném rozpouštědle

**Řešení**

1) ~~... které při rozpouštění v roztoku (společně) zbyde kationt sodného Na<sup>+</sup>...~~

Zásady jsou látky schopné ve vodných roztocích odštěpit anion OH<sup>-</sup>.

$\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$

#### Snímek 13

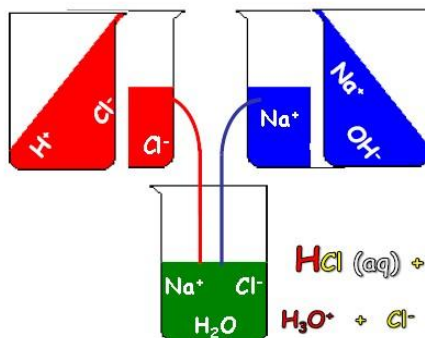
Je věnován jedné ze základních acidobazických reakcí, neutralizaci. V duchu Arrheniovy teorie je jedinou možnou reakcí kyselin a zásad, zbývající dvě teorie tento pojem nepotřebují, protože definují kyseliny a zásady na obecnějším principu. Žákům bývá neutralizace dobře známa již ze základní školy, a proto mohou sami odvodit a zapsat průběh chemické reakce kyseliny chlorovodíkové s hydroxidem sodným. Jako pomůcka může sloužit rozfázovaný a animovaný obrázek znázorňující uvedený děj.

### Acidobazické reakce - neutralizace

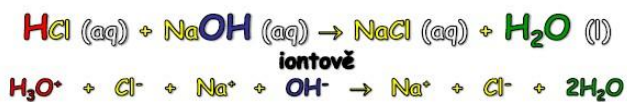
- acidobazická reakce = reakce **kyseliny** se **zásadou**
- acidobazických reakcí existuje velké množství
- jednou ze základních acidobazických reakcí je neutralizace
  - již v 17. stol. bylo známo, že zásady ruší účinek kyselin
  - co se stane, slijeme-li roztok kyseliny a zásady?

### Acidobazické reakce - neutralizace

- acidobazická reakce = reakce **kyseliny** se **zásadou**
- acidobazických reakcí existuje velké množství
- jednou ze základních acidobazických reakcí je neutralizace
- neutralizační děje nacházejí široké využití, např. při zneškodňování kyselých nebo zásaditých odpadních vod



- vzájemná reakce vodných roztoků kyseliny a zásady
- produktem reakce je voda a sůl dané kyseliny

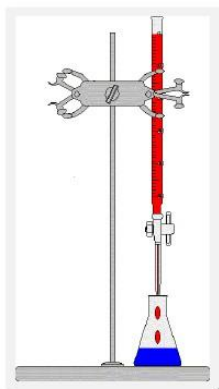


#### Snímek 14

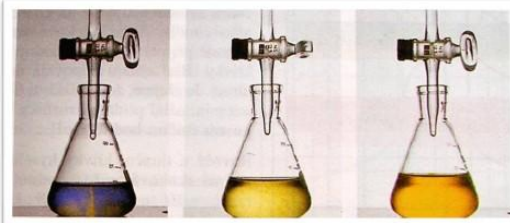
Poslední snímek před závěrečným shrnutím přináší orientační zmínku o jednom z praktických využití neutralizace. Jedná se o metodu kvantitativní analytické chemie, acidobazickou titraci. Její provedení se předpokládá v rámci laboratorních cvičení, a proto tento snímek může sloužit i jako případný motivační prvek.

### Acidobazické reakce - neutralizace

- je třeba si uvědomit, že prostým slitím obou roztoků nemusíme získat neutrální roztok, i když slijeme stejné objemy reagujících látek
- průběh neutralizace závisí na koncentraci obou roztoků
- abychom získali neutrální roztok, musíme nechat zreagovat ekvivalentní látková množství oxoniových a hydroxidových iontů (tzn. v odpovídajících stechiometrických poměrech)



Titrace roztoku NaOH pomocí HCl (indikátor bromthymolová modř)  
(titrace = odměrná metoda kvantitativní analytické chemie)



během titrace (zásaditý roztok)    v bodě ekvivalence (neutrální roztok)    po překročení ekvivalence (kyselý roztok)

## Snímky 15, 16 a 17

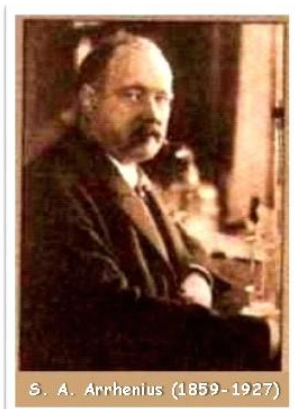
Shrnují důležité body dosud probraného (zopakovaného) učiva. Umožňují žákům, aby se ve svých poznámkách zorientovali a označili si elementární poznatky, které je potřeba si zapamatovat. Zároveň poskytují prostor pro případné dotazy, které nemusely být vzneseny během výkladu. Snímek 17 obsahuje i malé upřesnění týkající se doposud probrané látky a odkaz na budoucí učivo (viz kapitola Hydrolýza solí).

### Shrnutí

- roztoky látek poskytující kyselou nebo zásaditou reakci se vyskytují všude kolem nás
- některé látky mění při styku s kyselým (případně zásaditým) roztokem svoji barvu
  - takové látky nazýváme indikátory
- roztoky kyselin a zásad vedou elektrický proud
  - takové roztoky nazýváme elektrolyty
- při práci se silnými kyselinami a zásadami hrozí poleptání

### Shrnutí

#### Arrheniova teorie kyselin a zásad



Svante August Arrhenius  
švédský fyzik a chemik

1887

- kyseliny jsou látky schopné ve vodných roztocích odštěpit kation  $H^+$ 
  - např.  $HCl$ ,  $HNO_3$
- zásady jsou látky schopné ve vodných roztocích odštěpit anion  $OH^-$ 
  - např.  $NaOH$ ,  $Ca(OH)_2$

### Shrnutí

- **acidobazická reakce** je reakce kyseliny se zásadou
- jednou ze základních acidobazických reakcí je **neutralizace**
- produktem neutralizace je **voda a sůl dané kyseliny**  

$$\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$$
- průběh neutralizace **závisí na koncentraci obou roztoků**
- abychom získali neutrální roztok, musíme nechat zreagovat ekvivalentní látková množství obou látek
- abychom získali neutrální roztok, **nesmí ionty vznikající soli reagovat s vodou** (tento poznatek si vysvětlíme v kapitole „Hydrolyza solí“)

## 4.4. Výuková prezentace Kyseliny a zásady II

### Cíle a obsah prezentace

Níže uvedená prezentace obsahuje 20 snímků a její převážná část se věnuje definici kyselin a zásad dle Brønsteda a Lowryho (12 snímků). V úvodu je k dispozici připomenutí předchozího učiva (Arrheniova teorie) a 3 snímky pojednávají o Lewisově teorii kyselin a zásad, kterou lze považovat za nadstandardní učivo. V závěru prezentace uživatel najde vzájemné porovnání všech tří zmíněných teorií.

Hlavním cílem tedy je osvojit si poznatky a dovednosti související s pravděpodobně nejvíce používanou teorií kyselin a zásad dle Brønsteda a Lowryho. Prezentace obsahuje řadu interaktivních snímků, které umožňují žákům zapojit se aktivně do výkladu učitele, hledat řešení zadaných úloh a vyvozovat závěry, což by mělo vést k snadnějšímu a trvalejšímu osvojení učiva. Nově utvářené pojmy jsou protolytická reakce, konjugovaný pár, amfoterní charakter látek a sytnost kyseliny. Žáci by si měli osvojit základní poznatek, že kyselost a zásaditost není látce předem dána, ale že je vlastností relativní, závislou na prostředí, ve kterém se látka vyskytuje. Nemělo by je tedy v budoucnu překvapit, že i sloučenina, která má ve svém názvu slovo „kyselina“ se za určitých okolností může chovat jako zásada. Měli by vědět, že jako kyseliny nebo zásady se mohou chovat nejen elektroneutrální molekuly, ale také ionty.

Na závěr opět připomínám, že při tvorbě prezentace je využito možností časovaného animování textu, což je výhodné z hlediska výkladu, ale nepraktické pro případný tisk. Proto, aby byla zajištěna čitelnost tištěné verze prezentace, jsou některé snímky zkopírované a v rámci možností upravené.



Komentář k jednotlivým snímkům**Snímek 1**

Úvodní snímek. Obsah prezentace.

## Kyseliny a zásady II

Brønstedova a Lowryho teorie  
kyselin a zásad  
Lewisova teorie

Mgr. Denisa Velgová

**Snímky 2 a 3**

Jsou věnovány zopakování nejdůležitějších bodů předchozího učiva. Snímek 3 zároveň upozorňuje na některé nedostatky Arrheniovy teorie kyselin a zásad a stává se tak odrazovým můstkem k novému učivu. V dolní části snímku je uvedena chemická rovnice reakce amoniaku s chlorovodíkem, její produkt mají žáci za úkol sami doplnit.

### Připomeňme si

#### Arrheniova teorie kyselin a zásad



S. A. Arrhenius (1859-1927)

Svante August Arrhenius  
švédský fyzik a chemik

1887

- kyseliny jsou látky schopné ve vodných roztocích odštěpit kation  $H^+$
- např.  $HCl$ ,  $HNO_3$
- zásady jsou látky schopné ve vodných roztocích odštěpit anion  $OH^-$
- např.  $NaOH$ ,  $Ca(OH)_2$

## Arrheniova teorie kyselin a zásad

- tato teorie jasně definuje podstatu **kyselosti** a **zásaditosti** látek ve vodných roztocích
  - přítomnost iontů  $\text{H}_3\text{O}^+$  a  $\text{OH}^-$
- vysvětluje jednu ze základních acidobazických reakcí, **neutralizaci**

$$\text{HCl (aq)} + \text{NaOH (aq)} \rightarrow \text{NaCl (aq)} + \text{H}_2\text{O (l)}$$
- jistě si ale sami uvědomujete některé její nedostatky
  - **acidobazické reakce nemusí probíhat jen ve vodných roztocích**
  - **zásaditý charakter nemají jen látky typu NaOH, ale např. i vodný roztok amoniaku  $\text{NH}_3$**



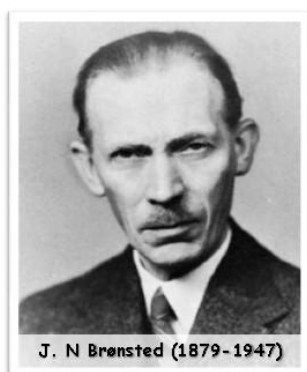
→ **soli nemusí vznikat jen při neutralizaci**



### Snímek 4

Motivační snímek. Přináší základní informace o autorech.

## Brønstedova a Lowryho teorie kyselin a zásad



Johannes Nicolaus Brønsted  
dánský fyzikální chemik

1923



Thomas Martin Lowry  
anglický fyzikální chemik

- na základě svých pokusů dospěl ke stejným závěrům nezávisle na Brønstedovi

## Snímky 5, 6 a 7

Interaktivní snímky sloužící k výkladu definice kyselin a zásad dle Brønsteda a Lowryho. Nejprve je žákům za pomoci jednoduché animace předveden princip disociace chlorovodíku (kyseliny chlorovodíkové) ve vodě. Předpokládá znalost elektronové konfigurace prvků a podstaty vzniku koordinačně-kovalentní vazby. V dalším kroku je jim dána možnost, aby analogicky odvodili a doplnili produkty reakce amoniaku s vodou. Snímky 6 a 7 jsou pak věnovány samotné definici kyseliny a zásady a na základě doposud známých informací by žáci měli být schopni tuto definici sami odvodit.

**Brønstedova a Lowryho teorie kyselin a zásad**

- rovnice disociace kyseliny chlorovodíkové (chlorovodíku) ve vodě  
je nám již známa

$$\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$$

- pokuste se zapsat rovnici reakce amoniaku s vodou

$$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$$

**Brønstedova a Lowryho teorie kyselin a zásad**

- rovnice disociace kyseliny chlorovodíkové (chlorovodíku) ve vodě

$$\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$$

**Kyselina je látka schopná odštěpit proton  $\text{H}^+$ . Je dárce (donorem) protonu.**

- rovnice reakce amoniaku s vodou

$$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$$

**Zásada je látka schopná vázat proton  $\text{H}^+$ . Je příjemcem (akceptorem) protonu.**

**Brønstedova a Lowryho teorie kyselin a zásad**

- rovnice disociace kyseliny chlorovodíkové (chlorovodíku) ve vodě

$$\text{H}-\overset{\ominus}{\text{O}}-\text{H} + \text{H}-\overset{\ominus}{\text{Cl}} \rightarrow \left[ \text{H}-\overset{\ominus}{\text{O}}-\text{H} \right]^+ + \left[ \overset{\ominus}{\text{Cl}} \right]^-$$

Látka se může chovat jako kyselina, obsahuje-li alespoň jeden odštěpitelný atom vodíku.

- rovnice reakce amoniaku s vodou

$$\text{H}-\overset{\ominus}{\text{O}}-\text{H} + \text{H}-\overset{\ominus}{\text{N}}-\text{H} \rightarrow \left[ \text{H}-\overset{\ominus}{\text{N}}-\text{H} \right]^+ + \left[ \overset{\ominus}{\text{O}}-\text{H} \right]^-$$

Látka se může chovat jako zásada, obsahuje-li alespoň jeden volný valenční elektronový pár.

**Snímek 8**

Má za úkol vysvětlit pojem amfoterní charakter látek (amfolyt). Je pojat ve stejném duchu jako předcházející snímky, tentokrát jsou však žákům předloženy obě reakce z opačného úhlu pohledu. Jsou vedeni k tomu, aby na základě již známé definice kyseliny a zásady došli k závěru, že voda se v uvedených reakcích chová jednou jako kyselina a podruhé jako zásada.

**Brønstedova a Lowryho teorie kyselin a zásad**

- rovnice disociace kyseliny chlorovodíkové (chlorovodíku) ve vodě
- voda je akceptorem protonu → chová se jako zásada

$$\text{H}-\overset{\ominus}{\text{O}}-\text{H} + \text{H}-\overset{\ominus}{\text{Cl}} \rightarrow \left[ \text{H}-\overset{\ominus}{\text{O}}-\text{H} \right]^+ + \left[ \overset{\ominus}{\text{Cl}} \right]^-$$

- rovnice reakce amoniaku s vodou
- voda je donorem protonu → chová se jako kyselina

$$\text{H}-\overset{\ominus}{\text{O}}-\text{H} + \text{H}-\overset{\ominus}{\text{N}}-\text{H} \rightarrow \left[ \text{H}-\overset{\ominus}{\text{N}}-\text{H} \right]^+ + \left[ \overset{\ominus}{\text{O}}-\text{H} \right]^-$$

Látky, které se mohou v přítomnosti vhodného reakčního partnera chovat jako kyseliny nebo jako zásady, mají amfoterní charakter (označujeme je jako amfoterní látky nebo amfolyty).

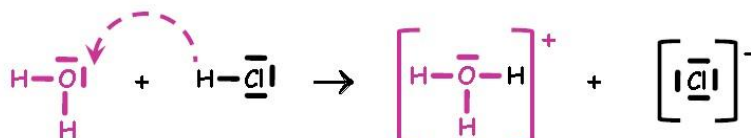


## Snímek 9

Na stejném principu se pokouší žáky dovést k pochopení základního děje probíhajícího mezi kyselinou a zásadou, a to přenosu protonu  $H^+$  mezi dvěma účastníky reakce. Nově jsou zavedeny termíny konjugovaná kyselina (zásada) a konjugovaný pár. V souvislosti s tímto snímkem chci uvést, že se zde poprvé objevuje reakční symbol dvojité šipky. Ačkoliv je žákům již znám, měli by být upozorněni na fakt, že protolytické reakce jsou vratné a vedou k ustavení dynamické rovnováhy. Také je vhodné jim zdůraznit, že jako kyseliny a zásady se mohou chovat nejen elektroneutrální molekuly, ale i ionty.

### Brønstedova a Lowryho teorie kyselin a zásad

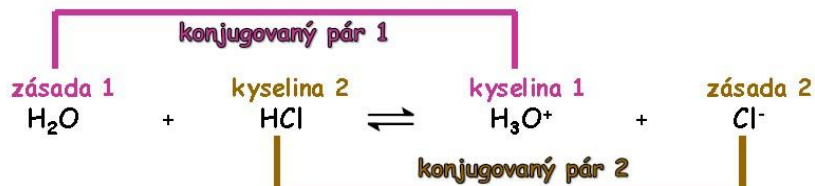
- rovnice disociace kyseliny chlorovodíkové (chlorovodíku) ve vodě
- **dílčí reakce 1:** voda je akceptorem protonu → chová se jako **zásada**  
→ přijetím protonu z ní vznikl **oxoniový kation** = **konjugovaná kyselina**
- **dílčí reakce 2:** chlorovodík je donorem protonu → chová se jako **kyselina**  
→ ztrátou protonu z něj vznikl **chloridový anion** = **konjugovaná zásada**



Odštěpením protonu z kyseliny vzniká konjugovaná zásada. Ze zásady přijetím protonu vzniká konjugovaná kyselina.

### Brønstedova a Lowryho teorie kyselin a zásad

- rovnice disociace kyseliny chlorovodíkové (chlorovodíku) ve vodě
- **dílčí reakce 1:** voda je akceptorem protonu → chová se jako **zásada**  
→ přijetím protonu z ní vznikl **oxoniový kation** = **konjugovaná kyselina**
- **dílčí reakce 2:** chlorovodík je donorem protonu → chová se jako **kyselina**  
→ ztrátou protonu z něj vznikl **chloridový anion** = **konjugovaná zásada**



Odštěpením protonu z kyseliny vzniká konjugovaná zásada. Ze zásady přijetím protonu vzniká konjugovaná kyselina.

Dvojici částic, lišících se o proton, nazýváme konjugovaný pár.

## Snímek 10

Aktivizační úloha, jejímž účelem je, aby se žáci nyní již zcela samostatně pokusili právě získané informace převést do praxe a identifikovali dílčí reakce a konjugované páry na příkladu rozpouštění amoniaku ve vodě.

**Brønstedova a Lowryho teorie kyselin a zásad**

**Úloha:** rovnice reakce amoniaku s vodou

• identifikujte dílčí reakce a vyznačte konjugované páry

**Řešení:**

- dílčí reakce 1: voda je donorem protonu → chová se jako kyselina  
→ ztrátou protonu z ní vznikl hydroxidový anion = konjugovaná zásada
- dílčí reakce 2: amoniak je akceptorem protonu → chová se jako zásada  
→ přijetím protonu z něj vznikl amonný kation = konjugovaná kyselina

## Snímek 11

Obsahuje závěry z doposud probraného učiva. Shrnuje získané poznatky do stručných vět, které si žáci zapíší do svých poznámek. Je zde nově zaveden termín protolytická reakce.

**Brønstedova a Lowryho teorie kyselin a zásad**

**Závěry:**

- z hlediska této teorie pojmy kyselina a zásada nepopisují konkrétní skupiny látek  
→ vztahují se na chování látek během chemické reakce
- základním dějem je přenos protonu  $H^+$  mezi kyselinou a zásadou  
→ acidobazické reakce se označují také jako reakce protolytické
- acidobazické (protolytické) reakce jsou vratné a vedou k ustavení dynamické rovnováhy
- aby mohla kyselina odevzdat proton, musí být k dispozici vhodná zásada, která tento proton váže  
→ látka má vlastnosti kyseliny pouze za přítomnosti zásady (a naopak)
- jako kyseliny nebo zásady mohou vystupovat elektroneutrální molekuly i ionty

## Snímky 12 a 13


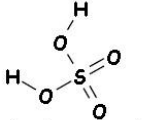
Jsou zpracovány opět ve formě úlohy, která kromě požadavku na prokázání ovládnutí dovedností souvisejících s předchozím učivem, přináší žákům nový poznatek, a to termín sytnost kyseliny. Nejprve mají žáci za úkol doplnit produkty dílčích reakcí disociace kyseliny sírové ve vodě a po úspěšném zvládnutí zadání jim učitel promítne konkrétní nová tvrzení. Snímek 13 se již věnuje schopnosti identifikovat konjugované kyseliny a zásady. Tvoří zároveň volný přechod k následujícímu snímku, který se zabývá posledním důležitým bodem této části učiva, relativitou kyselého a zásaditého charakteru látek. Viz chování hydrogensíranového aniontu.

### Brønstedova a Lowryho teorie kyselin a zásad

**Úloha: disociace kyseliny sírové ve vodě**

- uvědomte si, že kyselina sírová  $\text{H}_2\text{SO}_4$  obsahuje ve své molekule dva odštěpitelné atomy vodíku

1) doplňte produkty reakcí  
2) vyznačte konjugované páry  
3) určete, které částice se chovají jako kyseliny a které jako zásady

$$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HSO}_4^- + \text{H}_3\text{O}^+$$

$$\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$$

**Závěry:**



- kyseliny, které mohou odštěpit ze své molekuly více protonů, označujeme jako **vícesytné**
- disociace vícesytných kyselin probíhá **postupně**
- kyselina sírová je dvojsytná kyselina

### Brønstedova a Lowryho teorie kyselin a zásad

**Úloha: disociace kyseliny sírové ve vodě**

2) vyznačte konjugované páry  
3) určete, které částice se chovají jako kyseliny a které jako zásady

**Řešení:**

$$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HSO}_4^- + \text{H}_3\text{O}^+$$

konjugovaný pár 1:  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (kyselina 1) a  $\text{HSO}_4^-$  (zásada 1)

konjugovaný pár 2:  $\text{H}_2\text{O}$  (zásada 2) a  $\text{H}_3\text{O}^+$  (kyselina 2)

$$\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$$

konjugovaný pár 1:  $\text{HSO}_4^-$  (kyselina 1) a  $\text{SO}_4^{2-}$  (zásada 1)

konjugovaný pár 2:  $\text{H}_2\text{O}$  (zásada 2) a  $\text{H}_3\text{O}^+$  (kyselina 2)



## Snímek 14

Počátkem 20. století bylo experimentálně prokázáno, že kyselý nebo zásaditý charakter mohou vykazovat i nevodné kapalně roztoky a také, že kyselost nebo zásaditost je vlastností relativní, závislou na prostředí, v němž se látka vyskytuje. Jinými slovy na reakčním partnerovi. Snímek 14 se zaměřuje na tento aspekt a nastoluje otázku, jak se bude chovat kyselina sírová v prostředí kyseliny chloristé. Z důvodu usnadnění je uvedena doplněná chemická rovnice, ale žáci mají rozhodnout, která z uvedených kyselin se chová skutečně jako kyselina a která jako zásada, případně vysvětlit proč.


**Brønstedova a Lowryho teorie kyselin a zásad**

Na závěr se ještě jednou vrátíme k pojům kyselina a zásada a ukážeme si **relativnost tohoto označení**.

**Úloha:** chování kyseliny sírové v prostředí kyseliny chloristé

1)) vyznačte konjugované páry  
2) určete, které částice se chovají jako kyseliny a které jako zásady

**Řešení:**



zásada 1  
 $\text{H}_2\text{SO}_4$

konjugovaný pár 1


kyselina 2  
 $\text{HClO}_4$

$\rightleftharpoons$

kyselina 1  
 $\text{H}_3\text{SO}_4^+$

konjugovaný pár 2

zásada 2  
 $\text{ClO}_4^-$



- kyselina sírová je ve vodném roztoku skutečně kyselinou, ale **v prostředí kyseliny chloristé se chová jako zásada**
- **silnější kyselina dokáže vnutit svůj proton slabší kyselině**

## Snímek 15

Obsahuje závěry z druhé části probraného učiva. Shrnuje získané poznatky do stručných vět, které si žáci zapíší do svých poznámek. Tvoří přechod k závěrečné části této prezentace, která se věnuje Lewisově teorii kyselin a zásad. V případě, že se učitel rozhodne následující snímky do výuky nezařadit, má možnost žáky seznámit s omezením týkajícím se Brønstedovy a Lowryho teorie a jeho možným řešením.

**Brønstedova a Lowryho teorie kyselin a zásad**

**Závěry:**

- z hlediska této teorie je **kyselost nebo zásaditost vlastností relativní**  
→ závisí na prostředí, v němž se daná látka vyskytuje  
(na použitém rozpouštědle)

**Problém:**

- tato teorie **předpokládá pouze tzv. protická prostředí**  
= prostředí obsahující ionizovatelný (odštěpitelný) atom vodíku

**Řešení:**

- Lewisova teorie kyselin a zásad

## Snímek 16

Informativní snímek shrnující definici kyselin a zásad dle Gilberta Newtona Lewise. Snímek je možno použít i v případě, že dalším vysvětlováním podstaty této teorie nebude učitel žáky zatěžovat.

**Lewisova teorie kyselin a zásad**



G. N. Lewis (1875-1946)

**Gilbert Newton Lewis**  
americký fyzikální chemik

1938

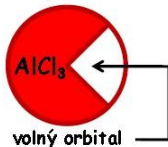
- nejobecnější teorie kyselin a zásad
- vychází z elektronové struktury
- kyseliny jsou látky schopné přijmout elektronový pár
- zásady jsou látky schopné poskytnout elektronový pár

## Snímky 17 a 18

Vycházejí z definice a předkládají žákům logické odvození principu vzájemné interakce mezi kyselinou a zásadou na příkladu vzniku tetrachlorohlinitanového aniontu. Předpokládají, že žáci jsou schopni zapsat elektronovou konfiguraci prvku, orientují se v pojmech základní a excitovaný stav atomu, valenční orbital a rozumějí mechanismu vzniku koodinačně-kovalentní (donor-akceptorové) vazby. Lewisovská kyselina, v tomto případě chlorid hlinitý, má volný valenční orbital a je proto schopná přijmout volný valenční elektronový pár chloridového aniontu, Lewisovské báze. Obě látky tak svým spojením dosáhnou stabilnější elektronové konfigurace.

**Lewisova teorie kyselin a zásad**

lewisovská kyselina



volný orbital

Elektronová konfigurace

${}_{13}\text{Al}: [{}_{10}\text{Ne}]3s^2 3p^1$

${}_{17}\text{Cl}: [{}_{10}\text{Ne}]3s^2 3p^5$

3s<sup>2</sup> 3p<sup>5</sup> počet valenčních orbitalů

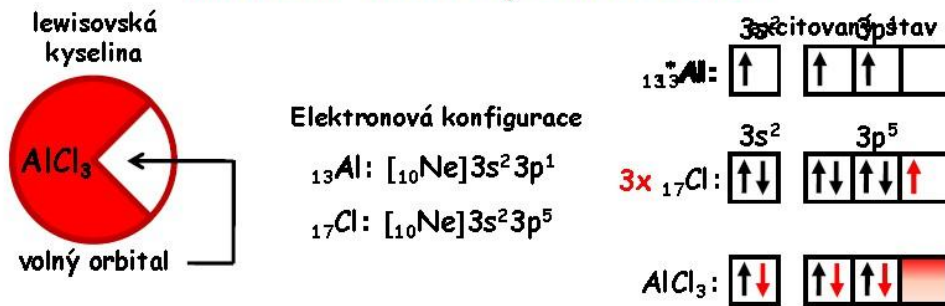
${}_{13}\text{Al}: \begin{array}{|c|c|c|} \hline \uparrow\downarrow & \uparrow & \square \\ \hline \end{array}$

$3 \times {}_{17}\text{Cl}: \begin{array}{|c|c|c|c|} \hline \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow \\ \hline \end{array}$

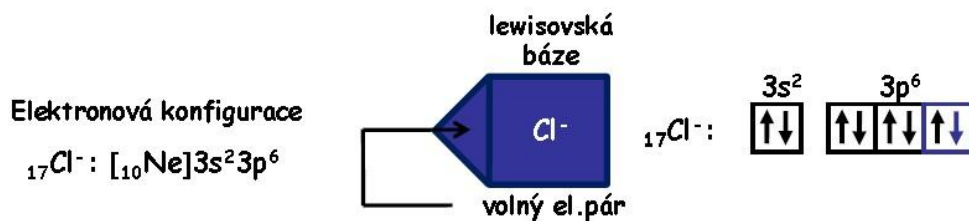
$\text{AlCl}_3: \begin{array}{|c|c|c|} \hline \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array}$

- kyselina je látka schopná přijmout elektronový pár
- musí mít k dispozici volný orbital
- např.  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{SO}_2$ , všechny kationty

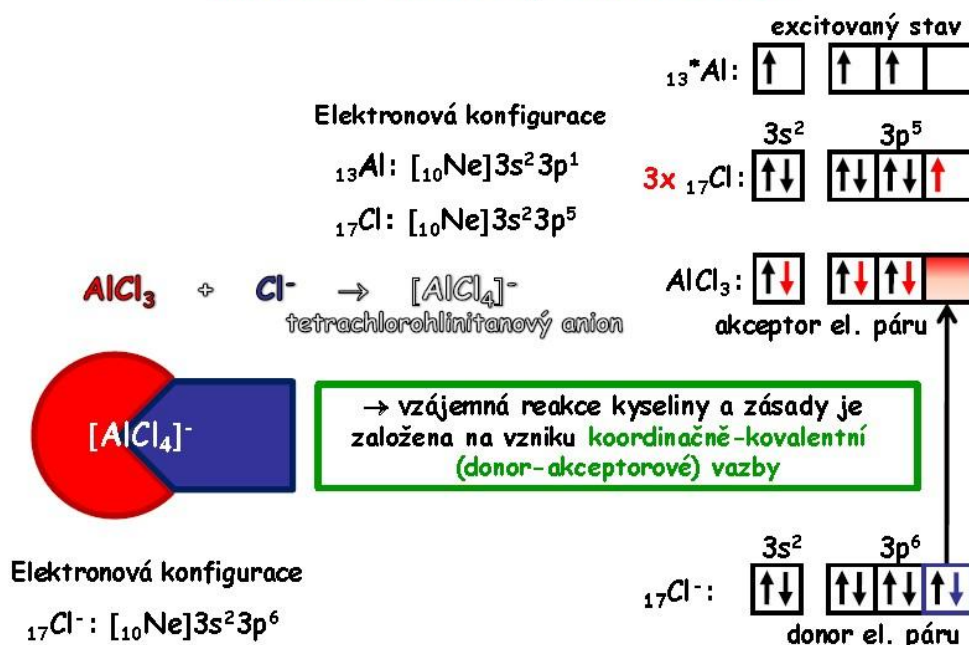
## Lewisova teorie kyselin a zásad



- zásada je látka schopná poskytnout elektronový pár
- musí mít k dispozici volný valenční elektronový pár
- např.  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ , všechny anionty



## Lewisova teorie kyselin a zásad




## Snímky 19 a 20



Přináší z závěrečné shrnutí a vzájemné porovnání všech tří zmiňovaných definicí kyselin a zásad. Zároveň poskytují prostor pro případné dotazy týkající se probraného učiva.

### Shrnutí - porovnání

#### Arrheniova teorie kyselin a zásad

- kyseliny jsou látky schopné ve vodných roztocích odštěpit kation  $H^+$ 
  - např.  $HCl$ ,  $HNO_3$
- zásady jsou látky schopné ve vodných roztocích odštěpit anion  $OH^-$ 
  - např.  $NaOH$ ,  $Ca(OH)_2$




#### Brønstedova a Lowryho teorie kyselin a zásad

- kyseliny jsou látky schopné odštěpit proton  $H^+$  (kyselina je donorem protonu)
  - např.  $HCl$ ,  $H_2O$ ,  $H_3O^+$
- zásady jsou látky schopné vázat proton  $H^+$  (zásada je akceptorem protonu)
  - např.  $NH_3$ ,  $H_2O$ ,  $OH^-$

### Shrnutí - porovnání

#### Brønstedova a Lowryho teorie kyselin a zásad

- kyseliny jsou látky schopné odštěpit proton  $H^+$  (např.  $HCl$ ,  $H_2O$ ,  $H_3O^+$ )
- látky se mohou chovat jako kyseliny, obsahují-li alespoň jeden odštěpitelný atom vodíku
- zásady jsou látky schopné vázat proton  $H^+$  (např.  $NH_3$ ,  $H_2O$ ,  $OH^-$ )
- látky se mohou chovat jako zásady, obsahují-li alespoň jeden volný valenční elektronový pár



#### Lewisova teorie kyselin a zásad

- kyseliny jsou látky schopné přijmout elektronový pár (např.  $AlCl_3$ ,  $SO_2$ ,  $H_3O^+$ )
- látky se mohou chovat jako kyseliny, mají-li k dispozici volný orbital
- zásady jsou látky schopné poskytnout elektronový pár (např.  $NH_3$ ,  $H_2O$ ,  $OH^-$ )
- látky se mohou chovat jako zásady, mají-li k dispozici volný valenční elektronový pár



## 4.5. Výuková prezentace Síla kyselin a zásad I

### Cíle a obsah prezentace

Níže uvedená prezentace obsahuje 19 snímků. Úvodní snímek je věnován připomenutí předchozího učiva a shrnuje nejdůležitější poznatky související s Brønstedovou a Lowryho definicí kyselin a zásad. V závěru je k dispozici přehledné shrnutí nově probraného učiva. Jak již vyplývá z názvu kapitoly, znalosti a dovednosti související s kvantitativním vyjadřováním síly kyselin a zásad jsou rozděleny do dvou částí. Tato prezentace nově zavádí pojmy konstanta acidity, konstanta bazicity a zabývá se problematikou vzájemného porovnávání síly kyselin nebo zásad na základě znalosti jejich hodnoty. Vzhledem k tomu, že chemik (a tím méně žák) nemá vždy okamžitě k dispozici tabulky, kde by si mohl uvedené hodnoty vyhledat, patří k základním dovednostem být schopen jejich sílu alespoň přibližně odhadnout. Vztahu mezi acidobazickými vlastnostmi a strukturou látek je věnována závěrečná část prezentace. Učitel zde také nalezne několik aktivizačních úloh na procvičení probíraného učiva.

Shrnu-li výše uvedené, cílem prezentace je, aby si žáci osvojili nově definované pojmy a uměli tuto znalost aplikovat v praxi. Osvojení tohoto učiva předpokládá také jistou míru dovednosti orientace v periodické tabulce prvků a schopnosti odvozovat vlastnosti látek na základě jejich struktury a umístění prvků v tabulce.

Jsem si vědoma faktu, že kapitoly, pojednávající o rozdílech v míře disociace silných a slabých kyselin (případně zásad), jsou v učebnicích Marečka a Honzy, na které se v úvodu k této části práce odvolávám, zařazeny až do vyššího ročníku a vyučovány v rámci organické chemie. Nicméně, ve snaze o zajištění komplexnosti zpracování tematického celku Acidobazické děje, jsem se rozhodla toto učivo nevynechat, začlenit ho a prakticky využít při výpočtech v kapitolách Síla kyselin a zásad I a II. Uživatel se může rozhodnout, zda zmíněné snímky použije či se této problematice nebude dále věnovat. Na závěr opět připomínám, že při tvorbě prezentace je využito možností časovaného animování textu. V případech, kdy z tohoto důvodu na snímcích došlo k překrývání textových polí, byly upraveny tak, aby byla zajištěna čitelnost tištěné verze.

### Komentář k jednotlivým snímkům

#### **Snímek 1**

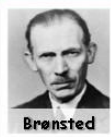
Úvodní snímek. Obsah prezentace





## Snímek 2


Je určen k připomenutí a zopakování nejdůležitějších bodů předchozího učiva.



Bronsted

### Připomeňme si

#### Bronstedova a Lowryho teorie kyselin a zásad



Lowry

- pojmy kyselina a zásada nepopisují konkrétní skupiny látek  
→ **vztahují se na chování látek během chemické reakce**
- základním dějem je přenos protonu  $H^+$  mezi kyselinou a zásadou  
→ **kyselina je dárce(m) protonu**  
→ **zásada je příjemcem (akceptorem) protonu**
- aby mohla kyselina odevzdat proton, musí být k dispozici vhodná zásada, která tento proton váže  
→ **látka má vlastnosti kyseliny pouze za přítomnosti zásady** (a naopak)
- odštěpením protonu z kyseliny vzniká konjugovaná zásada, ze zásady přijetím protonu vzniká konjugovaná kyselina  
→ **dvojici částic, lišících se o proton, nazýváme konjugovaný pár**
- **acidobazické (protolytické) reakce jsou vratné** a vedou k ustavení dynamické rovnováhy

## Snímek 3

Aktivizační snímek. Žáci doplňují vynechaná slova. Nenásilnou formou jsou tak seznámeni s fakty, která si jinak vypisují jako tučně označené věty z učebnice.

### Síla kyselin a zásad

- aby se dalo určit, která z dvojice látek je kyselina a která zásada, je třeba znát jejich schopnost vázat nebo odštěpovat proton

Doplňte chybějící slova

- **kyselina** je tím **silnější**, čím **snadněji** odštěpí proton
- **zásada** je tím **silnější**, čím **snadněji** váže proton

→ čím je **kyselina silnější**, tím **slabší** je její **konjugovaná zásada** (a naopak)

Proč?

- protože, jestliže se něčeho rádi zbavíme, nechceme to už zpátky

## Snímky 4 a 5

Jsou určeny k odvození vztahu pro disociační konstantu kyseliny. Žáci směřují k tomu, aby se na procesu přímo podíleli. Nejprve mají za úkol doplnit rovnici disociace kyseliny chlorovodíkové ve vodě a poté jsou učitelem vyzváni, aby na základě již dříve osvojených vědomostí napsali vztah vyjadřující rovnovážnou konstantu této reakce. Snímek 5 přináší pojem konstanta acidity a samotný vztah odpovídající disociační konstantě zmíněné kyseliny.

### Vyjadřování síly kyselin a zásad

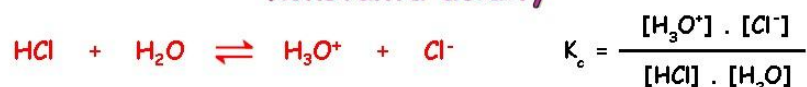
- aby bylo možné porovnat sílu různých kyselin nebo zásad, musíme sledovat jejich reakce s jednou vybranou zásadou nebo kyselinou
- jako srovnávací kyselina i zásada byl zvolen amfolyt voda
- rovnice disociace kyseliny chlorovodíkové (chlorovodíku) ve vodě je nám již známa



- disociace kyseliny (zásady) ve vodě vede k ustavení protolytické rovnováhy, kterou lze charakterizovat rovnovážnou konstantou  $K_c$

$$K_c = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{Cl}^-]}{[\text{HCl}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}$$

### Vyjadřování síly kyselin a zásad Konstanta acidity



- voda je ve zředěném roztoku ve velkém nadbytku a její koncentrace se v průběhu disociace prakticky nemění
- lze ji zahrnout do rovnovážné konstanty a získat tak konstantu novou  
→ **konstanta acidity  $K_A$**

$$K_c \cdot [\text{H}_2\text{O}] = K_A = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{Cl}^-]}{[\text{HCl}]}$$

- hodnota disociační konstanty kyseliny (konstanta acidity) je pro danou kyselinu charakteristická a závisí pouze na teplotě


## Snímek 6


Obsahuje úlohu, jejímž účelem je, aby se žáci samostatně pokusili právě získané informace převést do praxe a analogicky odvodili vztah pro konstantu bazicity na příkladu rozpouštění amoniaku ve vodě. Poté, co učitel promítne správné řešení, se v dolní části snímku objeví několik nových faktů týkajících se disociačních konstant. Vztah pro převod disociační konstanty  $K_A$  ( $K_B$ ) do formy logaritmické,  $pK_A$  ( $pK_B$ ), je uveden čistě informativně. Jeho znalost není vyžadována kurikulárními dokumenty a většinou nepatří k běžnému učivu tohoto tematického celku.

**Vyjadřování síly kyselin a zásad**  
**Konstanta bazicity**

**Řešení:** reakce amoniaku s vodou

- na základě předchozích informací vyjádřete **konstantu bazicity** uvedené reakce



$$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$$


$$K_B = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

- hodnoty disociačních konstant jsou tabelovány a slouží k posouzení síly kyselin a zásad
- Pozn.: mohou být uvedeny ve formě  $pK_{A(B)}$ : platí, že  $pK_{A(B)} = -\log K_{A(B)}$

## Snímek 7

Hodnoty disociačních konstant jsou tabelovány a slouží mimo jiné i k posouzení síly uvedených látek. Tabulka se nejprve žákům objeví pouze s údajem příslušejícím středně silné kyselině (zásadě) a jejich úkolem je rozhodnout, která z hodnot v levém sloupci odpovídá silné a která slabé kyselině či zásadě.

**Vyjadřování síly kyselin a zásad**  
**Konstanta acidity, konstanta bazicity**

- velikost disociační konstanty  $K_A$  **charakterizuje schopnost kyseliny odštěpit proton**
- velikost disociační konstanty  $K_B$  **charakterizuje schopnost zásady přijmout proton**

**Doplňte tabulku:**

| Hodnota $K_A$ ( $K_B$ ) | Síla kyseliny (zásady)                        |
|-------------------------|---|
| $> 10^{-2}$             | <b>silná až velmi silná kyselina (zásada)</b> |
| $10^{-2}$ až $10^{-4}$  | <b>středně silná kyselina (zásada)</b>        |
| $< 10^{-9}$             | <b>slabá až velmi slabá kyselina (zásada)</b> |

## Snímek 8

Interaktivní snímek vytvořený k procvičení probraného učiva na konkrétních příkladech. Umožňuje navíc učiteli zopakovat pravidla názvosloví kyslíkatých a bezkyslíkatých kyselin. Animace se spustí poklepnutím na ikony umístěné v horní části snímku. Vzorce kyselin se objevují postupně po určitých skupinách, poklepnutím na ikonu „síla“ se nejprve žáci dozvědí, nejsilnější a nejslabší kyselinu a teprve následně celé řešení úlohy.

**Síla kyselin - konstanta acidity**

Úloha

| Název kyseliny         | Vzorec                         | $K_A$ při 25°C        | Pořadí |
|------------------------|--------------------------------|-----------------------|--------|
| chlorovodíková         | HCl                            | $1,3 \cdot 10^6$      | 3.     |
| bromovodíková          | HBr                            | $1,0 \cdot 10^9$      | 2.     |
| sírovodíková           | H <sub>2</sub> S               | $9,1 \cdot 10^{-4} *$ | 7.     |
| dusičná                | HNO <sub>3</sub>               | $2,0 \cdot 10^1$      | 5.     |
| dusitá                 | HNO <sub>2</sub>               | $5,1 \cdot 10^{-4}$   | 8.     |
| chloristá              | HClO <sub>4</sub>              | $1,0 \cdot 10^{10}$   | 1.     |
| uhličitá               | H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> | $4,5 \cdot 10^{-7} *$ | 10.    |
| octová                 | CH <sub>3</sub> COOH           | $1,7 \cdot 10^{-5}$   | 9.     |
| sírová                 | H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> | $1,0 \cdot 10^3 *$    | 4.     |
| hydrogensíranový anion | HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>  | $1,2 \cdot 10^{-2}$   | 6.     |

\* uvedené hodnoty odpovídají disociaci do prvního stupně

1) napište vzorce kyselin uvedených v tabulce

2) uvedené kyseliny seřadte podle hodnot  $K_A$  od nejsilnější po nejslabší

## Snímek 9

Tvoří úvod k části prezentace věnující se problematice odlišné míry disociace silných a slabých kyselin (zásad). Žáky seznamuje s výsledky pokusu, jenž sleduje míru intenzity elektrického proudu procházejícího obvodu, které se liší elektrolyty. Z obrázků je patrné, že vodný roztok slabé kyseliny je horším vodičem elektrického proudu. Snímek má motivační funkci a otevírá prostor pro otázky, na které budou žáci následně hledat odpovědi.

**Vyjadřování síly kyselin a zásad**  
**Disociace silných a slabých kyselin**

**Tvrzení:**

- roztoky kyselin (zásad) vedou elektrický proud
- kyselina je tím silnější, čím snadněji odštěpí proton
- vložíme-li do obvodu ampérmetr, lze změřit hodnotu procházejícího proudu



### Vyjadřování síly kyselin a zásad Disociace silných a slabých kyselin

**Tvrzení:**

- roztoky kyselin (zásad) vedou elektrický proud
- kyselina je tím silnější, čím snadněji odštěpí proton
- hodnota proudu, který prochází obvodem, ve kterém je elektrolytem kyselina chlorovodíková je větší

#### Snímek 10

Je pojat jako problémová úloha vycházející z výsledků předchozího pokusu. Žáci mají za úkol najít odpověď na otázku, proč je vodný roztok kyseliny chlorovodíkové lepším elektrolytem než roztok kyseliny octové o stejné koncentraci. Na základě již osvojeného učiva by měli dojít k závěru, že roztok slabé kyseliny musí obsahovat méně volně pohyblivých iontů. Toto zjištění přináší další problém, jehož vyřešení je cílem úlohy. Pod vedením učitele by tak měli odvodit poznatek, že slabé kyseliny, na rozdíl od silných, podléhají disociaci pouze v omezené míře. Jinými slovy, jen část molekul kyseliny octové přítomných v roztoku odštěpuje vodíkový kation  $H^+$ .

### Vyjadřování síly kyselin a zásad Disociace silných a slabých kyselin

**Položte si otázku**

- 1) proč vodné roztoky kyseliny chlorovodíkové  $HCl$  a kyseliny octové  $CH_3COOH$  vedou elektrický proud
- 2) proč je vodný roztok  $HCl$  silnějším elektrolytem než vodný roztok  $CH_3COOH$  o stejné koncentraci

- 1) vodivost roztoku umožňuje přítomnost volně pohyblivých iontů
 
$$HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$$

$$CH_3COOH + H_2O \rightarrow H_3O^+ + CH_3COO^-$$
- 2) obě kyseliny mají stejnou koncentraci a jsou jednosytné
  - míra vodivosti závisí na množství iontů přítomných v roztoku
  - disociací  $HCl$  musí vzniknout větší množství iontů  $H_3O^+$

## Vyjadřování síly kyselin a zásad Disociace silných a slabých kyselin

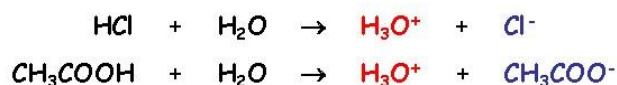
Silné kyseliny ve vodném roztoku snadno odštěpují proton.

→ jsou prakticky zcela disociovány

Slabé kyseliny ve vodném roztoku obtížněji uvolňují proton.

→ dochází k disociaci pouze malé části molekul

1) vodivost roztoku umožňuje přítomnost **volně pohyblivých iontů**



2) obě kyseliny mají stejnou koncentraci a jsou jednosytné

→ **míra vodivosti závisí na množství iontů přítomných v roztoku**

→ **disociací HCl musí vzniknout větší množství iontů  $\text{H}_3\text{O}^+$**

### Snímek 11

Navazuje na předchozí problémovou úlohu, ve které žáci dospěli k poznatku, že silné a slabé kyseliny se liší schopností míry disociace svých molekul. Logickým pokračováním úvahy je vyjádření poměru koncentrace kyseliny a koncentrace iontů  $\text{H}_3\text{O}^+$  zodpovědných za kyselé vlastnosti roztoku. Nově je zaveden termín disociační stupeň  $\alpha$  (stupeň konverze).

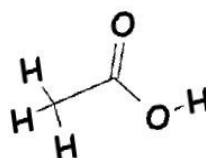
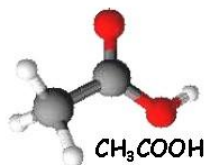
## Vyjadřování síly kyselin a zásad Disociace silných a slabých kyselin

• **silné kyseliny** snadno odštěpují proton, jsou prakticky zcela disociovány

→ **koncentrace iontů  $\text{H}_3\text{O}^+$  = koncentrace kyseliny**

• **slabé kyseliny** obtížněji odštěpují proton, dochází k disociaci pouze malé

části molekul → **koncentrace iontů  $\text{H}_3\text{O}^+$   $\neq$  koncentrace kyseliny**



Mírou velikosti disociace je disociační stupeň  $\alpha$  (stupeň konverze).

→ udává poměr mezi počtem disociovaných molekul a počátečním množstvím všech molekul elektrolytu



## Snímek 12

Jeho účelem je postupné odvození vztahu charakterizujícího stupeň disociace slabé kyseliny (zásady). Jednotlivé kroky jsou časově animovány tak, aby se spustili až po klepnutí. Nezbytné pro pochopení učiva je, aby se žáci orientovali v problematice rovnovážných stavů chemických reakcí. Rovnovážná koncentrace a disociační konstanta kyseliny jsou pojmy opěrné. Z důvodu relativní náročnosti tohoto odvození je možné snímek 12 vynechat, a to i za předpokladu, že se učitel rozhodne do výkladu zařadit zmínku o rozdílných schopnostech disociace silných a slabých kyselin.

**Vyjadřování síly kyselin a zásad**  
**Disociace silných a slabých kyselin**

- odvození stupně disociace  $\alpha$  kyseliny octové  $\text{CH}_3\text{COOH}$

$$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$$

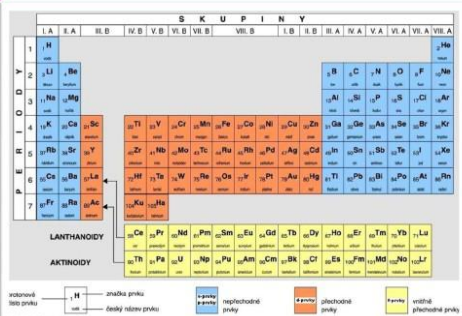
|                          |                                 |                             |                             |
|--------------------------|---------------------------------|-----------------------------|-----------------------------|
| • počáteční koncentrace  | <b>c</b>                        | <b>0</b>                    | <b>0</b>                    |
| • rovnovážná koncentrace | <b><math>c(1-\alpha)</math></b> | <b><math>c\alpha</math></b> | <b><math>c\alpha</math></b> |

- disociační konstanta  $K_A = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{(c\alpha)^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c\alpha^2}{(1-\alpha)}$
- je-li  $\alpha \ll 1$ , lze rovnici zjednodušit na  $K_A = c\alpha^2$
- Pozn.: obdobně lze odvodit stupeň disociace pro slabé zásady

Mírou velikosti disociace je disociační stupeň  $\alpha$  (stupeň konverze).  
→ udává poměr mezi počtem disociovaných molekul a počátečním množstvím všech molekul elektrolytu

## Snímek 13

Jak jsem již uvedla, ne vždy musí mít chemik okamžitě k dispozici hodnotu disociační konstanty dané kyseliny či zásady. Proto je potřeba, aby byl schopen alespoň orientačně určit její sílu. K tomuto účelu mu mohou posloužit informace o struktuře dané látky a znalost periodického zákona. Na snímku je k dispozici periodická tabulka prvků a přehledné schéma růstu či poklesu některých vybraných vlastností prvků a sloučenin. Není pochyb o tom, že orientace v periodické tabulce a schopnost odvozovat vlastnosti látek na základě umístění prvků v tabulce, patří k elementárním dovednostem každého chemika. Domnívám se, že je potřeba využít každé příležitosti k tomu, aby si žáci tyto znalosti a dovednosti znovu zopakovali a procvičili. Je proto pouze na rozhodnutí uživatele, jak velký prostor tomuto tématu bude ochoten věnovat.



**S K U P I N Y**

I.A. II.A. III.A. IV.A. V.A. VI.A. VII.A.

VIII. IX. X. XI. XII.

I. II. III. IV. V. VI. VII. VIII.

LANTHANOIDY

AKTINOIDY

vodivost: 1 H značka prvku: 1 H  
 skupinová: 1 H značka prvku: 1 H  
 perioda: 1 H značka prvku: 1 H  
 symbol: 1 H značka prvku: 1 H  
 skupinová: 1 H značka prvku: 1 H  
 perioda: 1 H značka prvku: 1 H  
 symbol: 1 H značka prvku: 1 H

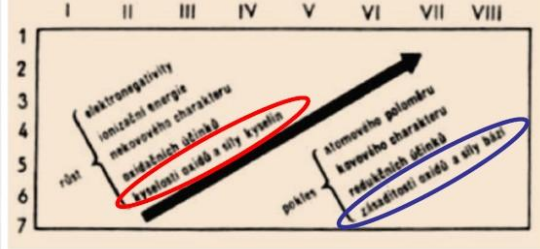
### Vztah mezi strukturou a acidobazickými vlastnostmi

**Problém**

- je potřeba určit sílu kyseliny (zásady), ale **nemáme k dispozici hodnoty odpovídajících konstant**

**Řešení**

- využijeme znalostí o struktuře látky a vztahu periodického zákona k vlastnostem látek



### Snímek 14

Má v názvu „Vztah mezi strukturou a acidobazickými vlastnostmi – Bezokysličené kyseliny“. Vzhledem k tomu, že tabulka zahrnuje binární sloučeniny vodíku s prvky V.A. až VII.A. skupiny, není toto označení zcela přesné. Je zřejmé, že amoniak nebo fosfan vykazují zásadité vlastnosti. Nicméně s amoniakem, jako typickým zástupcem bazických látek, se žáci již opakovaně setkali. Zařazení sloučenin prvků V.A. skupiny by mělo učitelé umožnit lépe demonstrovat rozložení acidobazických vlastností v periodické tabulce. Snímek je koncipován tak, že jsou zprvu skryty šipky vyznačující trendy růstu kyselosti ve skupinách a v periodách. Jsem přesvědčena, že většina žáků je schopna tyto šipky správně umístit. Větším problémem pravděpodobně bude určit důvod tohoto rozložení. Správné zodpovězení otázky názorně demonstuje vzájemné propojení jednotlivých částí učiva obecné chemie.

### Vztah mezi strukturou a acidobazickými vlastnostmi

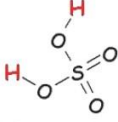
#### Bezokysličené kyseliny


|    | <div style="display: flex; align-items: center; justify-content: center;"> <span style="font-size: 2em; margin-right: 5px;">→</span> <span style="font-size: 0.8em; margin-right: 5px;">růst</span> </div>   |                   |              | růst kyselosti  |
|----|--|-------------------|--------------|---|
|    | <div style="display: flex; align-items: center; justify-content: center;"> <span style="font-size: 1.5em; margin-right: 5px;">→</span> <span style="font-size: 0.8em; margin-right: 5px;">rostoucí polarita vazby → snazší odštěpení H<sup>+</sup></span> </div> |                   |              | růst  |
|    | V.A. (15.)   | VI.A. (16.)       | VII.A. (17.) | ↓   |
| 2. | NH <sub>3</sub>  | H <sub>2</sub> O  | HF           | ↓   |
| 3. | PH <sub>3</sub>  | H <sub>2</sub> S  | HCl          | ↓   |
| 4. | AsH <sub>3</sub>   | H <sub>2</sub> Se | HBr          | ↓   |
| 5. | SbH <sub>3</sub>   | H <sub>2</sub> Te | HI           | ↓   |
|    |  |                   |              | ↓<br>rostoucí atomový poloměr<br>↓<br>pokles pevnosti vazby |

## Snímek 15

Klade si za cíl poskytnout žákům pomůcku k orientačnímu posouzení síly kyslíkatých kyselin. Hlubší vysvětlování podstaty mechanismu působení rostoucí elektronegativity centrálního atomu a počtu kyslíků v molekule by pravděpodobně v danou chvíli přesahovalo míru znalostí a schopností žáků a mělo by na ně spíše demotivující účinek. Proto přináší pouze základní tvrzení se zjednodušeným vysvětlením. Znaménka menší/větší u příkladů kyselin se objeví až po poklepání, žáci tedy mohou být vyzváni k tomu, aby se sami pokusili je doplnit. Zároveň lze tento snímek použít k rychlému zopakování názvosloví kyslíkatých kyselin.

**Vztah mezi strukturou a acidobazickými vlastnostmi**  
Kyslíkaté kyseliny





H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

- **kyselý charakter má vodík vázaný na centrální atom přes kyslík**  
(případně další vodíky nemají vliv na aciditu sloučeniny)
- **s rostoucí elektronegativitou centrálního atomu roste kyselost**  
(roste polarita vazby O ← H = snazší odštěpení H<sup>+</sup>)
  - např. HClO > HBrO > HIO
- **s rostoucím počtem atomů kyslíku roste kyselost (H<sub>n</sub>MO<sub>n+x</sub>)**  
(roste polarita vazby O ← H = snazší odštěpení H<sup>+</sup>)
  - např. H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub> < H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> < H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> < HClO<sub>4</sub>

## Snímek 16

Interaktivní snímek umožňující procvičení názvosloví hydroxidů (názvy nebo vzorce se objevují a mizí poklepáním na příslušné ikony). Zároveň navazuje na předchozí snímky, ve snaze poskytnout žákům vodítko, jak se orientovat v případě posuzování míry zásaditosti hydroxidů. Toto téma je bohužel v učebnici autorů Marečka a Honzy zcela pomínuto. Na příkladu pěti různých hydroxidů se pokouším demonstrovat vliv počtu hydroxidových skupin a umístění atomů kovu v periodické tabulce.

**Vztah mezi strukturou a acidobazickými vlastnostmi**  
Hydroxidy - Úloha

Názvy

Vzorce

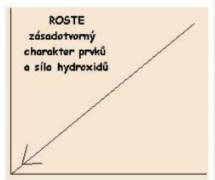
| Název hydroxidu | Vzorec              |
|-----------------|---------------------|
| sodný           | NaOH                |
| draselný        | KOH                 |
| vápenatý        | Ca(OH) <sub>2</sub> |
| železnatý       | Fe(OH) <sub>2</sub> |
| železitý        | Fe(OH) <sub>3</sub> |
| hlinitý         | Al(OH) <sub>3</sub> |

1) **napište názvy** nebo **vzorce** hydroxidů uvedených v tabulce

2) **rozhodněte**, který z hydroxidů je **slabší/silnější** (využijte znalosti periodické tabulky)

NaOH < KOH  
KOH < Ca(OH)<sub>2</sub>  
Ca(OH)<sub>2</sub> > Fe(OH)<sub>2</sub>  
Fe(OH)<sub>3</sub> > Al(OH)<sub>3</sub>

ROSTE zásadotvorný charakter prvků a síla hydroxidů



## Snímky 17, 18 a 19

Shrnují důležité body probraného učiva. Umožňují žákům, aby se ve svých poznámkách zorientovali a vyznačili si elementární poznatky. Poskytují také prostor pro případné dotazy, které nemusely být vzneseny během výkladu.

## Shrnutí

- **kyselina** je tím **silnější**, čím **snadněji odštěpí** proton
- **zásada** je tím **silnější**, čím **snadněji váže** proton
- **čím je kyselina silnější, tím slabší je její konjugovaná zásada** (a naopak)
- **silné kyseliny (zásady)** jsou ve vodném roztoku prakticky **zcela disociovány**
- **slabé kyseliny (zásady)** **disociují pouze částečně**
- poměr mezi počtem disociovaných molekul a počátečním množstvím látky vyjadřuje **stupeň disociace  $\alpha$  (stupeň konverze)**

## Shrnutí

- **disociace kyseliny (zásady)** ve vodě vede k ustavení **protolytické rovnováhy**, kterou lze **charakterizovat rovnovážnou konstantou  $K_c$**



- **úpravou rovnovážné konstanty** lze získat **konstantu acidity  $K_A$  (bazicity  $K_B$ )**, pomocí nichž lze posoudit sílu kyselin (zásad)

$$K_c \cdot [\text{H}_2\text{O}] = K_A = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{Cl}^-]}{[\text{HCl}]}$$



### Shrnutí

- hodnota disociační konstanty kyseliny (zásady) je pro danou kyselinu (zásadu) **charakteristická a závisí pouze na teplotě**

| Hodnota $K_A$ ( $K_B$ ) | Síla kyseliny (zásady)                        |
|-------------------------|---|
| $> 10^{-2}$             | <b>silná až velmi silná kyselina (zásada)</b> |
| $10^{-2}$ až $10^{-4}$  | <b>středně silná kyselina (zásada)</b>        |
| $< 10^{-9}$             | <b>slabá až velmi slabá kyselina (zásada)</b> |

- nejsou-li k dispozici hodnoty odpovídajících konstant, lze využít k orientačnímu posouzení síly kyseliny (zásady) **znalostí o struktuře látky a vztahu periodického zákona k vlastnostem látek**

## 4.6. Výuková prezentace Síla kyselin a zásad II

### Cíle a obsah prezentace

Níže uvedená prezentace obsahuje 28 snímků. Úvodní snímek je věnován zopakování předchozího učiva a připomíná nejdůležitější poznatky týkající se vyjadřování síly kyselin a zásad za pomoci konstanty acidity a konstanty bazicity. Hlavním cílem je definování pojmu vodíkový exponent pH a jeho praktické využití. V souvislosti s tím prezentace zahrnuje také část věnující se autoprotolýze a iontovému součinu vody. Učitel zde nalezne osm příkladů, včetně řešení, určených k procvičení výpočtů pH vodných roztoků kyselin a zásad. V závěru jsou, mimo obvyklého shrnutí probraného učiva, zařazeny také snímky pojednávající o možnostech experimentálního stanovení pH.

Znalost vodíkového exponentu a jeho významu pro vyjadřování míry kyselosti nebo zásaditosti roztoků se předpokládá již ze základní školy. Nově utvářené pojmy jsou autoprotolýza vody a iontový součin vody. Iontový součin vody  $K_V$  je jedna z nejdůležitějších disociačních konstant, protože charakterizuje rovnováhu, která se ustavuje v nejběžnějším prostředí chemických reakcí. Žáci by měli být schopni využívat vztah pro  $K_V$  při výpočtech rovnovážných koncentrací oxoniových a hydroxidových iontů v roztocích kyselin a zásad. Měli by znát definici pH a rozumět vztahu mezi jeho hodnotami a koncentrací iontů  $H_3O^+$ , případně  $OH^-$ . Měli by umět vypočítat pH roztoků silných jednosytných kyselin a zásad a znát pojem acidobazický indikátor a jeho použití.

Na závěr uvádím, že v prezentaci jsou k dispozici i příklady pro výpočet pH kyseliny sírové a kyseliny octové. Uživatel má možnost se rozhodnout, zda tento typ příkladů zařadí do výuky nebo je bude považovat pouze za rozšiřující učivo. Stejně jako v předchozích případech, je v prezentaci využito možností časovaného animování textu. Snímky, na kterých došlo k překrývání textových polí, byly upraveny tak, aby byla zajištěna čitelnost tištěné verze.



Komentář k jednotlivým snímkům**Snímek 1**

Úvodní snímek. Obsah prezentace.

**Síla kyselin a zásad II**

*Autoprotolýza a iontový součin vody  
Vodíkový exponent pH  
Měření pH*

**Mgr. Denisa Velgová**

**Snímek 2**

Je určen k připomenutí a zopakování nejdůležitějších bodů předchozího učiva.

**Připomeňme si**  
**Vyjádřování síly kyselin a zásad - konstanta acidity (bazicity)**

- velikost disociační konstanty  $K_A$  charakterizuje schopnost kyseliny odštěpit proton
- velikost disociační konstanty  $K_B$  charakterizuje schopnost zásady přijmout proton

$$\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^- \quad K_A = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{Cl}^-]}{[\text{HCl}]}$$

| Hodnota $K_A$ ( $K_B$ ) | Síla kyseliny (zásady)                        |
|-------------------------|---|
| $> 10^{-2}$             | <b>silná až velmi silná</b> kyselina (zásada) |
| $10^{-2}$ až $10^{-4}$  | <b>středně silná</b> kyselina (zásada)        |
| $< 10^{-9}$             | <b>slabá až velmi slabá</b> kyselina (zásada) |

## Snímek 3

Otevírá nové učivo, tvoří úvod k motivační úloze.

**Vyjadřování kyselosti a zásaditosti vodných roztoků**

**Již víme:**

- proč se některé látky chovají kyselě a jiné zásaditě
- jak můžeme posoudit sílu kyselin a zásad

**Jak ale lze kvantifikovat míru kyselosti (zásaditosti)  
vodného roztoku těchto látek?**

- zkusme si nejprve osvěžit znalosti ze základní školy 😊

## Snímek 4

Má aktivizační a motivační úlohu. Otevírá nové učivo nenásilnou hravou formou a zároveň poskytne učiteli možnost zorientovat se v tom, co si žáci ze základní školy skutečně pamatují. Ti mají za úkol propojit vzájemně si odpovídající údaje z uvedených sloupců. Animace se spustí poklepáním na kolečko odpovídající barvy. Žáci většinou nemívají problém se správným řešením, a tak jsou pozitivně naladěni k probírání dalšího, již obtížnějšího, učiva.

**Vyjadřování kyselosti a zásaditosti vodných roztoků**

**Úloha: roztoky kyselé, zásadité a neutrální**

- propojte vzájemně si odpovídající údaje z jednotlivých sloupců

→ stiskni odpovídající tlačítko ● ● ● ←

|                     |                    |        |
|---------------------|--------------------|--------|
| $[H_3O^+] = [OH^-]$ | kyselý roztok ●    | pH > 7 |
| $[H_3O^+] < [OH^-]$ | neutrální roztok ● | pH < 7 |
| $[H_3O^+] > [OH^-]$ | zásaditý roztok ●  | pH = 7 |

### Vyjadřování kyselosti a zásaditosti vodných roztoků

**Úloha:** roztoky kyselé, zásadité a neutrální

- propojte vzájemně si odpovídající údaje z jednotlivých sloupců

→ stiskni odpovídající tlačítko ● ● ● ←

|                     |                    |        |
|---------------------|--------------------|--------|
| $[H_3O^+] = [OH^-]$ | kyselý roztok ●    | pH > 7 |
| $[H_3O^+] < [OH^-]$ | neutrální roztok ● | pH < 7 |
| $[H_3O^+] > [OH^-]$ | zásaditý roztok ●  | pH = 7 |

• a nyní trochu teorie

#### Snímek 5

Klade si za cíl formou problémové úlohy dovést žáky k osvojení a pochopení nového pojmu autoprotolýza vody, který je definován na následujícím snímku. V úvodu je poskytnuta informace, že i naprosto čistá voda je nepatrným vodičem elektrického proudu. Fakt, že obyčejná voda z vodovodu nebo voda „přírodní“ vede elektrický proud, není pro žáky překvapivou informací. Této příležitosti je možno využít např. k zavedení diskuze na téma jak se správně zachovat, jsme-li nenadále zastíženi bouřkou. Podstatné ale je nalézt odpověď na otázku jak je možné, že i destilovaná voda, zbavená všech cizorodých rozpuštěných látek, může být vodivá. Správná odpověď vychází ze znalosti předchozího učiva. Opěrnými pojmy jsou amfoterní charakter vody a konjugovaná kyselina a zásada. Za pomoci jednoduchého schéma jsou žáci seznámeni s mechanismem vzájemné reakce dvou molekul vody. Chemická rovnice s vyznačenými konjugovanými páry tento snímek uzavírá.

### Disociace vody

- koncem 19. stol. byla provedena elektrická měření mnohonásobně destilované vody

→ i absolutně čistá voda vede nepatrně elektrický proud

→ obsahuje volně pohyblivé ionty

**Položme si otázku**

- o jaké ionty se jedná
- jak tyto ionty vznikly

**Odpověď**

- voda má amfoterní (obojaký) charakter

→ v závislosti na reakčním partnerovi se může chovat jako kyselina nebo jako zásada

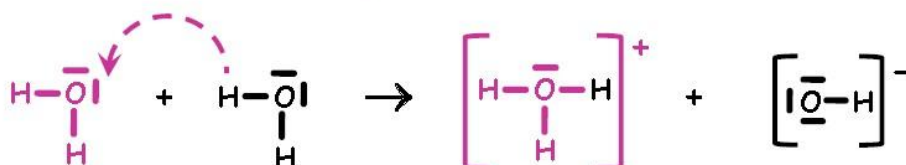
→ molekuly vody mohou odštěpovat i přijímat proton

## Disociace vody

- koncem 19. stol. byla provedena elektrická měření mnohonásobně destilované vody

→ i absolutně čistá voda vede nepatrně elektrický proud

→ obsahuje volně pohyblivé ionty



### Odpověď

- voda má amfoterní (obojaký) charakter

→ v závislosti na reakčním partnerovi se může chovat jako **kyselina** nebo jako **zásada**

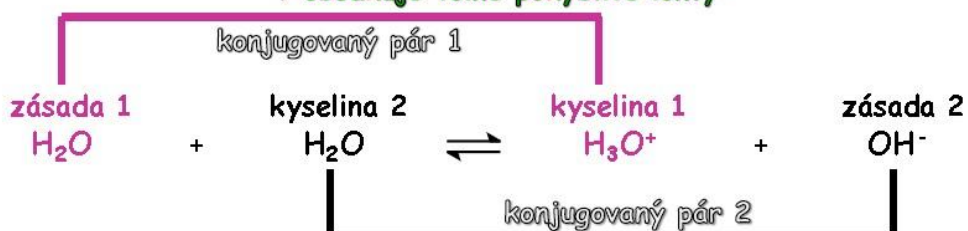
→ molekuly vody mohou **odštěpovat** i **přijímat** proton

## Disociace vody

- koncem 19. stol. byla provedena elektrická měření mnohonásobně destilované vody

→ i absolutně čistá voda vede nepatrně elektrický proud

→ obsahuje volně pohyblivé ionty



### Odpověď

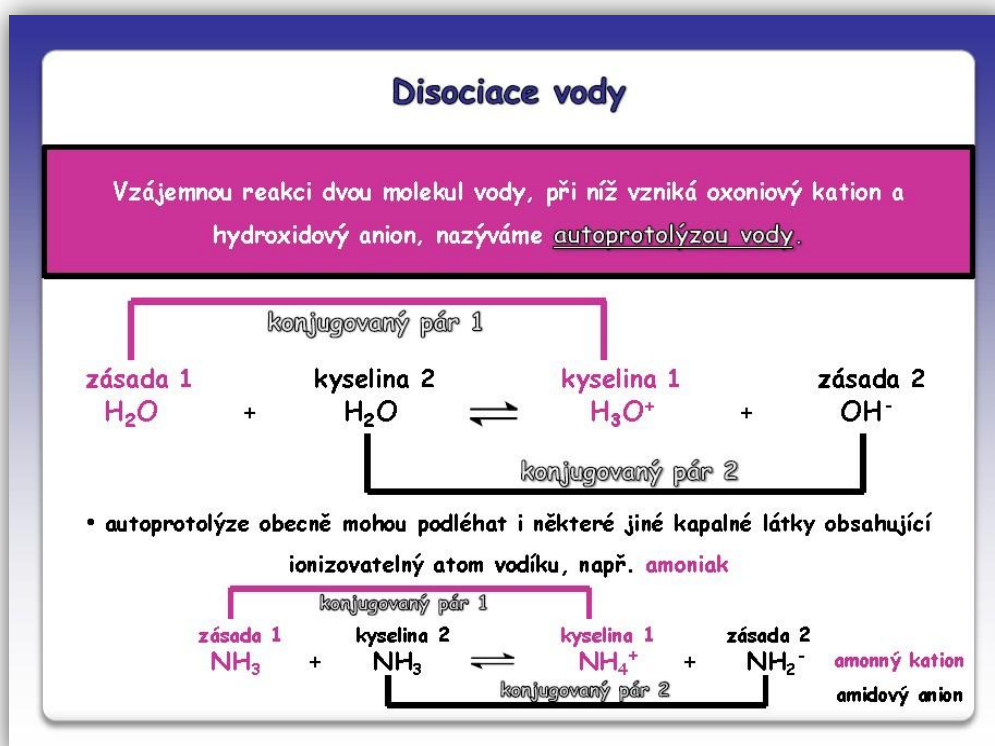
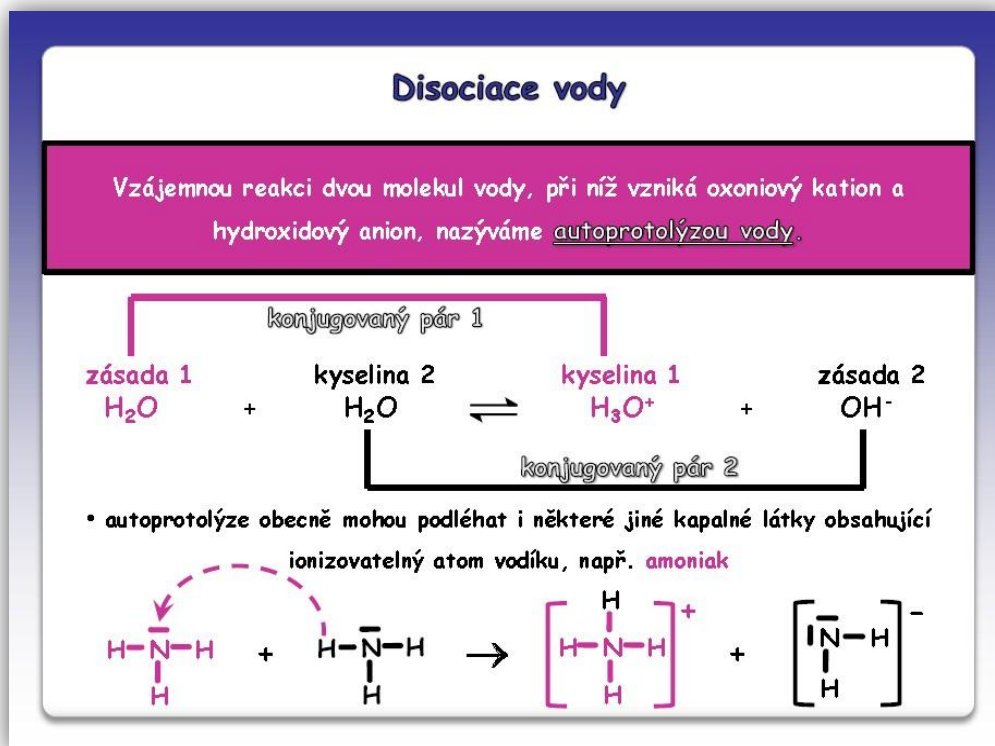
- voda má amfoterní (obojaký) charakter

→ v závislosti na reakčním partnerovi se může chovat jako **kyselina** nebo jako **zásada**

→ molekuly vody mohou **odštěpovat** i **přijímat** proton

## Snímek 6

Navazuje na snímek 5. Zavádí termín autoprotolýza vody a jeho definici. Zároveň přináší informaci, že autoprotolýza je dějem obecným, kterému mohou podléhat i jiné kapalné látky obsahující odštěpitelný atom vodíku. Jako příklad je zvolen žákům dobře známý amoniak. Je pravděpodobně vhodné zdůraznit, že se nejedná o amoniak ve skupenství plynném, ale jeho vodný roztok. Autoprotolýzu je možno demonstrovat i na jiných látkách, např. na kyselině octové. Tato reakce ale není v prezentaci k dispozici.





## Snímky 7 a 8

Jsou věnovány definování iontového součinu vody  $K_V$ . Žáci jsou nejprve vyzváni, aby napsali vztah pro rovnovážnou konstantu příslušející autoprotolýze vody. Poté učitel pokračuje ve výkladu a odvodí vztah platný pro iontový součin vody, seznámí je s číselnou hodnotou  $K_V$  a podmínkami její platnosti. Snímek 8 nabízí graf teplotní závislosti  $K_V$ . Žáci mají možnost pokusit se tuto závislost předem odhadnout.

## Autoprotolýza a iontový součin vody



- autoprotolýze podléhá jen velmi málo molekul vody (přibližně 1 molekula z 55 milionů)
- popsaný děj můžeme charakterizovat rovnovážnou konstantou
- počet nedisociovaných molekul vody je ve velkém nadbytku a jejich koncentrace se v průběhu disociace prakticky nemění
- lze ji zahrnout do rovnovážné konstanty a získat tak konstantu novou  
→ **iontový součin (iontový produkt) vody  $K_V$**

$$K_c \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2 = K_V = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

## Autoprotolýza a iontový součin vody



- měření elektrické vodivosti vody za standardních podmínek ( $p = 101,325 \text{ kPa}$ ,  $T = 298,15 \text{ K} = 25 \text{ }^\circ\text{C}$ ) prokázala  
→ molární koncentrace  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$

$$K_V = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = (1,0 \cdot 10^{-7})^2 = 1 \cdot 10^{-14}$$

- hodnota iontového součinu vody je za daných podmínek pro čistou vodu i všechny vodné roztoky konstantní
- hodnota iontového součinu vody závisí pouze na teplotě
  - s rostoucí teplotou hodnota  $K_V$  ?

### Autoprotolýza a iontový součin vody

$\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$

$K_V = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]$

- měření elektrické vodivosti (p = 101,325 kPa)
- molární koncentrace

Teplotní závislost  $K_V$

**$K_V = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = (1,0 \cdot 10^{-7})^2 = 1 \cdot 10^{-14}$**

- hodnota iontového součinu vody je za daných podmínek pro čistou vodu i všechny vodné roztoky konstantní
- hodnota iontového součinu vody závisí pouze na teplotě
  - s rostoucí teplotou hodnota  $K_V$  stoupá

### Snímky 9 a 10

Znalost vodíkového exponentu pH a jeho významu pro vyjadřování míry kyselosti nebo zásaditosti roztoků se předpokládá již ze základní školy. Žáci mají většinou také povědomí o vztahu mezi poměrem koncentrací iontů  $\text{H}_3\text{O}^+$  a  $\text{OH}^-$  v roztocích kyselin a zásad a jsou schopni na základě těchto informací posoudit, zda je roztok kyselý nebo zásaditý. Tuto dovednost si ovšem osvojili jako učitelem předložený fakt, aniž by rozuměli podstatě tohoto jevu. Snímky 9 a 10, vytvořené opět ve formě problémové úlohy, dávají do souvislosti změny v hodnotách koncentrací oxoniových a hydroxidových iontů v roztocích kyselin a zásad s iontovým součinem vody. Žáci hledají odpověď na otázku k čemu dojde, budou-li rozpouštět plynný chlorovodík ve vodě. Akcentován je důvod, tedy proč k těmto změnám v roztoku dochází.

### Iontový součin vody a vyjadřování kyselosti a zásaditosti vodných roztoků

- iontový součin vody je jedna z nejdůležitějších disociačních konstant
- charakterizuje chemickou rovnováhu, která se ustavuje v nejběžnějším prostředí chemických reakcí

**Proč nás to tak zajímá?**

- podle hodnoty **koncentrace iontů  $\text{H}_3\text{O}^+$**  (případně  $\text{OH}^-$ ) rozdělujeme roztoky na **kyselé**, **neutrální** a **zásadité**

| Poměr $[\text{H}_3\text{O}^+]$ a $[\text{OH}^-]$ | Reakce roztoku   |
|--|------------------|
| $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$         | <b>kyselé</b>    |
| $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$         | <b>neutrální</b> |
| $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$         | <b>zásadité</b>  |

## Iontový součin vody a vyjadřování kyselosti a zásaditosti vodných roztoků

### Položková otázka

- 1) k čemu dojde, budeme-li rozpouštět plynný chlorovodík ve vodě
- 2) jak se změní hodnoty koncentrací iontů  $\text{H}_3\text{O}^+$  a  $\text{OH}^-$  v roztoku



→ v roztoku vzroste koncentrace iontů  $\text{H}_3\text{O}^+$

$$K_v = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = (1 \cdot 10^{-7}) \cdot (1 \cdot 10^{-7}) = 1 \cdot 10^{-14}$$

• hodnota  $K_v$  je konstantní a závisí pouze na teplotě

→ zvýšíme-li v roztoku koncentraci iontů  $\text{H}_3\text{O}^+$  přidáním kyseliny, musí v roztoku úměrně tomu klesnout koncentrace iontů  $\text{OH}^-$  (a naopak)



## Iontový součin vody a vyjadřování kyselosti a zásaditosti vodných roztoků

| Poměr $[\text{H}_3\text{O}^+]$ a $[\text{OH}^-]$ | Koncentrace $\text{H}_3\text{O}^+$         | Reakce roztoku |
|--|--|----------------|
| $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$         | $[\text{H}_3\text{O}^+] > 1 \cdot 10^{-7}$ | kyselá         |
| $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$         | $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \cdot 10^{-7}$ | neutrální      |
| $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$         | $[\text{H}_3\text{O}^+] < 1 \cdot 10^{-7}$ | zásaditá       |

$$K_v = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = (1 \cdot 10^{-7}) \cdot (1 \cdot 10^{-7}) = 1 \cdot 10^{-14}$$

• hodnota  $K_v$  je konstantní a závisí pouze na teplotě


→ zvýšíme-li v roztoku koncentraci iontů  $\text{H}_3\text{O}^+$  přidáním kyseliny, musí v roztoku úměrně tomu klesnout koncentrace iontů  $\text{OH}^-$  (a naopak)

• známe-li koncentraci iontů  $\text{H}_3\text{O}^+$  v roztoku, můžeme vypočítat koncentraci iontů  $\text{OH}^-$  (a naopak)

## Snímek 11

Je zaměřen na definici vodíkového exponentu pH. Uvádí základní vztahy, které by si žáci měli osvojit a být schopni prakticky využít při výpočtech. V 1. díle souboru učebnic Chemie pro čtyřletá gymnázia autorů Marečka a Honzy, o něž se opírám, je definice vodíkového exponentu pojata jednodušeji. Autoři se omezují na informaci, že kladná hodnota exponentu koncentrace oxoniových kationtů se rovná pH a na jeho vztah k iontovému součinu vody. Podrobnější informace jsou žákům předloženy později při studiu organické chemie. Jistě to má své opodstatnění. Lze se domnívat, že jedním z důvodů může být síla organických kyselin nebo fakt, že početní operace s logaritmy bývají probírány v matematice až později. Myslím si však, že v dnešní době moderních technologií, kdy každý žák vlastní a používá kalkulačtor, lze po studentech 1. ročníku čtyřletého gymnázia požadovat znalost definičního vztahu pro výpočet pH a schopnost jeho aplikace v praxi. Na snímku má učitel k dispozici i grafické znázornění stupnice pH a pOH v korelaci s hodnotami koncentrací iontů  $\text{H}_3\text{O}^+$  a  $\text{OH}^-$ . Nicméně tomuto tématu se detailněji věnuje až následující snímek.

### Sørensenův vodíkový exponent pH



- počítání se zápornými exponenty je nepraktické
- byla zavedena logaritmická stupnice
- vychází z definice tzv. **vodíkového exponentu pH**

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

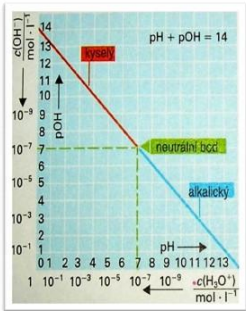
- pH je roven záporné hodnotě dekadického logaritmu číselné hodnoty koncentrace  $\text{H}_3\text{O}^+$
- s ohledem na iontový součin vody platí

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$

Søren Peter Lauritz Sørensen  
dánský biochemik  
1909 pH

### Sørensenův vodíkový exponent pH



- počítání se zápornými exponenty je nepraktické
- byla zavedena logaritmická stupnice
- vychází z definice tzv. **vodíkového exponentu pH**

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

- pH je roven záporné hodnotě dekadického logaritmu číselné hodnoty koncentrace  $\text{H}_3\text{O}^+$
- s ohledem na iontový součin vody platí

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

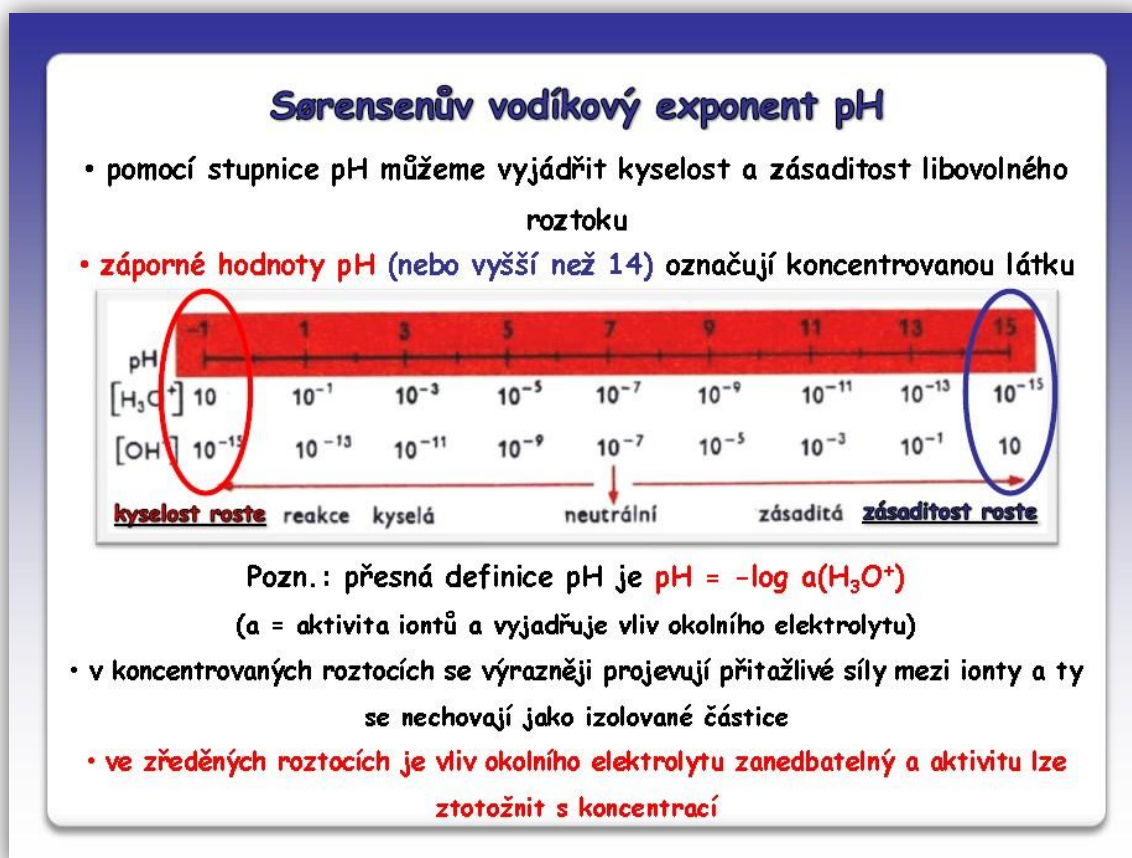
$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$

Stupnice pH a pOH  
ve vodných roztocích



## Snímek 12

Přináší přehledné schematické znázornění vztahu mezi hodnotami pH (pOH) a odpovídajícími koncentracemi oxoniových a hydroxidových iontů. Upozorňuje na skutečnost, že oproti běžnému očekávání žáků, nemusí pH nabývat pouze hodnot v rozsahu od 0 do 14. V poznámce je pro úplnost upřesněna definice pH. Pojem aktivita iontů a jeho význam nepatří k základnímu učivu.



## Snímky 13 a 14 – návaznost snímky 20 až 28

Obsahují nabídku osmi příkladů určených k procvičení výpočtů pH vodných roztoků kyselin a zásad. Byly vytvořeny v různé míře obtížnosti se zřetelem k tomu, aby pokryly pokud možno celou šíři probíraného učiva. První čtyři příklady ověří schopnost žáků vypočítat pH roztoku na základě znalosti koncentrace oxoniových nebo hydroxidových iontů, případně pOH, dovednost využívat vztah pro iontový součin vody při výpočtech rovnovážných koncentrací iontů  $H_3O^+$  a  $OH^-$  a samozřejmě určit, zda se jedná o roztok kyselý či zásaditý. Druhá série příkladů již vyžaduje, aby si potřebné údaje dokázali sami ze zadání odvodit. Příklady sedm a osm mohou být považovány za rozšiřující učivo, jsou zaměřeny na výpočet pH roztoků vícesytných a slabých kyselin. Zadání jednotlivých příkladů jsou pomocí hypertextových odkazů propojena s řešeními, která jsou umístěna až na závěr prezentace. Uživatel má možnost volby, zda příkladů využije na tomto místě, či bude pokračovat ve výkladu. Návrat mu umožní k tomuto účelu vytvořený snímek zařazený po závěrečném shrnutí učiva.



### Výpočty pH vodných roztoků kyselin a zásad

#### Příklad 1



Určete pH roztoku, ve kterém je  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \cdot 10^{-8} \text{ mol.dm}^{-3}$ .

Jaká je reakce roztoku?

Jaká je koncentrace iontů  $\text{OH}^-$ ?

#### Příklad 2



Určete pH roztoku, ve kterém je  $[\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-8} \text{ mol.dm}^{-3}$ .

Jaká je reakce roztoku?

Jaká je koncentrace iontů  $\text{H}_3\text{O}^+$ ?

#### Příklad 3



Určete pH roztoku, víte-li že  $\text{pOH} = 4$ .

#### Příklad 4



Určete pH roztoku, víte-li že  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,5 \cdot 10^{-8} \text{ mol.dm}^{-3}$ .

### Výpočty pH vodných roztoků kyselin a zásad

#### Příklad 5



Vypočítejte pH 0,01M roztoku kyseliny chlorovodíkové.

#### Příklad 6



Vypočítejte pH 0,01M roztoku hydroxidu draselného.

#### Příklad 7



Vypočítejte pH 0,01M kyseliny sírové.

#### Příklad 8



Vypočítejte pH 0,01M kyseliny octové.

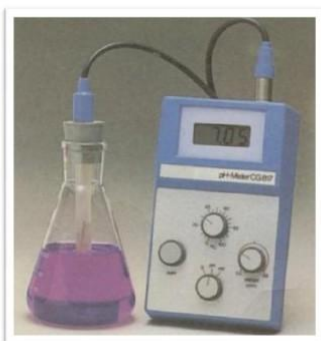
$$K_A = 1,74 \cdot 10^{-5}$$

## Snímky 15 a 16

Ve zkratce seznamují s možnostmi experimentálního stanovení pH pomocí pH-metru a acidobazických indikátorů. Princip fungování pH-metru, kterým ani nemusí být všechny školy vybaveny, je zmíněn pouze okrajově. Vzhledem k širokému využití acidobazických indikátorů v chemické laboratoři, a to zejména té školní, kladu větší důraz na snímek 16. Žáci by neměli být překvapeni, uslyší-li slovo fenolftalein nebo lakmus a měli by si dokonale osvojit dovednost usuzovat na pH roztoku podle změny zbarvení univerzálního indikátoru. Na tomto místě vzniká prostor pro zařazení libovolného demonstračního pokusu, do jehož provedení lze zapojit i žáky. Vzhledem k tomu, že se jedná o poněkud náročnější část učiva, může zařazení tohoto prvku přispět k udržení pozornosti a aktivizaci žáků.

### Měření pH

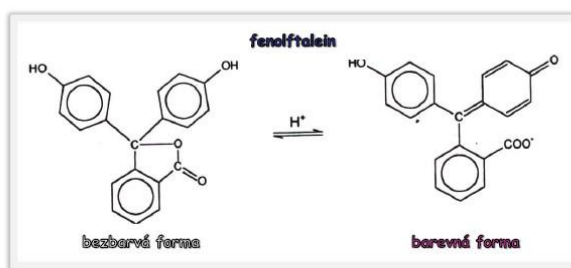
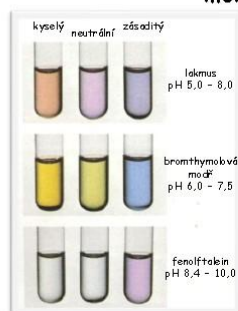
- měření pH vodných roztoků patří k běžným úkonům v chemické laboratoři
- k orientačnímu stanovení pH roztoku používáme **acidobazické indikátory**
  - přesnou hodnotu pH roztoku lze určit pomocí **pH-metru**



- pH metr je voltmetr opatřený dvojicí speciálních elektrod ve společném pouzdře
- ponořením elektrod do roztoku vznikne elektrochemický článek, jehož napětí je snímáno voltmetrem
- stupnice pH-metru bývá kalibrována tak, že odečítá přímo hodnoty pH

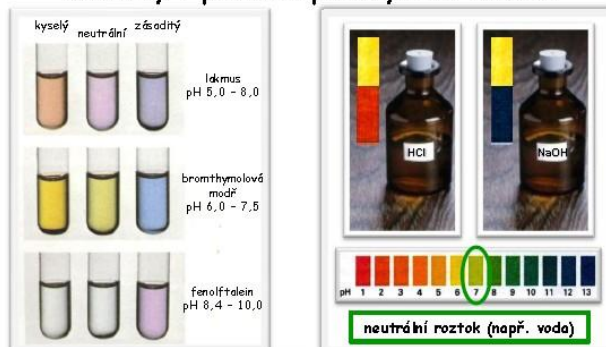
### Acidobazické indikátory

- látky používané pro orientační stanovení pH roztoku
- většinou organické sloučeniny mající charakter slabých kyselin nebo zásad
  - v určitém rozsahu pH dochází k výrazné změně jejich zbarvení
- změna zbarvení indikátoru je způsobena změnou vnitřní struktury jeho molekuly v průběhu protolytické reakce



## Acidobazické indikátory

- látky používané pro orientační stanovení pH roztoku
- v laboratoři se často používají **univerzální indikátorové papírky** napuštěné směsí indikátorů
- **zbarvení papírku je porovnáno s kalibrovanou barevnou stupnicí**
- změna zbarvení indikátoru je způsobena změnou vnitřní struktury jeho molekuly v průběhu protolytické reakce



### Snímky 17, 18 a 19

Shrnují důležité body probraného učiva. Umožňují žákům, aby se ve svých poznámkách zorientovali, vyznačili si elementární poznatky a vznesli případné dotazy.

## Shrnutí - iontový součin vody

- **vzájemnou reakci dvou molekul vody**, při níž vzniká oxoniový kation a hydroxidový anion, **nazýváme autoprotolýzou vody**



- popsaný děj lze charakterizovat rovnovážnou konstantou  $K_c$
- autoprotolýze podléhá jen velmi málo molekul vody
- úpravou  $K_c$  lze získat konstantu novou → **iontový součin vody  $K_v$**

$$K_c \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2 = K_v = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

$$K_v = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = (1,0 \cdot 10^{-7})^2 = 1 \cdot 10^{-14}$$

- **hodnota iontového součinu vody** je za standardních podmínek **pro čistou vodu i všechny vodné roztoky konstantní**
- hodnota  $K_v$  je závislá pouze na teplotě



## Shrnutí - iontový součin vody

- iontový součin vody charakterizuje chemickou rovnováhu, která se ustavuje v nejběžnějším prostředí chemických reakcí
- podle hodnoty **koncentrace iontů  $H_3O^+$**  (případně  $OH^-$ ) rozdělujeme roztoky na **kyselé**, **neutrální** a **zásadité**

| Poměr $[H_3O^+]$ a $[OH^-]$ | Koncentrace $H_3O^+$         | Reakce roztoku   |
|-----------------------------|------------------------------|------------------|
| $[H_3O^+] > [OH^-]$         | $[H_3O^+] > 1 \cdot 10^{-7}$ | <b>kyselé</b>    |
| $[H_3O^+] = [OH^-]$         | $[H_3O^+] = 1 \cdot 10^{-7}$ | <b>neutrální</b> |
| $[H_3O^+] < [OH^-]$         | $[H_3O^+] < 1 \cdot 10^{-7}$ | <b>zásadité</b>  |

- **zvýšíme-li v roztoku koncentraci iontů  $H_3O^+$**  přidáním kyseliny, musí v roztoku **úměrně tomu klesnout koncentrace iontů  $OH^-$**  (a naopak)
- **známe-li koncentraci iontů  $H_3O^+$  v roztoku**, můžeme vypočítat koncentraci iontů  $OH^-$  (a naopak)

## Shrnutí - vodíkový exponent pH



1909  
Sørensenův vodíkový  
exponent pH

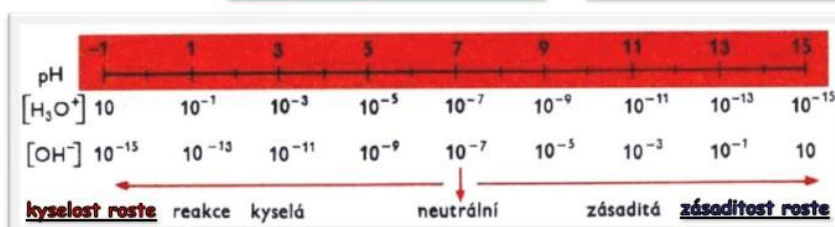
- počítání se zápornými exponenty je nepraktické
- pro vyjadřování míry kyselosti (zásaditosti) roztoků byla zavedena **logaritmická stupnice pH**

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

- s ohledem na iontový součin vody platí

$$pH + pOH = 14$$

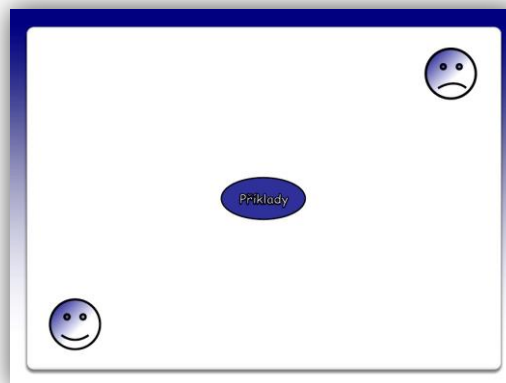
$$pOH = -\log [OH^-]$$



- k orientačnímu stanovení pH roztoku používáme **acidobazické indikátory**
- přesnou hodnotu pH lze změřit pomocí **pH-metru**

## Snímek 20

Poklepáním na ikonu příklady umožní návrat na snímek 13.



## Snímky 21, 22, 23 a 24 – návaznost snímek 13

Řešení příkladů 1 až 4. Z každého snímku je použitím tlačítka akce umožněn návrat na snímek 13.

**Výpočty pH vodných roztoků kyselin a zásad**

**Příklad 1**

Určete pH roztoku, ve kterém je  $[H_3O^+] = 1 \cdot 10^{-8} \text{ mol.dm}^{-3}$ .  
Jaká je reakce roztoku?  
Jaká je koncentrace iontů  $OH^-$ ?

- $[H_3O^+] = 1 \cdot 10^{-8} \text{ mol.dm}^{-3}$   
 $pH = -\log [H_3O^+]$   
**pH = 8**
- $pH > 7$  a  $[H_3O^+] < 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol.dm}^{-3}$   
**Reakce roztoku je zásaditá.**
- $K_v = [H_3O^+] \cdot [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14}$   
 $[OH^-] = 1 \cdot 10^{-14} / 1 \cdot 10^{-8}$   
 **$[OH^-] = 1 \cdot 10^{-6} \text{ mol.dm}^{-3}$**

**Výpočty pH vodných roztoků kyselin a zásad**

**Příklad 2**

Určete pH roztoku, ve kterém je  $[OH^-] = 1 \cdot 10^{-8} \text{ mol.dm}^{-3}$ .  
Jaká je reakce roztoku?  
Jaká je koncentrace iontů  $H_3O^+$ ?

- $[OH^-] = 1 \cdot 10^{-8} \text{ mol.dm}^{-3}$   
 $pOH = -\log [OH^-] \rightarrow pOH = 8$   
 $pH + pOH = 14$   
**pH = 6**
- $pH < 7$  a  $[OH^-] < 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol.dm}^{-3}$   
**Reakce roztoku je kyselé.**
- $K_v = [H_3O^+] \cdot [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14}$   
 $[H_3O^+] = 1 \cdot 10^{-14} / 1 \cdot 10^{-8}$   
 **$[H_3O^+] = 1 \cdot 10^{-6} \text{ mol.dm}^{-3}$**



## Výpočty pH vodných roztoků kyselin a zásad

### Příklad 3

Určete pH roztoku, víte-li že  $pOH = 4$ .

Jaká je reakce roztoku?

Jaká je koncentrace iontů  $OH^-$  a  $H_3O^+$ ?

- $pOH = 4$

$$pH + pOH = 14$$

$$pH = 10$$

- $pH > 7 \rightarrow$  **Reakce roztoku je zásaditá.**

- $pH = -\log [H_3O^+]$

$$[H_3O^+] = 10^{-pH}$$

$$[H_3O^+] = 1 \cdot 10^{-10} \text{ mol.dm}^{-3}$$

$$[OH^-] = 1 \cdot 10^{-4} \text{ mol.dm}^{-3}$$

$$(K_v = [H_3O^+] \cdot [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14})$$

## Výpočty pH vodných roztoků kyselin a zásad

### Příklad 4

Určete pH roztoku, víte-li že  $[H_3O^+] = 1,5 \cdot 10^{-8} \text{ mol.dm}^{-3}$ .

Jaká je reakce roztoku?

Jaká je koncentrace iontů  $OH^-$ ?

- $[H_3O^+] = 1,5 \cdot 10^{-8} \text{ mol.dm}^{-3}$

**! pozor  $pH \neq 8$  !**

(jednoduché řešení, že kladná hodnota exponentu koncentrace oxoniových kationtů se rovná pH, lze použít jen s násobkem 1)

$$pH = -\log (1,5 \cdot 10^{-8}) \rightarrow \text{pH} = 7,82$$

- $pH > 7 \rightarrow$  **Reakce roztoku je mírně zásaditá.**

- $K_v = [H_3O^+] \cdot [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14}$

$$[OH^-] = 1 \cdot 10^{-14} / 1,5 \cdot 10^{-8}$$

$$[OH^-] = 6,7 \cdot 10^{-7} \text{ mol.dm}^{-3}$$

## Snímky 25, 26, 27 a 28 – návaznost snímek 14

Řešení příkladů 5 až 8. Z každého snímku je použitím tlačítka akce umožněn návrat na snímek 14. Příklady 7 a 8 mohou být považovány za rozšiřující učivo. K dispozici je řešení příkladů a nápověda, která slouží jako vodítko k odvození potřebných informací ze zadání příkladu. Obojí lze spustit nezávisle na sobě poklepaním na příslušnou ikonu.

### Výpočty pH vodných roztoků kyselin a zásad

#### Příklad 5

Vypočítejte pH 0,01M roztoku kyseliny chlorovodíkové.

$$\bullet c(\text{HCl}) = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pH} = 2$$

výpočet

• HCl je silná jednosytná kyselina

nápověda

→ silné kyseliny jsou ve vodném roztoku prakticky zcela disociovány

→ koncentrace iontů  $\text{H}_3\text{O}^+$  = koncentrace kyseliny

### Výpočty pH vodných roztoků kyselin a zásad

#### Příklad 6

Vypočítejte pH 0,01M roztoku hydroxidu draselného.

$$\bullet c(\text{KOH}) = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$[\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

výpočet

možnost 1

$$\bullet K_v = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \cdot 10^{-14} / 1 \cdot 10^{-2}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \cdot 10^{-12} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$\bullet \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pH} = 12$$

možnost 2

$$\bullet \text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

$$\text{pOH} = 2$$

$$\bullet \text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pH} = 12$$

• KOH je silný jednosytný hydroxid

nápověda

→ silné zásady jsou ve vodném roztoku prakticky zcela disociovány

→ koncentrace iontů  $\text{OH}^-$  = koncentrace hydroxidu

## Výpočty pH vodných roztoků kyselin a zásad

### Příklad 7

Vypočítejte pH 0,01M kyseliny sírové.

$$\begin{aligned} & \bullet c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \\ [\text{H}_3\text{O}^+] &= 2 \cdot (1 \cdot 10^{-2}) = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \\ \text{pH} &= -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \\ \text{pH} &= 1,7 \end{aligned}$$

výpočet

•  $\text{H}_2\text{SO}_4$  je silná dvojsytná kyselina

náповěda

- silné kyseliny jsou ve vodném roztoku prakticky zcela disociovány
- koncentrace iontů  $\text{H}_3\text{O}^+$  je dvojnásobkem analytické koncentrace kyseliny

## Výpočty pH vodných roztoků kyselin a zásad

### Příklad 8

Vypočítejte pH 0,01M kyseliny octové.

$$K_A = 1,74 \cdot 10^{-5}$$

výpočet

•  $\text{CH}_3\text{COOH}$  slabá jednosytná kyselina

náповěda

- slabé kyseliny obtížně odštěpují proton a disociaci podléhají pouze částečně → nutno vzít v úvahu stupeň disociace  $\alpha$
- koncentrace iontů  $\text{H}_3\text{O}^+$   $\neq$  koncentrace kyseliny

 $\alpha$ 

|                          |   |           |           |
|--------------------------|---|-----------|-----------|
| • počáteční koncentrace  | $c$   | $0$       | $0$       |
| • rovnovážná koncentrace | $c(1-\alpha)$   | $c\alpha$ | $c\alpha$ |
| • disociační konstanta   | $K_A = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{(c\alpha)^2}{c(1-\alpha)}$ |           |           |

•  $\alpha \ll 1 \rightarrow$  rovnici lze zjednodušit na  $K_A = (c\alpha)^2 / c$

**Výpočty pH vodných roztoků kyselin a zásad**

**Příklad 8**

Vypočítejte pH 0,01M kyseliny octové.  
 $K_A = 1,74 \cdot 10^{-5}$

výpočet

$[H_3O^+] = c\alpha = \sqrt{K_A \cdot c}$

náповěda

$[H_3O^+] = \sqrt{1,74 \cdot 10^{-5} \cdot 0,01} = 4,17 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$

$\bullet \text{ pH} = -\log [H_3O^+]$   
**pH = 3,38**

$\alpha$

$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + CH_3COO^-$

|                          |               |           |           |
|--------------------------|---------------|-----------|-----------|
| • počáteční koncentrace  | $c$           | $0$       | $0$       |
| • rovnovážná koncentrace | $c(1-\alpha)$ | $c\alpha$ | $c\alpha$ |

$K_A = \frac{[H_3O^+] \cdot [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = \frac{(c\alpha)^2}{c(1-\alpha)}$

$\bullet \alpha \ll 1 \rightarrow \text{rovnici lze zjednodušit na } K_A = (c\alpha)^2 / c$

## 4.7. Výuková prezentace Hydrolýza solí

### Cíle a obsah prezentace

Níže uvedená prezentace obsahuje 16 snímků. Je věnována kapitole pojednávající o hydrolýze solí. Tradiční zopakování předchozího učiva tentokrát není zařazeno, protože s nově probíranou problematikou přímo nesouvisí. Místo toho je k dispozici připomenutí neutralizace a Brønstedovy a Lowryho teorie kyselin a zásad. V závěru jsou, mimo obvyklého shrnutí probraného učiva, připojeny snímky zmiňující existenci tzv. tlumivých roztoků, nebo-li pufrů. Prezentace je zakončena křížovkou na téma Acidobazické děje. Může tak zábavnou formou přispět k evaluaci či autoevaluaci probraného učiva.

Již v úvodní části jsem uvedla, že téma pufrů bývá často vyučováno pouze na seminářích. Vzhledem k tomu, že prezentace mají sloužit jako pomůcka pro běžnou výuku, nevěnuji se tedy podrobně použití a principu fungování tlumivých roztoků a uvádím pouze základní informace, jejichž pochopení by nemělo činit žákům problémy. Pufrů nacházejí široké využití nejen v laboratořích, ale i v průmyslu. Na tomto principu je založena například i přirozená regulace pH vodních toků a je jedním z významných činitelů podílejících se na zachování homeostáze našeho organismu. Proto se domnívám, že i studenti, kteří nemají v úmyslu pokračovat v dráze chemika, by měli být s pojmem tlumivý roztok (pufr) obeznámeni. Doufám, že zařazení pasáže věnující se tzv. přirozeným pufrům by mohlo do určité míry motivovat žáky ke studiu chemie. Navíc poskytuje jedinečnou příležitost, aby si uvědomili její propojení s jinými obory lidského bádání.

Hlavním cílem prezentace ovšem je, aby porozuměli ději označovanému jako hydrolýza solí. Je pojata v duchu problémové úlohy a je postavena na tvrzení, které doposud žáci vnímali jako neotřesitelný fakt. Neutralizace je reakce kyseliny se zásadou, při které vzniká



sůl a voda. Sám název tohoto děje tedy navozuje představu, že roztoky solí musí být neutrální. Jednoduchý úvodní pokus, který může být demonstračně předveden, je ale názorně přesvědčí o tom, že tomu tak nemusí být vždy. Postupnými kroky se žáci dostávají k poznání, že v některých případech mohou ionty solí reagovat s vodou a měnit se na původní nedisociované kyseliny či zásady. Při tomto ději odebírají nebo poskytují vodě ionty  $H^+$ , což v konečném důsledku vede ke změně pH roztoku.

Tato kapitola patří k obtížnějším, protože vyžaduje, aby žáci nejen dobře ovládali dovednost posuzovat sílu kyselin a zásad, ale aby je byli schopni ze vzorce soli vůbec identifikovat. Doufám, že by takto vytvořená prezentace mohla přispět k snadnějšímu pochopení učiva a žáci si lépe osvojí dovednost odhadnout, jak se bude určitá sůl při rozpouštění ve vodě chovat.

A poznámka na závěr? Stejně jako v předchozích případech, je v prezentaci využito možností časovaného animování textu. Snímky, na kterých došlo k překrývání textových polí, byly upraveny tak, aby byla zajištěna čitelnost tištěné verze.

### Komentář k jednotlivým snímkům

#### **Snímek 1**

Úvodní snímek. Obsah prezentace.



#### **Snímek 2**

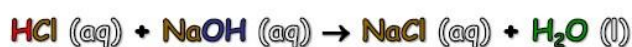
Připomíná Arrheniovu teorii kyselin a zásad a neutralizaci na příkladu reakce kyseliny chlorovodíkové s hydroxidem sodným. Přináší otázku, která tvoří odrazový můstek k dalšímu učivu. Skutečně poskytují roztoky solí vždy neutrální reakci?



### Připomeňme si

#### Arrheniova teorie kyselin a zásad

- kyseliny jsou látky schopné ve vodných roztocích odštěpit kation  $\text{H}^+$  (např.  $\text{HCl}$ )
- zásady jsou látky schopné ve vodných roztocích odštěpit anion  $\text{OH}^-$  (např.  $\text{NaOH}$ )
- vzájemnou reakcí kyseliny a zásady vzniká sůl a voda (neutralizace)



iontově



- necháme-li zreagovat ekvivalentní látková množství oxoniových a hydroxidových iontů, získáme neutrální roztok

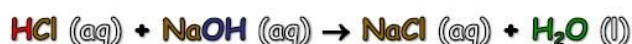
### Připomeňme si

#### Arrheniova teorie kyselin a zásad

A je to skutečně vždy pravda?

Podívejme se na následující pokus.

- vzájemnou reakcí kyseliny a zásady vzniká sůl a voda (neutralizace)



iontově



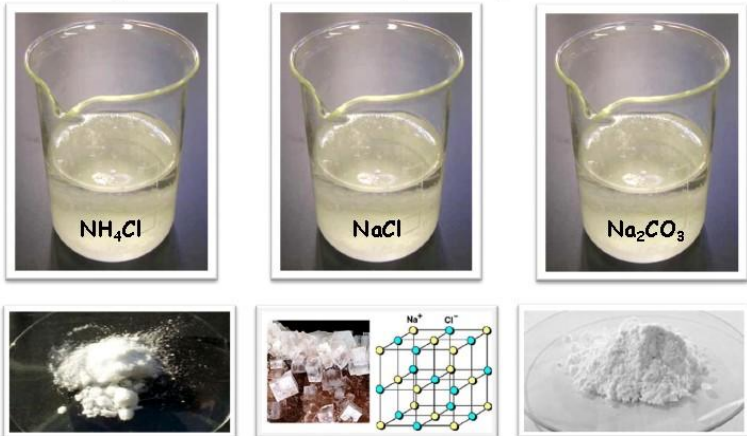
- necháme-li zreagovat ekvivalentní látková množství oxoniových a hydroxidových iontů, získáme neutrální roztok

## Snímek 3

Předkládá záznam pokusu stanovení pH tří vodných roztoků různých solí. Domnívám se, že pokus je vhodné provést tzv. „na živo“. Vzhledem k jeho jednoduchosti je možno zapojit žáky a přispět tak k vytvoření vstřícné pracovní atmosféry ve třídě. Snímek obsahuje i další aktivizační prvky. Žáci by měli být schopni pojmenovat příslušné soli a mohou se pokusit odvodit chemické rovnice jejich přípravy. Správná odpověď se objeví po poklepání na otazník odpovídající barvy. Animován je i samotný výsledek pokusu. K jeho spuštění slouží ikona s nápisem pH.

**pH** **Pokus**

**Stanovení pH roztoků solí vzniklých rozpuštěním soli ve vodě**

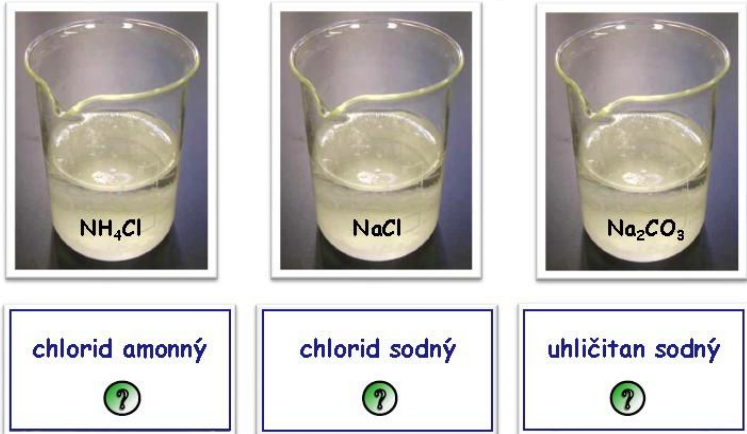


1) **pojmenujte** jednotlivé soli ?

2) napište **chemickou rovnici přípravy** uvedených solí

**pH** **Pokus**

**Stanovení pH roztoků solí vzniklých rozpuštěním soli ve vodě**




1) **pojmenujte** jednotlivé soli ?

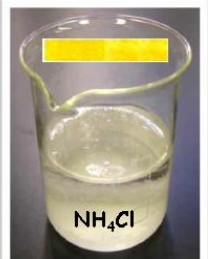
2) napište **chemickou rovnici přípravy** uvedených solí

**pH**

**Pokus**

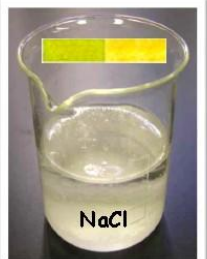


**Stanovení pH roztoků solí vzniklých rozpuštěním soli ve vodě**



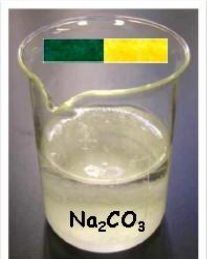
$\text{NH}_4\text{Cl}$

$$\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$$



$\text{NaCl}$

$$\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$$



$\text{Na}_2\text{CO}_3$

$$2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$$

1) **pojmenujte** jednotlivé soli **?**

2) napište **chemickou rovnici přípravy** uvedených solí

#### Snímek 4

Vychází z výsledků právě provedeného pokusu. Na příkladu chloridu amonného žáci hledají odpověď na otázku co způsobilo rozdílné chování těchto roztoků. Jako vstupní informace jim slouží zjištění, že roztok  $\text{NH}_4\text{Cl}$  vykazuje mírně kyselé pH a fakt, že soli jsou iontové sloučeniny. Tyto informace by měly být dostačující k tomu, aby na základě již získaných znalostí dospěli k závěru, že v roztoku  $\text{NH}_4\text{Cl}$  vzrostla koncentrace oxoniových kationtů, které musely vzniknout chemickou reakcí iontů soli s vodou. V postupných krocích jsou tak dovedeni až k definici hydrolyzy solí.

**Hydrolyza solí**

- viděli jsme, že **roztoky solí mohou být kyselé, zásadité nebo neutrální** (bez ohledu na to, zda vznikly neutralizací nebo prostým rozpouštěním soli ve vodě)

**Co způsobilo rozdílné chování uvedených vodných roztoků solí?**



- roztok  $\text{NH}_4\text{Cl}$  je mírně kyselý → **musí obsahovat kationty  $\text{H}_3\text{O}^+$  →  $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$**
- soli jsou iontové sloučeniny → **při rozpouštění solí ve vodě dochází k jejich ionizaci**
  - kationty  $\text{H}_3\text{O}^+$  nejsou vnášeny do roztoku přidávkem soli → **musely vzniknout chemickou reakcí**

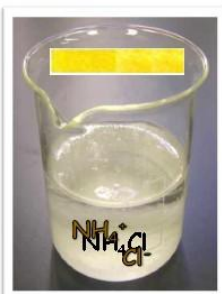


## Hydrolyza solí

- **ionty soli uvolněné ionizací** se mohou v určitých případech chovat jako Brønstedovy kyseliny (báze) a **reagovat s molekulami rozpouštědla (vodou)**

Protolytickou reakcí iontů soli s amfolytem vodou, při níž vznikají oxoniové kationty nebo hydroxidové anionty, nazýváme hydrolyzou soli.

Tato reakce má vliv na výsledné pH roztoku.



- roztok  $\text{NH}_4\text{Cl}$  je mírně kyselý → **musí obsahovat kationty  $\text{H}_3\text{O}^+$  →  $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$**
- soli jsou iontové sloučeniny → **při rozpouštění solí ve vodě dochází k jejich ionizaci**
  - kationty  $\text{H}_3\text{O}^+$  nejsou vnášeny do roztoku přidavkem soli → **musely vzniknout chemickou reakcí**

### Snímek 5

Předchozí snímek přinesl žákům nový poznatek, že při rozpouštění solí ve vodě může dojít k protolytické reakci jejich iontů s rozpouštědlem. Proto je na tomto místě vhodné připomenout si důležité body Brønstedovy a Lowryho teorie kyselin a zásad.

## Připomeňme si

### Brønstedova a Lowryho teorie kyselin a zásad

- **kyseliny jsou látky schopné odštěpit proton  $\text{H}^+$** , jsou donorem protonu (např.  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_3\text{O}^+$ )
- **zásady jsou látky schopné vázat proton  $\text{H}^+$** , jsou akceptorem protonu (např.  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{OH}^-$ )
- **odštěpením protonu z kyseliny vzniká konjugovaná zásada, ze zásady přijetím protonu vzniká konjugovaná kyselina**
- **jako kyseliny a zásady mohou vystupovat elektroneutrální molekuly i ionty**
  - **kyselina je tím silnější, čím snadněji odštěpí proton**
  - **zásada je tím silnější, čím snadněji váže proton**
- **čím je kyselina silnější, tím slabší je její konjugovaná zásada (a naopak)**

## Snímek 6

Co se tedy v roztoku chloridu amonného stalo? Odpověď poskytuje snímek 6. Žákům nabízí návod jak postupovat, je-li potřeba odhadnout, jak se bude určitá sůl při rozpouštění ve vodě chovat. Musí být schopni identifikovat výchozí kyselinu a zásadu, jejichž vzájemnou reakcí sůl vznikla a posoudit jejich sílu. Dále na základě těchto informací rozhodnout, který z iontů soli bude podléhat hydrolyze a jak bude tato reakce probíhat. Žáci jsou samozřejmě seznámeni s chemickou podstatou tohoto děje. Domnívám se ale, že mnemotechnická pomůcka „Silnější vyhrává“ jim může být značně nápomocná.

### Hydrolyza solí

Co se tedy v roztoku chloridu amonného stalo?


- odpověď je třeba hledat v síle kyseliny a zásady, jejichž vzájemnou reakcí uvedená sůl vznikla

$$\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$$

konjugovaný pár 1

konjugovaný pár 2

- $\text{NH}_3$  je slabá zásada →  $\text{NH}_4^+$  je silná konjugovaná kyselina → snadno odštěpí proton  $\text{H}^+$
- $\text{HCl}$  je silná kyselina →  $\text{Cl}^-$  je slabá konjugovaná zásada → nemá tendenci vázat proton  $\text{H}^+$



$$\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$$

konjugovaný pár 1

konjugovaný pár 2

### Hydrolyza solí

Co se tedy v roztoku chloridu amonného stalo?


Silnější vyhrává!

Kation soli pocházející ze slabší zásady je donucen zreagovat s vodou.

Silnější vyhrává!

A má právo zreagovat s vodou.

- $\text{NH}_3$  je slabá zásada →  $\text{NH}_4^+$  je silná konjugovaná kyselina → snadno odštěpí proton  $\text{H}^+$
- $\text{HCl}$  je silná kyselina →  $\text{Cl}^-$  je slabá konjugovaná zásada → nemá tendenci vázat proton  $\text{H}^+$



$$\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$$

konjugovaný pár 1

konjugovaný pár 2



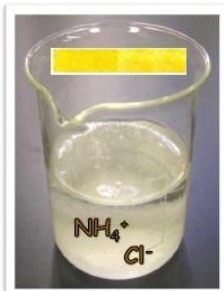
## Hydrolyza solí

Sůl silné kyseliny a slabé zásady

→ hydrolyze podléhá kation soli

V důsledku hydrolyzy kationtu ve vodném roztoku soli dochází ke zvýšení koncentrace oxoniových kationtů  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

→ roztok soli vykazuje kyselou reakci



- $\text{NH}_3$  je slabá zásada →  $\text{NH}_4^+$  je silná konjugovaná kyselina → snadno odštěpí proton  $\text{H}^+$
- $\text{HCl}$  je silná kyselina →  $\text{Cl}^-$  je slabá konjugovaná zásada → nemá tendenci vázat proton  $\text{H}^+$



### Snímky 7 a 8

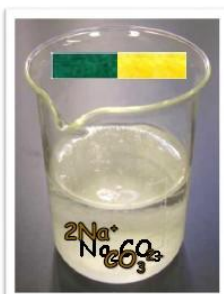
Jsou vytvořeny na stejném principu jako snímek 6. Žáky dovedou k definici hydrolyzy soli slabé kyseliny a silné zásady a osvětlí jim podstatu toho, proč roztok chloridu sodného opravdu vykazuje neutrální pH.

## Hydrolyza solí

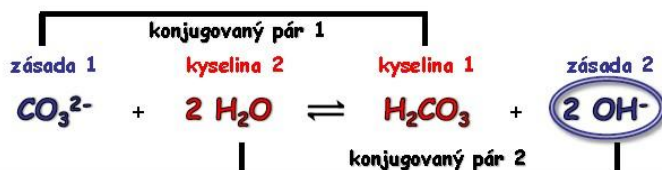
Pokuste se obdobně vysvětlit děj probíhající ve vodném roztoku uhličitanu sodného.



- $\text{NaOH}$  je silná zásada →  $\text{Na}^+$  je slabá konjugovaná kyselina



- $\text{H}_2\text{CO}_3$  je slabá kyselina →  $\text{CO}_3^{2-}$  je silná konjugovaná zásada → ochotně přijme proton  $\text{H}^+$



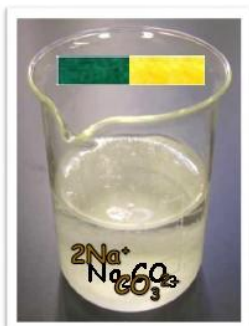
## Hydrolyza solí

Sůl slabé kyseliny a silné zásady

→ hydrolyze podléhá anion soli

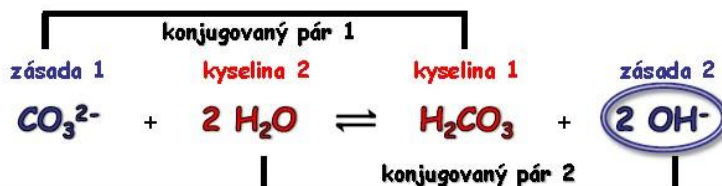
V důsledku hydrolyzy aniontu ve vodném roztoku soli dochází ke zvýšení koncentrace hydroxidových aniontů  $\text{OH}^-$ .

→ roztok soli vykazuje zásaditou reakci



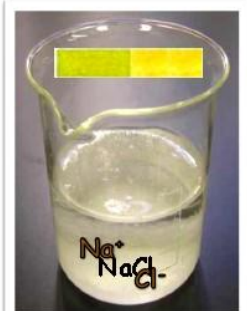
• NaOH je silná zásada →  $\text{Na}^+$  je slabá konjugovaná kyselina

•  $\text{H}_2\text{CO}_3$  je slabá kyselina →  $\text{CO}_3^{2-}$  je silná konjugovaná zásada → ochotně přijme proton  $\text{H}^+$



## Hydrolyza solí

Pokuste se obdobně vysvětlit proč nedošlo ke změně pH vodného roztoku chloridu sodného.



• NaOH je silná zásada →  $\text{Na}^+$  je slabá konjugovaná kyselina

• HCl je silná kyselina →  $\text{Cl}^-$  je slabá konjugovaná zásada

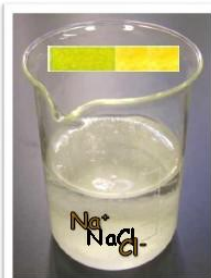
Nikdo není silnější, nikdo nevyhrává.  
Slabé ionty soli nejsou ochotné reagovat s vodou.

## Hydrolyza solí

Sůl silné kyseliny a silné zásady

→ hydrolyze nepodléhá kation ani anion soli

K hydrolyze iontů soli nedochází → roztok vykazuje neutrální reakci.



- NaOH je silná zásada → Na<sup>+</sup> je slabá konjugovaná kyselina
- HCl je silná kyselina → Cl<sup>-</sup> je slabá konjugovaná zásada

Nikdo není silnější, nikdo nevyhrává.  
Slabé ionty soli nejsou ochotné reagovat s vodou.

### Snímky 9 a 10

Věnují se poslednímu typu solí, solím slabé kyseliny a slabé zásady. Tato varianta v učebnici, o kterou se především opírám, není uváděna. Dá se ale předpokládat, že přemýšlivého posluchače výše zmíněná možnost napadne, a proto jsem ji do prezentace zařadila. Na základě předchozích znalostí, by žáci měli být schopni příklad takové soli sami vymyslet. Koncepce snímků zůstává nezměněná.

## Hydrolyza solí

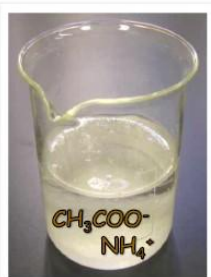
Jistě Vás napadá, že existuje ještě jedna možnost.  
Sůl slabé kyseliny a slabé zásady.

### Řešení

1) uveďte příklad takové soli

→ octan amonný CH<sub>3</sub>COONH<sub>4</sub>

2) rozhodněte, jak se bude chovat roztok této soli (tvrzení zdůvodněte)



- NH<sub>3</sub> je slabá zásada → NH<sub>4</sub><sup>+</sup> je silná konjugovaná kyselina → snadno odštěpí proton H<sup>+</sup>
- CH<sub>3</sub>COOH je slabá kyselina → CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup> je silná konjugovaná zásada → ochotně přijme proton H<sup>+</sup>

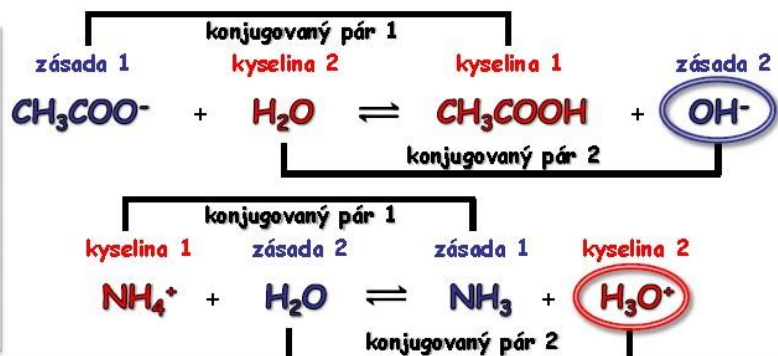
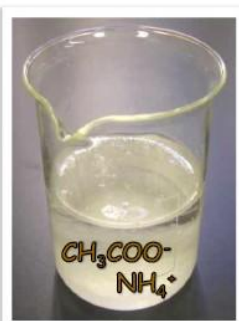


## Hydrolýza solí

Jistě Vás napadá, že existuje ještě jedna možnost.  
Sůl slabé kyseliny a slabé zásady.

### Řešení

Nikdo není silnější, nikdo nevyhrává.  
Oba silné ionty octanu amonného jsou ochotné reagovat s vodou.



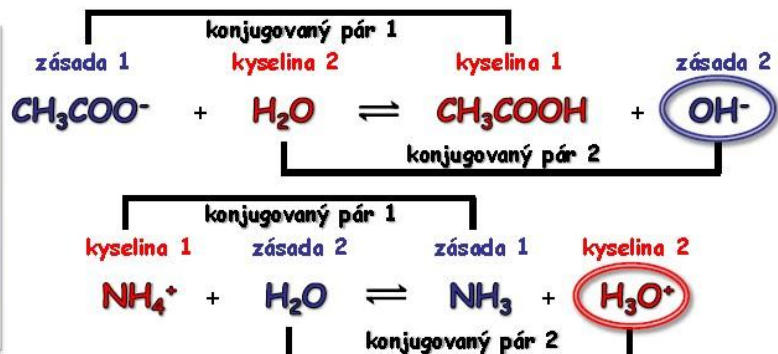
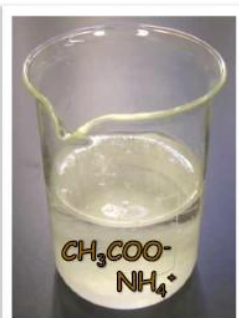
## Hydrolýza solí

Sůl slabé kyseliny a slabé zásady

→ hydrolýze podléhá kation i anion soli

Probíhají současně 2 protolytické reakce, výsledné pH roztoku závisí na disociační konstantě (síle) dané kyseliny a zásady.

→ roztok vykazuje přibližně neutrální reakci.



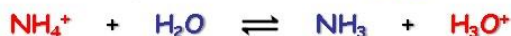
## Snímky 11 a 12

Přehlednou formou shrnují základní poznatky týkající se hydrolyzy solí. V rámečcích je vždy uvedeno několik příkladů, na kterých lze demonstrovat typické zástupce solí spadajících do odpovídající skupiny. Snímek 11 přináší doplňující informaci, týkající se faktu, že průběh hydrolyzy lze prakticky ovlivňovat. Např. hydrolyzu soli silné kyseliny a slabé zásady lze potlačit přidávkem malého množství kyseliny, o jejíž sůl se jedná.

## Shrnutí

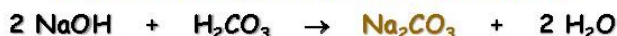
- při rozpouštění soli ve vodě dochází k její ionizaci
- protolytickou reakci iontů soli s vodou, při níž vznikají oxoniové kationty nebo hydroxidové anionty, nazýváme hydrolyzou soli
- tato reakce má vliv na výsledné pH roztoku

**Sůl silné kyseliny a slabé zásady**  
(např.  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{ClO}_4$ )



→ hydrolyza kationtu → snížení pH roztoku (**kyselá reakce**)

**Sůl slabé kyseliny a silné zásady**  
(např.  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{K}_3\text{BO}_3$ )

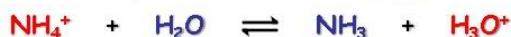


→ hydrolyza aniontu → zvýšení pH roztoku (**zásaditá reakce**)

## Shrnutí

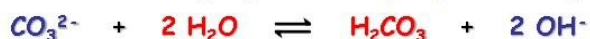
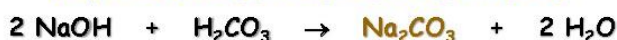
- při rozpouštění soli ve vodě dochází k její ionizaci
- hydrolyza je reakce zvrtná
- kyselé prostředí potlačuje hydrolyzu kationtu
- zásadité prostředí potlačuje hydrolyzu aniontu

**Sůl silné kyseliny a slabé zásady**  
(např.  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{ClO}_4$ )



→ hydrolyza kationtu → snížení pH roztoku (**kyselá reakce**)

**Sůl slabé kyseliny a silné zásady**  
(např.  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{K}_3\text{BO}_3$ )



→ hydrolyza aniontu → zvýšení pH roztoku (**zásaditá reakce**)



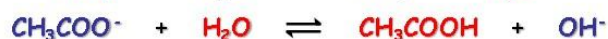
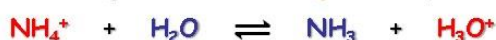
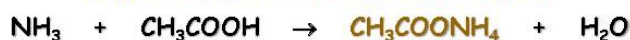
## Shrnutí

**Sůl silné kyseliny a silné zásady**  
(např.  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{KBr}$ ,  $\text{KClO}_4$ )



→ hydrolýza **neprobíhá** → pH vodného roztoku soli **zůstává neutrální**

**Sůl slabé kyseliny a slabé zásady**  
(např.  $\text{CH}_3\text{COONa}$ ,  $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ ,  $\text{NH}_4\text{CN}$ )



→ probíhá hydrolýza **kationtu i aniontu** → pH vodného roztoku soli **zůstává přibližně neutrální**

## Snímky 13 a 14

Jsou zařazeny jako rozšiřující učivo. Obsahují stručnou informaci o existenci a praktickém využití tzv. tlumivých roztoků. Na příkladu acetátového pufru je zjednodušenou formou přiblížen princip jejich účinku na regulaci pH roztoku. Snímek 14 má motivační funkci. Zohledňuje mezipředmětové vztahy (chemie-biologie) a poskytuje příležitost, aby si žáci uvědomili propojení chemie s jinými obory lidského bádání.

## Pufry

- při některých chemických reakcích je potřeba udržovat pH roztoku na určité, přibližně stálé, hodnotě

- k tomuto účelu se používají tzv. **tlumivé roztoky**, nebo-li **pufr**  
(německy *puffer* = nárazník, tlumič)

→ pufr je **směs slabé kyseliny a její soli** nebo **směs slabé zásady a její soli** (příprava pufrů je nad rámec běžného učiva)

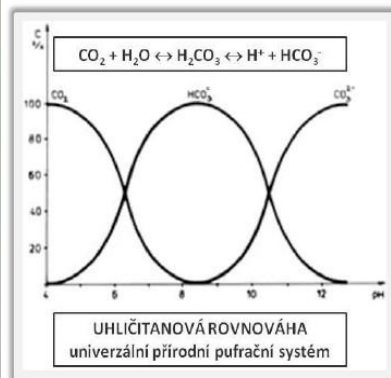
→ tyto roztoky **jsou schopné eliminovat změny pH** vyvolané **přídavkem malého množství kyseliny nebo zásady do reakční směsi**

- funkci těchto roztoků si přiblížíme na příkladu **acetátového pufru**, směsi  $\text{CH}_3\text{COOH}$  a  $\text{CH}_3\text{COONa}$  (použití v rozmezí pH 3,8 – 5,8)



## Pufry

- tlumivé roztoky jsou komerčně dostupné a nacházejí široké využití v laboratoři i v průmyslu (např. zpracování kůží, výroba fotografických materiálů a barviv, galvanické pokovování)

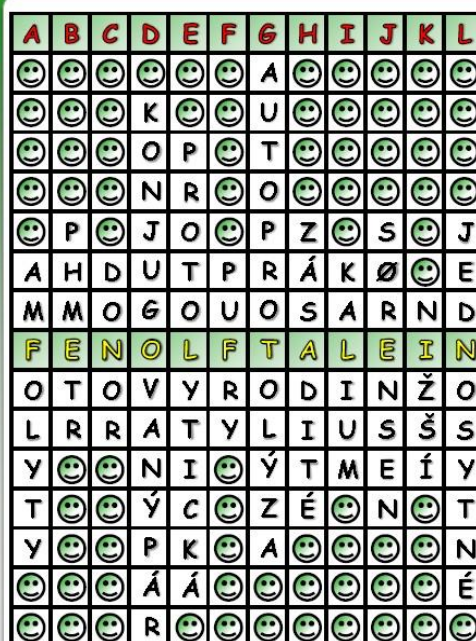


- přirozené pufry fungují v přírodě i v živých organismech
  - např. pH lidské krve je udržováno přibližně na hodnotě 7,4 několika způsoby  
→ nejvýznamnější je systém  $\text{HCO}_3^- / \text{H}_2\text{CO}_3$
- Pozn.: tento mechanismus zároveň slouží i k transportu převážné části  $\text{CO}_2$  krví)

### Snímky 15 a 16

Závěrečný snímek s křížovkou na téma Acidobazické děje. Odpovědi se objeví poklepáním na odpovídající písmeno v křížovce. Celou tajenku lze promítnout za použití příslušné ikony.

A na závěr → 



- A ... částice, které mohou mít vlastnosti kyselin i zásad
- B ... přístroj na měření přesné hodnoty pH vodných roztoků
- C ... kyselina je látka schopná odštěpit  $\text{H}^+$ , je dárce (nebo-li?) protonů
- D ... dvojice částic lišící se o jeden proton
- E ... reakce mezi kyselinou a zásadou se nazývá acidobazická (nebo-li?)
- F ... roztoky, schopné eliminovat změny pH vyvolané přidáním kyseliny nebo zásady, nazýváme tlumivé roztoky (nebo-li?)
- G ... vzájemná reakce dvou molekul vody
- H ... roztoky, které mají  $\text{pH} > 7$
- I ... název prvku draslík
- J ... dánský chemik, který roku 1909 zavedl tzv. vodíkový exponent pH
- K ... ze dvou zásad je slabší ta, jejíž disociační konstanta  $K_b$  je jaká?
- L ... kyseliny schopné odštěpit pouze jeden proton
- Tajenka**

## 5. Diskuze

V současné době se neustále zvyšují požadavky na kvalitu výuky přírodovědných předmětů na středních školách. Důvodem není jen prudký rozvoj vědy a techniky a s ním související nárůst množství poznatků. Na důležitosti nabývá i fakt, že rostoucí lidská populace svými nároky stále více zatěžuje životní prostředí. Domnívám se proto, že v duchu strategie trvale udržitelného rozvoje je nezbytné vést žáky k poznání přírodních zákonitostí a k jejich respektování. Prostor, který k tomu má učitel vymezen, je ale z velké míry určen hodinovou dotací jeho vyučovacího předmětu.

Chemie na středních školách se vyznačuje poměrně značným rozsahem a teoretickou náročností učiva a obecně lze bohužel konstatovat, že patří k méně oblíbeným předmětům. Je tedy potřeba zamýšlet se nad možnostmi jak zefektivnit vyučovací proces a zároveň přispět i ke zvýšení motivace žáků k jejímu studiu. Není třeba diskutovat o tom, že velkou roli hraje především samotná osobnost učitele, v současnosti ale existuje i řada moderních prostředků, které mu mohou jeho nelehký úkol usnadnit. Podle výsledků srovnávacího průzkumu vybavenosti našich škol prostředky informačních a komunikačních technologií [Zákostelná, Šulcová, 2011] došlo v posledních letech k výraznému zlepšení jejich materiálního vybavení (viz kap. 3.4). Počítače a další prostředky multimediální techniky, které jsou dnes samozřejmou součástí života mladé generace, tak mohou nacházet stále širší uplatnění i v procesu jejich vzdělávání. Myslím si, že jejich začlenění do výuky nabízí učiteli nové možnosti, které by mohly přispět nejen k zefektivnění, ale i k zatraktivnění tohoto procesu.

Hlavním cílem mé diplomové práce bylo vytvořit ucelený soubor prezentací zpracovaných v programu MS PowerPoint, které jsou zaměřeny na část obecné chemie, konkrétně tematický celek Acidobazické děje v rozsahu učiva čtyřletého gymnázia, resp. vyššího stupně gymnázia víceletého. Z dotazníkového šetření mezi středoškolskými učiteli chemie [Veřmiřovský, Bílek, 2010] vyplynulo, že poměrně značná část učitelů prezentace ve výuce chemie využívá. Je logické, že dávají přednost vlastním prezentacím, přesto se vyslovili pozitivně k eventuální možnosti vytvoření databáze multimediálních objektů, příp. prezentací, ze které by mohli čerpat podklady pro svou činnost. Proces jejich tvorby je totiž relativně časově náročný a vyžaduje osvojit si k tomu potřebné znalosti a dovednosti. Již vytvořenou prezentaci však lze poměrně snadno upravovat, aktualizovat či různými způsoby využívat. Mým úmyslem tedy bylo pokusit se vytvořit moderní didaktickou pomůcku, kterou by mohli učitelé použít při běžné výuce chemie. Opírala jsem se při tom o jejich názory a požadavky na kvalitní výukovou prezentaci (viz kap. 3.5.).

Stojí za zmínku, že zároveň i značná část dotázaných se vyjádřila k možnosti využití prezentací neutrálně a považují je za doplněk výuky, který by neměl být používán příliš často. S tímto názorem lze souhlasit. Domnívám se, že jednou z podmínek efektivního a pro žáky podnětného způsobu výuky je rozmanitost, která souvisí i se střídáním používaných výukových metod. Nadměrné zařazování prezentací by mohlo vést ke stereotypu, snížení pozornosti a zájmu žáků o předkládané učivo. Z tohoto hlediska je neméně důležitá i kvalita jejich zpracování a způsob, jakým jsou žákům prezentovány. Proto jsem se také věnovala prostudování zásad tvorby a používání prezentací ve výuce a zahrnula jsem je do své práce (viz kap. 3.6.).

V rámci objektivit nelze pominout ani jisté problémy, kterým musí učitel, jenž si zvolil tento způsob výuky, čelit. Je to např. již zmiňovaná časová náročnost spojená s procesem tvorby prezentací. Demotivujícími faktory také mohou být i organizační nebo technické problémy, kterým nikdy nelze stoprocentně účinně předejít. Přesto se ale domnívám, že vhodně zpracované prezentace mohou přispět k zefektivnění vyučovacího procesu a umožňují

začlenit řadu názorných a aktivizačních prvků, které by mohly vést k snadnějšímu pochopení a trvalejšímu osvojení učiva a tím i ke zvýšení motivace žáků ke studiu chemie.

Pro vlastní tvorbu prezentací bylo nejprve potřeba vymezit si obsah a rozsah učiva výše zmíněného tematického celku. Z tohoto důvodu jsem provedla analýzu kurikulárních dokumentů, konkrétně Rámcového vzdělávacího programu pro gymnázia a Katalogu požadavků k maturitní zkoušce z chemie. RVP G stanovuje pouze obecný závazný rámec vzdělávání, jehož detailnější rozpracování se předpokládá ve Školních vzdělávacích programech. Konkrétní vymezení rozsahu učiva tematického celku Acidobazické děje jsem zde proto nenalezla (viz kap. 3.2.1.). Katalog požadavků k maturitní zkoušce z chemie již specifikuje toto učivo detailněji, uvádí základní charakteristiku zkoušky i požadavků na očekávané znalosti a dovednosti žáka (viz kap. 3.2.2.). Jeho prostudování tedy přineslo předpokládané výsledky a posloužilo mi jako důležité kritérium k orientaci při tvorbě výukových prezentací.

Abych získala pokud možno ucelený obraz současného stavu výuky uvedeného tematického celku na našich školách, provedla jsem také analýzu Školních vzdělávacích programů pěti vybraných gymnázií (viz kap. 3.2.3.). Školy jsem zvolila tak, abych získala vzorek různých typů gymnázií (státní, soukromé, církevní) působících v Praze i v jiných městech ČR. Vzhledem k zaměření plánovaných prezentací, jsem u víceletých studijních programů sledovala pouze poslední čtyři roky, tedy kvintu až oktávu (viz Tab. 1, str. 10).

Z uvedené analýzy vyplývá, že z hlediska celkové hodinové dotace a ročníků, v nichž je chemie vyučována, jsou porovnávané školy v zásadě srovnatelné. Ve čtyřech případech je výuka chemie realizována v prvním až třetím ročníku (kvinta až septima) s celkovou hodinovou dotací cca 8 hodin (včetně započtení laboratorních prací). Pouze gymnázium v Karlových Varech věnuje chemii i podílu laboratorních prací ve výuce o něco větší prostor. Nejpozději ve třetím a ve čtvrtém ročníku (septima a oktáva) je žákům k dispozici i nabídka volitelných přírodovědných seminářů. Konkrétní zařazení tematického celku Acidobazické děje do výuky je u dvou ze sledovaných ŠVP v prvním ročníku (kvinta), u dvou ve druhém ročníku (sexta). V obou případech je toto téma vyučováno jako jeden celek a učivo obecné chemie nezbytné k jeho pochopení mu ve výuce předchází. Z hlediska vymezení školních výstupů a obsahu učiva tohoto tematického celku lze mezi sledovanými ŠVP najít určité rozdíly, které však pravděpodobně souvisejí s přístupem jednotlivých škol k jejich formálnímu zpracování. Jistou výjimku tvoří Arcibiskupské gymnázium v Praze, kde je zmiňované učivo rozděleno do dvou ročníků (první a druhý) a i celkové členění ŠVP a posloupnost probíraných témat jsou v zásadě atypické. Z hlediska mých potřeb, tedy zorientovat se v problematice a najít vodítko pro stanovení rozsahu a obsahu učiva tematického celku Acidobazické děje, se analýza ŠVP ukázala velmi důležitou. Neméně inspirativní bylo i zmapování nejčastěji uváděných průřezových témat a mezipředmětových vztahů.

Jako hlavní zdroj informací pro tvorbu výukových prezentací mi však posloužila rešerše učebnic a dalších učebních textů dostupných na našem trhu nebo v knihovnách (viz kap. 3.3). Jejich rozšířený přehled uvádím v seznamu literatury (viz kap. 7.1). Jsem přesvědčena, že ani v dnešní době rozvinutých informačních a komunikačních technologií se učitel ani žák neobejdou bez kvalitního učebního textu. Učebnice je pro učitele nezbytná při přípravě na výuku i při realizaci výuky samotné a pro žáka je hlavním prostředkem k osvojení předkládaného učiva. Mezi jednotlivými učebnicemi, které jsem měla k dispozici, jsou pochopitelně rozdíly ve zpracování, ať už grafickém, obsahovém nebo i ve způsobu výkladu a členění učiva. Mým úmyslem ale nebylo porovnávat jednotlivé učebnice z hlediska kvality jejich zpracování. Tato rešerše mi měla posloužit k orientaci v rozsahu a obsahu učiva tematického celku Acidobazické děje v jeho reálné podobě a umožnit mi vytvořit si představu o možnostech jeho zpracování a struktuře plánovaných prezentací. Jako hlavní vodítko pro



jejich tvorbu jsem zvolila soubor učebnic Chemie pro čtyřletá gymnázia autorů Marečka a Honzy. Tyto učebnice jsou v současné době nejčastěji používány ve výuce, jsou přehledné a dobře strukturované. Domnívám se, že jako základní učební pomůcka pro výuku i pro samostatnou práci žáků jsou plně dostačující. Na druhou stranu je ale nutno připustit, že z hlediska zpracování jsou poněkud encyklopedické a neobsahují dostatek motivačních prvků. Z tohoto důvodu jsem se rozhodla, že se pokusím vytvořit zamýšlené prezentace takovým způsobem, aby se mohly stát jejich vhodným doplňkem.

Při tvorbě prezentací jsem se snažila maximálně využít možností nabízených programem MS PowerPoint verze 2007. Pro grafickou úpravu obrázků jsem používala program MS Photo Editor. Tato aplikace již není součástí kancelářského balíčku MS Office počínaje verzí 2003. Poskytuje však více možností než stávající aplikace MS Picture Manager, která slouží především pro správu souborů. Výrobce umožňuje její dodatečnou instalaci a uvedená aplikace je také k dispozici jako freeware na internetu. Pro tvorbu složitějších chemických vzorců, molekul nebo některých specifických symbolů jsem využila program ChemSketch 10, příp. v kombinaci s aplikací MS Windows Malování. Při tvorbě prezentací jsem vycházela ze základního cíle a to, že by měla vzniknout moderní interaktivní učební pomůcka, jejímž účelem není pouze vysvětlit a shrnout učivo tohoto tematického celku. V prezentacích je proto kladen důraz na aktivizaci žáků a snahu přiblížit jim jednotlivé poznatky v širších souvislostech, včetně zařazení příkladů z běžného života. Jednotlivé úseky prezentací jsou zároveň animovány tak, aby poskytly učiteli prostor pro vlastní výklad a diskuzi se žáky. Ti se tak mohou zapojit do procesu výuky, přemýšlet nad řešením otázek a sami vyvozovat jednotlivé klíčové vědomosti.

Vytvořila jsem celkem pět prezentací určených k podpoře výuky chemie na středních školách. Z časových důvodů jsem však neměla možnost ověřit je v praxi. Bylo by vhodné zhodnotit kvalitu prezentací z hlediska jejich zpracování a posoudit jejich účinnost na efektivitu výuky z pohledu učitele i žáka. Tento krok je plánován na podzim letošního roku. Předpokládám, že mi poskytne řadu nových poznatků, nezbytných k vyvozování dalších závěrů či k případné optimalizaci jednotlivých prezentací. Jinou možností, jak rozšířit tuto práci a vytvořit ucelený soubor didaktických materiálů na podporu výuky tematického celku Acidobazické děje, by mohlo být vytvoření pracovních listů sloužících k procvičení učiva a návodů k laboratorním pracím.

## 6. Závěr

V současné době se neustále zvyšují požadavky na výuku přírodovědných předmětů na středních školách. Chemie se vyznačuje poměrně značným rozsahem a teoretickou náročností učiva, je tedy potřeba zamýšlet se nad možnostmi jak zefektivnit vyučovací proces a zároveň přispět i ke zvýšení motivace žáků k jejímu studiu. Použití prezentací ve výuce chemie se zdá být jednou z možností řešení této situace.

V rámci teoretické přípravy jsem provedla analýzu využití multimediálních prostředků ve výuce přírodovědných předmětů na středních školách. Z dat dostupných v literatuře vyplynulo, že relativně velké množství škol splňuje podmínku dostatečného materiálního vybavení potřebného pro zařazení prezentací do procesu výuky. Dále jsem se věnovala i prostudování názorů středoškolských učitelů chemie na požadavky kladené na jejich tvorbu a použití ve výuce. Výsledných zjištění jsem se snažila maximálně využít při vlastní práci.

Hlavním cílem bylo vytvořit ucelený soubor prezentací zpracovaných v programu MS PowerPoint, které by mohly sloužit středoškolským učitelům chemie jako moderní didaktická pomůcka v procesu reálné výuky. Vytvořené prezentace pokrývají učivo tematického celku Acidobazické děje v rozsahu vymezeném kurikulárními dokumenty platnými pro čtyřletá gymnázia, resp. pro vyšší stupeň gymnázií víceletých.

Vlastní tvorbě prezentací předcházela analýza kurikulárních dokumentů, Rámcového vzdělávacího programu pro gymnázia a Katalogu požadavků k maturitní zkoušce z chemie. RVP G stanovuje pouze obecný závazný rámec vzdělávání, konkrétní vymezení rozsahu a obsahu učiva tematického celku Acidobazické děje zde není k dispozici. Katalog požadavků k maturitní zkoušce z chemie specifikuje toto učivo detailněji a může sloužit jako základní kritérium k orientaci při tvorbě výukových prezentací.

Dalším krokem byla analýza Školních vzdělávacích programů pěti vybraných gymnázií. Srovnávací vzorek zahrnoval tři pražská gymnázia (státní, soukromé a církevní) a dvě státní gymnázia působící v jiných městech ČR. Z uvedené analýzy vyplynulo, že z hlediska celkové hodinové dotace a ročníků, v nichž je chemie vyučována, jsou porovnávány školy v zásadě srovnatelné. Z hlediska vymezení školních výstupů, rozsahu a obsahu učiva tematického celku Acidobazické děje jsou mezi sledovanými ŠVP určité rozdíly. Domnívám se, že tento fakt lze vysvětlit různým přístupem jednotlivých škol k formální stránce zpracování ŠVP. Ve čtyřech případech je tematický celek Acidobazické děje tradičně zařazen do výuky v prvním ročníku (kvinta) nebo na začátku ročníku druhého (sexta) v rámci učiva obecné chemie. Pouze v případě církevního gymnázia lze pozorovat celkově atypické členění Školního vzdělávacího programu.

Rozhodujícím kritériem pro stanovení obsahu učiva a struktury prezentací se stala řešerše středoškolských učebnic a dalších učebních textů dostupných na našem trhu, příp. v knihovnách. Jako základní literaturu jsem zvolila soubor učebnic Chemie pro čtyřletá gymnázia autorů Marečka a Honzy. Tyto učebnice jsou v současné době nejčastěji používány ve výuce, prezentace tedy byly vytvořeny tak, aby se mohly stát jejich vhodným doplňkem. Jako rozšiřující literaturu bych uvedla zejména soubor učebnic Chemie pro střední školy (viz seznam literatury, autoři Amman, Eisner). Tyto učebnice, přeložené z německého originálu, se svým členěním a uspořádáním učiva výrazně odlišují od klasických učebnic naší provenience, avšak z hlediska obsahového i grafického je lze hodnotit jako velmi kvalitní zdroj doplňujících informací.

Tato diplomová práce obsahuje celkem pět výukových prezentací, které jsem opatřila průvodním textem. Případný uživatel zde nalezne cíle a obsah dané prezentace a dále pak komentář k jednotlivým snímkům. Mým úmyslem bylo vytvořit moderní interaktivní učební pomůcku, jejímž účelem není pouze vysvětlit a shrnout učivo tematického celku

Acidobazické děje. Důraz je kladen na aktivizaci žáků a snahu přiblížit jim jednotlivé poznatky v širších souvislostech, včetně zařazení příkladů z běžného života. Celý soubor prezentací je k dispozici na přiloženém kompaktním disku.

Prezentace s názvem Kyseliny a zásady I obsahuje 17 snímků a je zaměřena na zopakování učiva základní školy. Přináší krátký pohled do historie, shrnuje základní vlastnosti kyselin a zásad, Arrheniovu teorii a neutralizaci. Prezentace Kyseliny a zásady II obsahuje 20 snímků a její převážná část je věnována Brønstedově a Lowryho teorii kyselin a zásad. Jako rozšiřující učivo je zařazena Lewisova teorie. Prezentace s názvem Síla kyselin a zásad I obsahuje 19 snímků. Zavádí pojmy konstanta acidity, konstanta bazicity a je zaměřena na procvičení dovednosti porovnávat sílu kyselin a zásad na základě znalosti hodnoty těchto konstant. Zabývá se také vztahem mezi acidobazickými vlastnostmi látek a jejich strukturou. Prezentace Síla kyselin a zásad II obsahuje 28 snímků. Definuje pojem autoprotolýza vody, iontový součin vody a vodíkový exponent pH. K dispozici jsou příklady k procvičení výpočtů pH vodných roztoků kyselin a zásad a krátká pasáž pojednávající o možnostech experimentálního stanovení pH. Prezentace s názvem Hydrolýza solí obsahuje 16 snímků a klade si za cíl objasnit podstatu tohoto děje. Jako rozšiřující učivo je zařazena problematika tlumících roztoků (pufrů). Prezentace je zakončena křížovkou na téma Acidobazické děje.

Z časových důvodů nebylo možno prezentace ověřit v praxi. Při jejich tvorbě jsem však vycházela z poznatků získaných z prostudované literatury a ze svých zkušeností s výukou tohoto tematického celku. Doufám tedy, že vytvořené prezentace splňují požadavky, které jsem si vytyčila a mohou sloužit jako vhodná pomůcka v procesu reálné výuky chemie na středních školách gymnaziálního typu.

## 7. Informační zdroje a použitý software

### 7.1. Seznam literatury

- AMANN,W. a kol.: Chemie pro střední školy (2a), překlad z německého originálu Elemente Chemie II, 1989 (Kratochvíl,B. a kol., VŠCHT), Scientia, Praha, 1998
- BANÝR,J., BENEŠ,P.: Chemie pro střední školy, 2. vydání, SPN, Praha, 2001
- BENEŠOVÁ,M., SATRAPOVÁ,H.: Odmaturuj z chemie, 1. vydání, Didaktis, Brno, 2002
- ČIPERA,J.: Didaktika anorganické chemie, 1. vydání, Karolinum, Praha, 1991
- ČTRNÁCTOVÁ,H. a kol.: Chemické pokusy pro školu a zájmovou činnost, 1. vydání, Prospektrum, Praha, 2000
- ČTRNÁCTOVÁ,H.: Učební úlohy v chemii (1.díl), 1. vydání, Karolinum, Praha, 1998
- ČTRNÁCTOVÁ,H., HALBYCH,J.: Didaktika a technika chemických pokusů, 1. vydání, Karolinum, Praha, 1992
- ČTRNÁCTOVÁ,H., KROUTIL,J., MOKREJŠOVÁ,O., VASILESKÁ,M.: Chemie – sbírka úloh pro společnou část maturitní zkoušky, 1. vydání, ÚIV, nakladatelství Tauris, Praha, 2001
- EISNER,W. a kol.: Chemie pro střední školy (1a), překlad z německého originálu Elemente Chemie I, 1986 (Kratochvíl,B. a kol., VŠCHT), Scientia, Praha, 1996
- EISNER,W. a kol.: Chemie pro střední školy (1b), překlad z německého originálu Elemente Chemie I, 1986 (Kratochvíl,B. a kol., VŠCHT), Scientia, Praha, 1997
- FLEMR,V., DUŠEK,B.: Chemie pro gymnázia I (obecná a anorganická), 1. vydání, SPN, Praha, 2001
- LEPIL,O.: Teorie a praxe tvorby výukových materiálů, 1. vydání, Univerzita Palackého v Olomouci, Olomouc, 2010 [online]: 2011, dostupné z [www.upol.cz](http://www.upol.cz)
- MAREČEK,A., HONZA,J.: Chemie pro čtyřletá gymnázia (1. díl), 3. opravené vydání, Nakladatelství Olomouc, Olomouc, 2005
- MAREČEK,A., HONZA,J.: Chemie pro čtyřletá gymnázia (2. díl), 3. přepracované vydání, Nakladatelství Olomouc, Olomouc, 2005
- MAREČEK,A., HONZA,J.: Chemie pro čtyřletá gymnázia (3. díl), 1. vydání, Nakladatelství Olomouc, Olomouc, 2005
- MAREČEK,A., HONZA,J.: Chemie – sbírka příkladů pro studenty středních škol, 1. vydání, Proton, Brno, 2001
- MŠMT ČR: Katalog požadavků zkoušek společné části maturitní zkoušky (chemie), Centrum pro zjišťování výsledků vzdělávání, 2008 [online]: 2010, dostupné z [www.novamaturita.cz](http://www.novamaturita.cz)



- MŠMT ČR: Standard vzdělávání ve čtyřletém gymnáziu, Věstník MŠMT, ročník LII, sešit 4, duben 1996 [online]: 2010, dostupné z <http://old.vuppraha.cz/sekce/81>
- MŠMT ČR: Učební dokumenty pro gymnázia, 1. vydání, Fortuna, 1999 [online]: 2010, dostupné z <http://old.vuppraha.cz/sekce/72>
- MV ČR: Zákon č. 561 o předškolním, základním, středním, vyšším odborném a jiném vzdělávání, Sbírka zákonů ČR, částka 190, ročník 2004 [online]: 2010, dostupné z <http://old.vuppraha.cz/clanek/333>
- PACÁK, J a kol.: Chemie pro II. ročník gymnázií, 1. vydání, SPN, Praha, 1985
- RŮŽIČKOVÁ, K., KOTLÍK, B.: Chemie v kostce (přepřacované vydání), 1. vydání, Fragment, Praha, 2009
- SKALKOVÁ, J.: Obecná didaktika, 2. rozšířené a aktualizované vydání, Grada Publishing, a.s., 2007
- URBANOVÁ, K.: Periodická tabulka a stavba atomu, Chemická vazba, diplomová práce, Katedra učitelství a didaktiky chemie, PŘF UK Praha, 2006
- URBANOVÁ, K., ČTRNÁCTOVÁ, H.: Program PowerPoint jako prostředek vizualizace ve výuce obecné chemie, 5. ročník konference Alternativní metody výuky 2007, Katedra učitelství a didaktiky chemie, PŘF UK Praha [online]: 2011, dostupné z <http://everest.natur.cuni.cz/konference/2007/prispevky.php#p31>
- URBANOVÁ, K., ČTRNÁCTOVÁ, H.: Powerpointové prezentace jako prostředek zvyšování efektivity výuky chemie, Media4U Magazine X3/2010, Čtvrtletní časopis pro podporu vzdělávání, Katedra chemie, PŘF Univerzita Hradec Králové [online]: 2011, dostupné z [www.media4u.cz/mmX32010.pdf](http://www.media4u.cz/mmX32010.pdf)
- VACÍK, J. a kol.: Chemie pro I. ročník gymnázií, 3 doplněné vydání, SPN, Praha, 1995
- VACÍK, J., a kol.: Přehled středoškolské chemie, 4. vydání, SPN, Praha, 1999
- VEŘMIŘOVSKÝ, J., BÍLEK, M.: Názory učitelů chemie na způsoby využívání MS Powerpointu a multimediálních objektů, Media4U Magazine X3/2010, Čtvrtletní časopis pro podporu vzdělávání, Katedra chemie, PŘF Univerzita Hradec Králové [online]: 2011, dostupné z [www.media4u.cz/mmX32010.pdf](http://www.media4u.cz/mmX32010.pdf)
- VONDRÁČKOVÁ, K.: Chalkogeny, halogeny a vzácné plyny v učivu chemie na středních školách (zpracování učiva ve formě prezentací), rigorózní práce, Katedra učitelství a didaktiky chemie, PŘF UK Praha, 2011
- VÚP PRAHA: Rámcový vzdělávací program pro gymnázia, VÚP Praha, 2007 [online]: 2010, dostupné z [www.vuppraha.cz](http://www.vuppraha.cz)
- VYORALOVÁ, M.: Acidobazické děje (učební úlohy), diplomová práce, Katedra učitelství a didaktiky chemie, PŘF UK Praha, 2003
- ZÁKOSTELNÁ, B., ŠULCOVÁ, R.: Srovnávací průzkum využití ICT v přírodovědném vzdělávání na ZŠ a SŠ, 9. ročník konference Alternativní metody výuky 2011, Katedra učitelství a didaktiky chemie, PŘF UK Praha [online]: 2011, dostupné z [http://everest.natur.cuni.cz/konference/2011/prispevek/zakostelna\\_prispevek.pdf](http://everest.natur.cuni.cz/konference/2011/prispevek/zakostelna_prispevek.pdf)

## 7.2. Seznam internetových zdrojů

- Arcibiskupské gymnázium, Praha 2 [online]: 2011, dostupné z [www.apha.cz](http://www.apha.cz)
- CERMAT, Centrum pro zjišťování výsledků vzdělávání [online]: 2010, dostupné z [www.ceremat.cz](http://www.ceremat.cz)
- CERMAT, Maturitní portál NOVÁ MATURITA [online]: 2010, dostupné z [www.novamaturita.cz](http://www.novamaturita.cz)
- Gymnázium Prof. Jana Patočky, Praha 1 [online]: 2011, dostupné z [www.gpjp.cz](http://www.gpjp.cz)
- Gymnázium Uherské Hradiště, Uherské Hradiště [online]: 2011, dostupné z [www.guh.cz](http://www.guh.cz)
- MŠMT, Ministerstvo školství, mládeže a tělovýchovy [online]: 2010, dostupné z [www.msmt.cz](http://www.msmt.cz)
- První české gymnázium v Karlových Varech, Karlovy Vary [online]: 2011, dostupné z [www.gymkvary.cz](http://www.gymkvary.cz)
- První obnovené reálné gymnázium, s.r.o., Praha 8 [online]: 2011, dostupné z [www.porg.cz](http://www.porg.cz)
- VÚP Praha, Metodický portál RVP [online]: 2010, dostupné z [www.rvp.cz](http://www.rvp.cz)
- VÚP Praha, Výzkumný ústav pedagogický [online]: 2010, dostupné z [www.vuppraha.cz](http://www.vuppraha.cz)

## 7.3. Seznam zdrojů obrázků použitých pro tvorbu prezentací

- AMANN,W. a kol.: Chemie pro střední školy (2a), překlad z německého originálu Elemente Chemie II, 1989 (Kratochvíl,B. a kol., VŠCHT), Scientia, Praha, 1998 (str. 89, 90, 94, 95, 103)
- EISNER,W. a kol.: Chemie pro střední školy (1a), překlad z německého originálu Elemente Chemie I, 1986 (Kratochvíl,B. a kol., VŠCHT), Scientia, Praha, 1996 (str. 52, 53, 154)
- EISNER,W. a kol.: Chemie pro střední školy (1b), překlad z německého originálu Elemente Chemie I, 1986 (Kratochvíl,B. a kol., VŠCHT), Scientia, Praha, 1997 (str. 60)
- VACÍK,J. a kol.: Chemie pro I. ročník gymnázií, 3 doplněné vydání, SPN, Praha, 1995 (str. 162)
- VACÍK,J., a kol.: Přehled středoškolské chemie, 4. vydání, SPN, Praha, 1999 (str. 145)
- VYORALOVÁ,M.: Acidobazické děje (učební úlohy), diplomová práce, Katedra učitelství a didaktiky chemie, PřF UK Praha, 2003 (str. 52)
- <http://135.196.210.242/Distinguished/20thCentury/sorensen.asp>
- [http://cs.wikipedia.org/wiki/Hydroxid\\_sodný](http://cs.wikipedia.org/wiki/Hydroxid_sodný)

- [http://cs.wikipedia.org/wiki/Uhličitan\\_sodný](http://cs.wikipedia.org/wiki/Uhličitan_sodný)
- [http://en.wikipedia.org/wiki/File:Johannes\\_Brønsted.jpg](http://en.wikipedia.org/wiki/File:Johannes_Brønsted.jpg)
- [http://fr.wikipedia.org/wiki/Fichier:Guillaume-François\\_Rouelle.jpg](http://fr.wikipedia.org/wiki/Fichier:Guillaume-François_Rouelle.jpg)
- [http://home.arcor.de/schubert.v/\\_aac/vorles/skript/kap\\_10/kap10\\_1/kap10\\_13.html](http://home.arcor.de/schubert.v/_aac/vorles/skript/kap_10/kap10_1/kap10_13.html)
- <http://maniakva.sweb.cz/uhlik.htm>
- <http://reaccionesacido-base.blogspot.com/2008/09/teora-de-cidos-y-bases-de-bronsted.html>
- [http://sk.wikipedia.org/wiki/Chlorid\\_amónny](http://sk.wikipedia.org/wiki/Chlorid_amónny)
- <http://www.grafika.cz/art/3d/3dmydlo.html>
- <http://www.chemheritage.org/discover/collections/collection-items/rare-books/hippocrates-chymicus.aspx>
- <http://www.chem-web.info/cz/doplňky/periodicke-tabulky>
- <http://www.komenskeho66.cz/materialy/chemie/WEB-CHEMIE8/ph.html>
- <http://www.komenskeho66.cz/materialy/chemie/WEB-CHEMIE8/halogenidy.html>
- [http://www.oskole.sk/?id\\_cat=5&clanok=4907](http://www.oskole.sk/?id_cat=5&clanok=4907)
- <http://www.temnakomora.cz/modules.php?name=Forums&file=viewtopic&t=3440>

## 7.4. Seznam použitých počítačových programů

- ACD/Labs ChemSketch 10
- Microsoft Office PowerPoint 2007
- Microsoft Office Word 2007
- Microsoft Photo Editor 3.0
- Microsoft Windows Malování 6.0