

**ZÁPADOČESKÁ UNIVERZITA V PLZNI**

**FAKULTA PEDAGOGICKÁ**

**KATEDRA CHEMIE**

**SYSTÉM VERNIER V PŘÍPRAVĚ BUDOUCÍCH UČITELŮ CHEMIE**

**BAKALÁŘSKÁ PRÁCE**

**Štěpánka Coufalová**

*Přírodovědná studia, Chemie se zaměřením na vzdělávání*

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

**Plzeň 2020**

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

Plzeň, 4. července 2020

.....

vlastnoruční podpis

## **Poděkování**

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

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

ZÁPADOČESKÁ UNIVERZITA V PLZNI

Fakulta pedagogická

Akademický rok: 2018/2019

## ZADÁNÍ BAKALÁŘSKÉ PRÁCE

(projektu, uměleckého díla, uměleckého výkonu)

Jméno a příjmení: **Štěpánka BROŽKOVÁ**  
Osobní číslo: **P17B0015P**  
Studijní program: **B1001 Přírodovědná studia**  
Studijní obor: **Chemie se zaměřením na vzdělávání**  
Téma práce: **Systém Vernier v přípravě budoucích učitelů chemie**  
Zadávací katedra: **Katedra chemie**

### Zásady pro vypracování

1. Seznámit se se systémem Vernier a jednotlivými senzory vhodnými pro výuku chemie.
2. V dostupných zdrojích vyhledat návody pro práci se systémem Vernier.
3. Vybrané experimenty vyzkoušet a posoudit jejich možné využití v přípravě budoucích učitelů chemie.
4. Vytvořit soubor chemických experimentů se systémem Vernier a zpracovat podrobné pracovní návody.



Rozsah bakalářské práce: **40 stran**  
Rozsah grafických prací:  
Forma zpracování bakalářské práce: **tištěná**

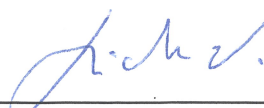
Seznam doporučené literatury:

1. Bílek, Martin (ed.): Výzkum, teorie a praxe v didaktice chemie XIX. Research, Theory and Practice in Chemistry Didactics XIX. 1. část: Původní výzkumné práce teoretické a odborné studie. Hradec Králové, Gaudeamus, 2009. ISBN 97-80-7041-827-7,
2. Čtrnáctová, Hana, Halbych, Josef: Didaktika a technika chemických pokusů. Praha: Karolinum, 2006. ISBN:80-246-1192-9,
3. Holmquist, Dan D., Randall, Jack, Volz, Donald L.: Chemistry with Vernier. Vernier Software & Technology, 2017. ISBN 978-1-929075-84-3.

Vedoucí bakalářské práce: **Mgr. Jitka Štrofová, Ph.D.**  
Katedra chemie  
Oponent bakalářské práce: **PaedDr. Vladimír Sirotek, CSc.**  
Katedra chemie  
Datum zadání bakalářské práce: **31. května 2019**  
Termín odevzdání bakalářské práce: **30. června 2020**



**RNDr. Miroslav Randa, Ph.D.**  
děkan



**Doc. Mgr. Václav Richtř, CSc.**  
vedoucí katedry

V Plzni dne 24. června 2020  
č.j. ZCU-014058/2020/K

## Rozhodnutí

Dle ust. čl. 55 odst. 3 Studijního a zkušebního řádu v platném znění (dále jen studijní a zkušební řád) rozhodl děkan

takto:

Žádosti studentky **Štěpánky COUFALOVÉ**, (osobní číslo *P17B0015P*) studující v bakalářském studijním programu *Přírodovědná studia*, studijní obor *Chemie se zaměřením na vzdělávání* se vyhovuje a určuje se náhradní termín odevzdání bakalářské práce s názvem „*Systém Vernier v přípravě budoucích učitelů chemie*“ do **31. července 2020**.

### *Odůvodnění:*

Studentka byla povinna odevzdat kvalifikační práci dle jejího zadání nejpozději do 30. června 2020. Studentka, aniž by odevzdala kvalifikační práci, podala k děkanovi fakulty podle čl. 55 odst. 2 studijního a zkušebního řádu žádost o stanovení náhradního termínu odevzdání kvalifikační práce s odůvodněním, že do termínu původně určeného pro odevzdání kvalifikační práce není schopna práci zpracovat z důvodu pandemie Covid-19 (experimentální část – práce v laboratoři).

Děkan s ohledem na důvody uvedené v žádosti vyhověl žádosti studentky a v souladu s ust. čl. 55 odst. 3 studijního a zkušebního řádu stanovil studentce náhradní termín pro odevzdání kvalifikační práce.

### *Poučení:*

Proti tomuto rozhodnutí není opravného prostředku.

**doc. RNDr. Pavel Mentlík, Ph.D.**

děkan FPE ZČU v Plzni



**v z. Mgr. Jan Krotký, Ph.D.**  
proděkan pro vzdělávání

# Obsah

Úvod .....	- 10 -
1 Měřicí systém Vernier .....	- 11 -
1.1 Přehled použitých senzorů .....	- 11 -
1.1.1 pH Sensor (PH-BTA) – čidlo kyselosti.....	- 11 -
1.1.2 Vernier Drop Counter (VDC-BTD) – čítač kapek .....	- 12 -
1.1.3 Conductivity Probe (CON-BTA) – elektroda pro měření vodivosti .....	- 13 -
1.1.4 Gas Pressure Sensor (GPS-BTA) – čidlo tlaku plynu .....	- 13 -
1.1.5 Stainless Steel Temperature Probe (TMP-BTA) – nerezové teplotní čidlo.....	- 13 -
1.1.6 Thermocouple (TCA-BTA) – termočlánek.....	- 13 -
1.1.7 SpectroVis Plus (SVIS-PL) – spektrofotometr .....	- 13 -
1.2 Rozhraní LabQuest Mini a Go!Link .....	- 14 -
1.3 Software Logger Lite a Logger Pro.....	- 14 -
2 Roztoky elektrolytů a jejich vlastnosti.....	- 16 -
2.1 Základní teoretické pojmy .....	- 16 -
2.1.1 Slabé a silné elektrolyty.....	- 17 -
2.1.2 Měrná elektrická vodivost.....	- 17 -
2.1.3 Konduktometrická titrace.....	- 18 -
2.1.4 Teorie kyselin a zásad.....	- 19 -
2.1.5 Iontový součin vody a výpočty pH.....	- 20 -
2.1.6 Acidobazická titrace.....	- 21 -
2.2 Experimenty .....	- 22 -
2.2.1 Elektrická vodivost kapalin .....	- 22 -
2.2.2 Vodivé roztoky.....	- 23 -
2.2.3 Složení vody – pH .....	- 24 -
2.2.4 Měření pH nápojů.....	- 25 -
2.2.5 Okyselování vody vlivem CO <sub>2</sub> (kyselá dešť) .....	- 25 -
2.2.6 Pozorování změny pH při ředění kyseliny .....	- 27 -
2.2.7 Neutralizace kyseliny.....	- 28 -
2.2.8 Acidobazická titrace.....	- 29 -
2.2.9 Stanovení množství kyseliny octové v potravinářském octu.....	- 34 -
3 Vliv tlaku a teploty na chování látek.....	- 37 -
3.1 Základní teoretické pojmy .....	- 37 -

3.1.1	Hydrostatický tlak.....	- 37 -
3.1.2	Ideální plyn .....	- 37 -
3.1.3	Termochemie – endotermické a exotermické reakce.....	- 38 -
3.1.4	Teplota a měrná tepelná kapacita .....	- 39 -
3.2	Experimenty .....	- 39 -
3.2.1	Hydrostatický tlak – závislost tlaku na hustotě kapaliny.....	- 39 -
3.2.2	Hydrostatický tlak – závislost tlaku na hloubce v kapalině .....	- 40 -
3.2.3	Závislost tlaku plynu na objemu (Boyleův-Mariottův zákon).....	- 42 -
3.2.4	Závislost tlaku plynu na teplotě (Charlesův zákon) .....	- 43 -
3.2.5	Změna tlaku při chemické reakci.....	- 44 -
3.2.6	Vypařování vody a lihu .....	- 45 -
3.2.7	Endotermický děj – rozpouštění jedlé sody ve vodě.....	- 47 -
3.2.8	Změna teploty při rozpouštění .....	- 48 -
3.2.9	Změna teploty při chemické reakci .....	- 50 -
3.2.10	Teplotní změny při ředění kyseliny chlorovodíkové.....	- 51 -
3.2.11	Metabolismus kvasnic (alkoholové kvašení) .....	- 52 -
3.2.12	Teplota plamene.....	- 53 -
4	Spektroskopické vlastnosti látek .....	- 54 -
4.1	Základní teoretické pojmy .....	- 54 -
4.1.1	Optické metody .....	- 54 -
4.1.2	Elektromagnetické záření.....	- 54 -
4.1.3	Spektrální metody .....	- 55 -
4.1.4	Základní veličiny využívané ve spektrofotometrii .....	- 55 -
4.1.5	Spektrofotometrie v ultrafialové a viditelné oblasti .....	- 56 -
4.1.6	Instrumentace ve spektrofotometrii.....	- 57 -
4.2	Experimenty .....	- 57 -
4.2.1	Analýza zelených barviv v rostlině.....	- 57 -
4.2.2	Analýza karotenoidních barviv v zelenině .....	- 59 -
4.2.3	Jaké barvivo se nachází v modrých lentilkách? .....	- 61 -
4.2.4	Měření absorpance manganistanu draselného.....	- 62 -
	Závěr .....	- 64 -
	Resumé.....	- 65 -
	Keywords .....	- 65 -
	Literatura .....	- 66 -

Seznam obrázků .....	- 67 -
Seznam tabulek .....	- 69 -

## Úvod

Experimentální činnost je nedílnou součástí přírodovědných oborů, což by se mělo promítnout i do jejich výuky. Kromě klasických chemických experimentů se ve výuce chemie na ZŠ a SŠ stále častěji používají různé měřicí systémy, které ve spojení s počítačem pomáhají žákům pochopit podstatu studovaných jevů. Tak, jak se zlepšuje vybavení škol, roste také potřeba, aby učitelé byli schopni tuto techniku využívat. Základní přehled a dovednosti spojené s využíváním těchto měřících systémů by měli získat studenti učitelství chemie na VŠ. To bylo hlavním důvodem vzniku bakalářské práce, jejímž hlavním záměrem bylo vytvoření materiálu, jehož prostřednictvím se budoucí učitelé chemie seznámí s možnostmi využití systému Vernier ve výuce. Počátky vývoje systému Vernier sahají do začátku 80. let 20. století, kdy se zároveň objevily první verze klasických stolních počítačů. Technický pokrok ve výpočetní technice tak umožnil vznik nástrojů široce využitelných i ve výuce přírodovědných oborů. Systém Vernier můžeme chápat jako zástupce moderní a interaktivní výuky podle základního principu měřit – analyzovat – naučit se. Oproti klasické konvenční výuce je žákům při použití těchto čidel poskytnuta atraktivní míra interaktivity a kreativity. Samotná výuka pak logicky dosahuje vyšší efektivity, kdy studenti lépe a rychleji pochopí základní zkoumané jevy.

První část práce je věnována popisu používaných částí systému Vernier, který je jako každý výpočetní celek složen z částí HW a SW. Během jednotlivých experimentů byla použita základní čidla systému, která sloužila ke snímání a odečítání měřených hodnot. Pro samotný záznam a následné analyzování pak byly použity počítačové programy Logger Lite a Logger Pro. Právě jednoduchost použití programu a praktické vykreslení grafů zkoumaných veličin umožňuje snadné analyzování výsledků a jejich následnou interpretaci.

Praktická část práce poskytuje přehled experimentů v základních oblastech použití čidel zaměřených na analyzování vlastností elektrolytů, vlivu tlaku a teploty na chování látek a zkoumání spektroskopických vlastností. Pro každé téma jsou vždy nejprve vymezeny základní teoretické pojmy a popsány důležité vztahy s cílem vysvětlit princip zkoumaných jevů. Následně je popsán zvolený experiment ve formě návodu s detailní vazbou na použití čidel Vernier a obsluhu počítačového programu. V neposlední řadě je u každého popisu přiložen výsledek praktického pokusu, který byl zaznamenán při tvorbě návodu. Naměřené a analyzované hodnoty jsou vždy vyhodnoceny v podobě shrnutí výsledku pokusu. Ucelený přehled všech experimentů je koncipován jako soubor pokusů usnadňující přípravu budoucích učitelů a nabízející možnost využití dílčích návodů v samotné výuce chemie.

# 1 Měřicí systém Vernier

Experimentální systém Vernier má sloužit k výuce přírodovědných oborů především v oblasti fyziky, chemie a biologie. Hlavním principem je podpořit učitele přírodovědných oborů efektivněji vzdělávat studenty. Americká společnost Vernier Software & Technology nabízí velké množství měřících senzorů, rozhraní, softwarů i vzdělávacích systémů<sup>1</sup>. Tyto přístroje byly navrženy nejen jako součást laboratorního vybavení, ale mají sloužit ve výuce k demonstraci jednoduchých a názorných experimentů, které mají pomoci vysvětlit probírané učivo. Výhradním dovozcem produktů Vernier do ČR je společnost Edufor se sídlem v Praze, která kromě veškerého materiálního vybavení dále pedagogům nabízí také školení akreditovaná Ministerstvem školství, mládeže a tělovýchovy ČR (dále jen MŠMT) v rámci dalšího vzdělávání pedagogických pracovníků (DVPP). Na internetových stránkách společnosti Edufor jsou dostupné manuály k jednotlivým čidlům a rozhraním. Dále je možné si stáhnout zdarma základní programy, které slouží k analyzování měřených dat pomocí počítače. Na stránkách jsou také k dispozici návody či náměty v českém i anglickém jazyce na různé experimenty. Některé návody jsou formou videí. Je možné si také stáhnout tzv. Kuchařku ve formě e-publikace, která obsahuje jednoduché experimenty. Ty jsou podrobně popsány i pomocí foto návodů. Experimenty jsou označeny podle zaměření na chemické, fyzikální a přírodopisné. Jsou zpracovány formou laboratorních protokolů a obsahují vždy teoretickou část, postup a výsledky měření. V další části BP jsou popsány programy, rozhraní a čidla, která jsou vhodná pro realizaci experimentů s chemickým zaměřením.

Celý systém Vernier je tvořen řadou senzorů na měření různých veličin – tlaku, teploty, vodivosti, pH atd. Jednotlivé senzory se k počítači připojují přes rozhraní, např. Go!Link, LabQuest Mini. K fungování celého systému je nezbytný počítač s nainstalovaným softwarem – Logger Lite nebo LoggerPro. Pro práci v terénu je možné počítač nahradit přenosným dataloggerem LabQuest 2 se zabudovaným softwarem, dotykovým displejem a s analogovými i digitálními konektory, jejichž prostřednictvím lze senzory k němu přímo připojit. Podrobnější popis vybraných senzorů, použitých rozhraní a softwaru je uveden v následujících kapitolách 1.1 – 1.3.

## 1.1 Přehled použitých senzorů

### 1.1.1 pH Sensor (PH-BTA) – čidlo kyselosti

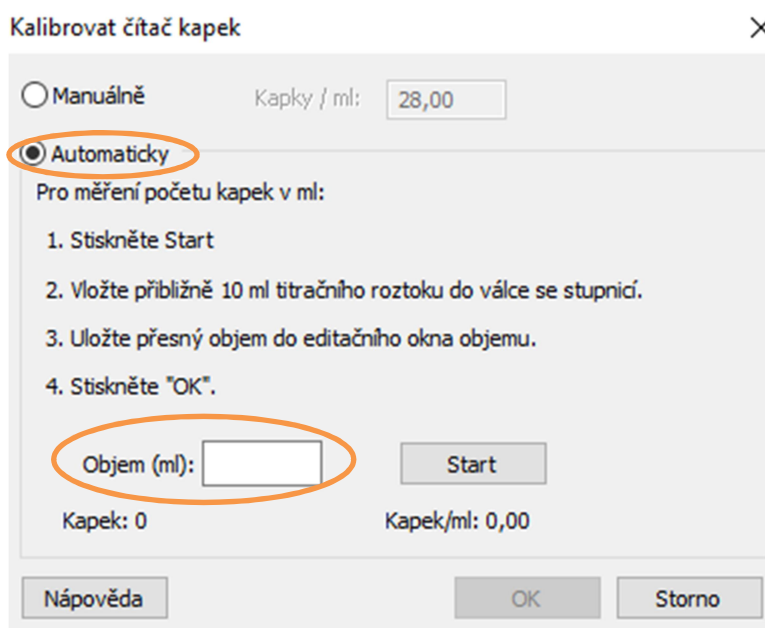
Čidlo slouží k měření pH roztoků. Má analogovou koncovku, proto se může připojit počítači přes rozhraní Go!Link nebo LabQuest Mini. Rozsah senzoru je 0-14 pH a lze jej použít při teplotách 5 – 80 °C. Čidlo obsahuje argentochloridovou elektrodu, proto jej nelze použít k měření roztoků, které obsahují látky reagující se stříbrem. Na elektrodě vzniká napětí, které se mění v závislosti na kyselosti prostředí. Senzor je nutné uchovávat ve skladovacím

roztoku, který je součástí balení<sup>1</sup>. Senzor lze využít např. při titraci, neutralizaci kyselin nebo při měření pH nápojů.

### 1.1.2 Vernier Drop Counter (VDC-BTD) – čítač kapek

Jedná se o přesný čítač kapek, který se využívá nejen při titracích, ale také k odměřování malých objemů látek. Pokud je znám objem jedné kapky, stačí jej zadat do nastavení senzoru v příslušném softwaru (Logger Lite, Logger Pro)<sup>1</sup>. Na základě počtu kapek čidlo přímo měří objem odkapávající látky. Senzor má digitální vstup, a proto ho lze připojit k počítači pouze přes rozhraní LabQuest Mini. Čítač kapek funguje jako systém optické závory. Uvnitř senzoru se nachází zdroj infračerveného paprsku a jeho detektoru. Při průchodu kapky čidlem dojde k přerušení paprsku, čímž je zaznamenána kapka pomocí čítače. Dá se využít s pH senzorem při měření závislosti pH na objemu titračního činidla při titracích. Dále se dá použít při měření závislosti vodivosti na objemu odměrného roztoku při titraci.

Důležité je provést před začátkem experimentu kalibraci čítače kapek. Do stojanu se upevní senzor a nad něj byreta. Je potřeba, aby kapky z byrety odkapávaly mezi závory čítače. V počítači se spustí program Logger Lite (Logger Pro), čítač kapek se připojí prostřednictvím rozhraní LabQuest Mini. V menu „Experiment → Kalibrovat čítač kapek“ se místo manuální kalibrace zvolí automatická. Spustí se tlačítko „Start“ a otevře se kohout byrety. Je nutné, aby kapky procházely pomalu mezi optickými závory čítače. Spotřeba odměrného roztoku při kalibraci musí být minimálně 10 cm<sup>3</sup>, čím větší bude použitý objem, tím bude kalibrace přesnější. Po uzavření byrety se ručně doplní přesný objem odměrného roztoku (viz obr. 1).



Obr. 1: Kalibrace čítače kapek



### **1.1.3 Conductivity Probe (CON-BTA) – elektroda pro měření vodivosti**

Tento senzor slouží pro měření elektrické vodivosti vodných roztoků. Jelikož má analogový vstup, je možné jej připojit k počítači prostřednictvím rozhraní Go!Link i LabQuest Mini. Rozsahy měření konduktometru jsou 0 – 200  $\mu\text{S}/\text{cm}$ , 0 – 2000  $\mu\text{S}/\text{cm}$  a 0 – 20 000  $\mu\text{S}/\text{cm}$ . Senzor měří schopnost přenosu iontů mezi dvěma elektrodami (elektrickou vodivost), vyšší koncentrace iontů v roztoku znamená vyšší elektrickou vodivost, je vybaven automatickou teplotní kompenzací v teplotním rozsahu 5 – 35 °C<sup>1</sup>.

### **1.1.4 Gas Pressure Sensor (GPS-BTA) – čidlo tlaku plynu**

Senzor slouží k měření tlaku plynu. Součástí vybavení je i plastová injekční stříkačka se závitěm, hadička a zátka. Čidlo má analogovou koncovku a dá se tak připojit prostřednictvím rozhraní Go!Link a LabQuest Mini. Rozsah senzoru je 0 – 210 kPa. Čidlo obsahuje membránu, na jejíž jedné straně je vakuum, druhá strana je volně spojena s okolím<sup>1</sup>. Když dojde ke změnám tlaku, membrána se začne hýbat, čímž je generováno napětí. Senzor tlaku je možné využít např. při pokusech, kdy se mění tlak v závislosti na objemu nebo teplotě.

### **1.1.5 Stainless Steel Temperature Probe (TMP-BTA) – nerezové teplotní čidlo**

Toto teplotní čidlo je velmi odolné, lze jej využít pro měření teploty roztoků kyselin, hydroxidů i organických látek. Jeho rozsah je – 40°C až 135°C. Má analogovou koncovku a lze jej připojit prostřednictvím rozhraní LabQuest Mini a Go!Link k počítači. Poté, co se čidlo ponoří do roztoku, je nutné vždy minimálně 10 sekund počkat na ustálení měřené teploty. Teploměr se nesmí do kapalin ponořit celý, protože jeho rukojeť není vodotěsná<sup>1</sup>. Teplotní čidlo lze využít např. při pokusech, kdy se má zjistit, zda se jedná o děj endotermický nebo exotermický.

### **1.1.6 Thermocouple (TCA-BTA) – termočlánek**

Termočlánek Vernier slouží k měření velkého rozsahu teplot od – 200°C až do 1400°C. Má analogový vstup a je možné jej připojit pomocí rozhraní LabQuest Mini a Go!Link. Jako jediné teplotní čidlo Vernier je vhodné pro měření teploty plamene. Dále je vhodný pro pokusy zjišťování teploty tání různých pevných látek<sup>1</sup>.

### **1.1.7 SpectroVis Plus (SVIS-PL) – spektrofotometr**

Spektrofotometr slouží k měření absorbance, transmitance, fluorescence a emisního spektra. Jeho rozsah je 380 nm – 950 nm<sup>1</sup>. Součástí balení jsou plastové kyvety. Při měření

emisního spektra je potřeba optický kabel, který není součástí balení, ale lze jej dokoupit. Při experimentech popsaných v kap. 4 se optický kabel nepoužívá.

Důležité je před začátkem experimentu provést kalibraci. V počítači se spustí program Logger Lite (Logger Pro), spektrofotometr se připojí pomocí USB. V menu „Experiment“ se vybere „Kalibrovat → Spectrometer: 1“ a počká se 90 sekund. Poté se vloží do spektrofotometru kyveta naplněná destilovanou vodou a stiskne se tlačítko „Ukončit kalibraci“.

## 1.2 Rozhraní LabQuest Mini a Go!Link

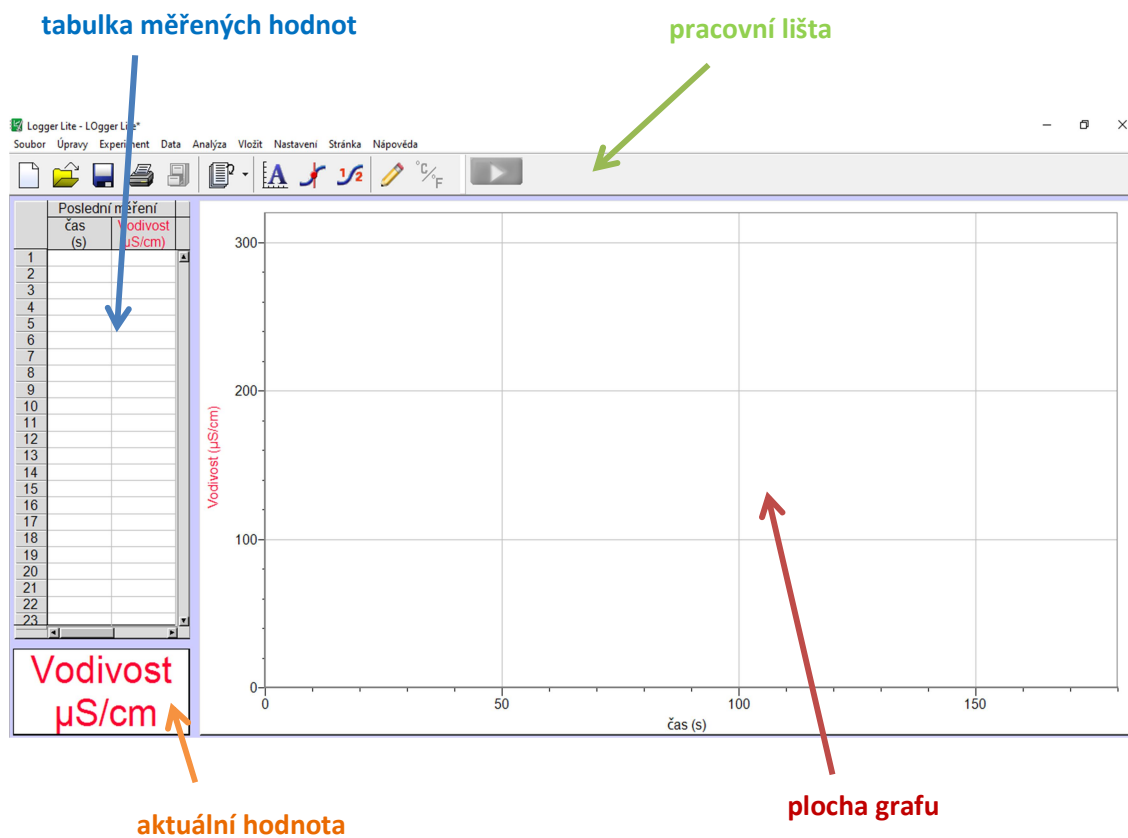
Pro připojení senzorů k počítači přes USB port slouží rozhraní LabQuest Mini nebo Go!Link. Do jednoduššího rozhraní Go!Link lze připojit pouze senzory, které mají analogový vstup. Tato čidla se značí třemi posledními písmeny – BTA. Vzorkovací frekvence Go!Link je až 200 Hz<sup>1</sup>. Nevýhodou tohoto zařízení je, že se k němu mohou připojit pouze čidla s analogovým vstupem a nelze k němu připojit více senzorů najednou. Výhodou je cenová dostupnost, patří mezi nejlevnější produkty Vernier. Go!Link je dostačující pro většinu jednoduchých pokusů.

Pomocí LabQuest Mini lze připojit k počítači přes USB port až 5 senzorů. Je možné propojit tři čidla s analogovým vstupem a dvě digitální, která se značí třemi posledními písmeny – BTD. Vzorkovací frekvence je až 100 000 Hz<sup>1</sup>. Nevýhodou senzoru je pořizovací cena, která je téměř trojnásobná oproti předchozímu rozhraní. Jak Go!Link, tak LabQuest Mini vyžadují na počítači software Logger Lite nebo LoggerPro.

## 1.3 Software Logger Lite a Logger Pro

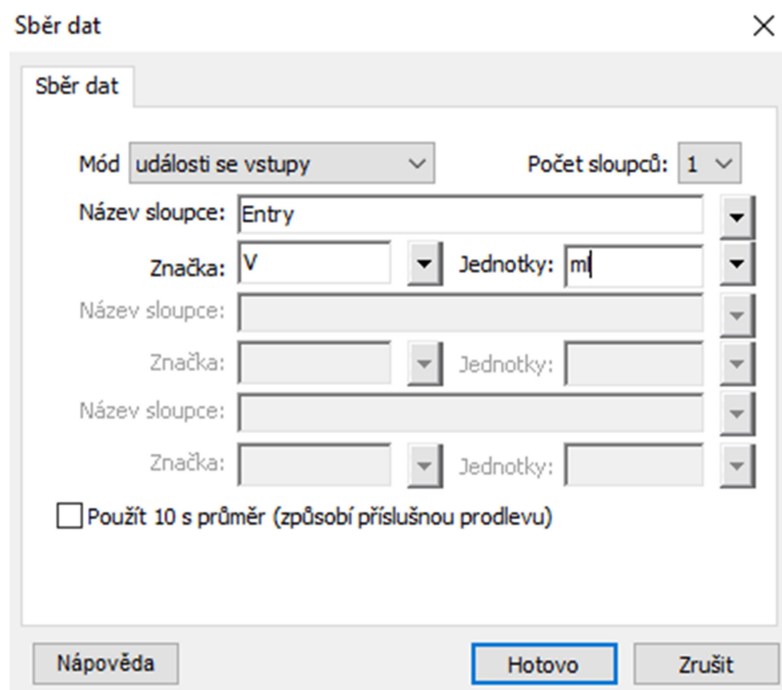
Pro zobrazení a analyzování měřených hodnot je nutné nainstalovat programy Logger Lite nebo Logger Pro. Software Logger Lite v českém i anglickém jazyce je možné stáhnout na webových stránkách Vernier zdarma, naopak program Logger Pro je rozšířená placená verze. Základní ovládací prvky jsou u obou programů stejné, jejich obsluha je jednoduchá. Pro většinu experimentů popsaných v práci je dostačující Logger Lite. Logger Pro disponuje řadou dalších funkcí, které se týkají zejména analýzy naměřených dat. Aktualizace jsou dostupné pro oba programy zdarma.

Po spuštění programu se připojí pomocí rozhraní k počítači daný senzor a objeví se základní pracovní plocha. V její horní části je pracovní lišta, nalevo tabulka všech měřených hodnot, pod ní aktuální hodnota a největší část zabírá plocha grafu, který je vykreslován v průběhu měření (viz obr. 2).



Obr. 2: Pracovní plocha software Logger Lite (připojen senzor CON-BTA)

Standardně je nastavené měření v pravidelných časových intervalech. Je-li třeba měřit hodnoty pro jednotlivé vzorky, je třeba provést nastavení parametrů ke konkrétnímu měření. To se vyvolá zvolením tlačítek „Experiment → Sběr dat → Události se vstupy“. Následně se ručně zvolí označení veličiny s odpovídající jednotkou a potvrdí se tlačítkem „Hotovo“ (viz obr. 3). Aby bylo možné do tabulky zadávat text, např. název vzorku, je třeba změnit datový typ. Kdekoli na ploše se klikne pravým tlačítkem myši a vybere se „Nastavení veličiny“ a odpovídající sloupec s veličinou, jejíž hodnota se bude vkládat ručně. Jako datový typ se zvolí „Text“ (standardně je nastaven typ „číselná hodnota“). Pro začátek vlastního měření je potřeba spustit zelené tlačítko „Zahájit sběr dat“, které se nachází na pracovní liště. Pro ukončení měření se zmáčkne tlačítko „Zachovat“. Dalším důležitým tlačítkem na horní liště je „Experiment“, kde se může uložit nebo odstranit poslední měření pomocí nabídek „Uchovat poslední měření“ nebo naopak „Vymazat poslední měření“.



Obr. 3: Nastavení parametrů měření v programu Logger Lite

## 2 Roztoky elektrolytů a jejich vlastnosti

### 2.1 Základní teoretické pojmy

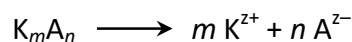
Materiály, které vedou elektrický proud, se nazývají vodiče a dle literatury<sup>2</sup> se rozdělují do tří skupin:

1. **Vodiče první třídy**, jejichž schopnost přenosu náboje je dána přítomností elektronů. Pokud jimi prochází proud, nedochází ke změnám ve složení a látka se nijak nemění. Mezi vodiče první třídy patří kovy, uhlík a některé oxidy.

2. **Vodiče druhé třídy**, u kterých je přenos elektrického proudu zprostředkován ionty. Tyto částice se podle náboje rozdělují na kladně nabitě kationty a záporně nabitě anionty. Typickými představiteli této skupiny jsou elektrolyty.
3. **Vodiče třetí třídy**, jejichž schopnost vést elektrický proud je zprostředkována ionty i elektrony. Patří sem plazma.

### 2.1.1 Slabé a silné elektrolyty

V roztoku nebo tavenině elektrolytu dochází k jeho disociaci, při které se štěpí na kationty a anionty. Pro obecný elektrolyt  $K_m A_n$  lze napsat rovnici disociace



kde  $z+$  je náboj kationtu,  $z-$  náboj aniontu,  $m$ ,  $n$  jsou počty atomů či atomových skupin.

Stupeň disociace je značen  $\alpha$  a lze jej vyjádřit pomocí počáteční ( $c_{i0}$ ) a rovnovážné koncentrace ( $c_i$ ) disociující látky<sup>2</sup>.

$$\alpha = \frac{c_{i0} - c_i}{c_{i0}}$$

Podle stupně disociace lze elektrolyty rozdělit na silné a slabé. Silné elektrolyty, které jsou téměř zcela disociovány, jsou v roztoku pouze ve formě iontů. Mezi silné elektrolyty patří většina solí (např. chlorid sodný, chlorid hořečnatý), silné anorganické kyseliny (např. kyselina sírová nebo dusičná) a silné anorganické zásady (např. hydroxid draselný nebo sodný). Slabé elektrolyty jsou látky, které podléhají disociaci jen částečně. V roztoku jsou přítomny ve formě svých iontů i nedisociovaných molekul, přičemž podíl iontů je nízký. Mezi typické slabé elektrolyty patří voda, organické kyseliny (např. kyselina octová), slabé anorganické kyseliny (např. kyselina dusitá nebo boritá) a slabé zásady (např. vodný roztok amoniaku). Zda je látka silným nebo slabým elektrolytem závisí i na typu rozpouštědla.

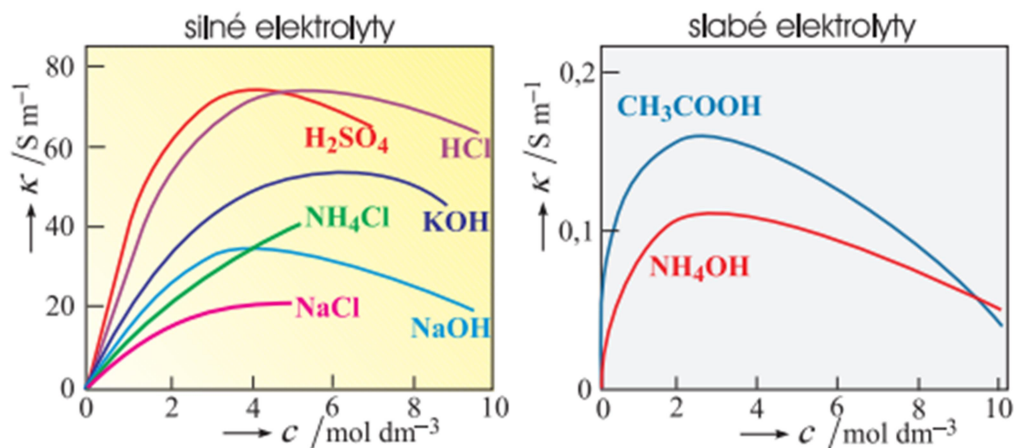
### 2.1.2 Měrná elektrická vodivost

Schopnost elektrolytů vést elektrický proud je charakterizována veličinou označovanou jako měrná elektrická vodivost tzv. konduktivita  $\kappa$ , která je zároveň převrácenou hodnotou měrného elektrického odporu. Konduktivita je definována vztahem

$$R = \frac{1}{\kappa} \cdot \frac{L}{A},$$

kde  $R$  je elektrický odpor naměřený v  $\Omega$ ,  $A$  je plocha elektrod a  $L$  je délka vodiče. Základní jednotkou měrné elektrické vodivosti je Siemens na metr  $S \text{ m}^{-1}$ . Častěji se ale udává v jiných jednotkách jako např.  $S \text{ cm}^{-1}$ ,  $\text{mS cm}^{-1}$  nebo  $\mu\text{S m}^{-1}$ . Čím je naměřená hodnota vyšší, tím lépe materiál vede elektrický proud. Elektrický proud je v roztocích realizován pohybem iontů<sup>3</sup>, které jsou nosiči elektrického náboje. Mezi konduktivitou a koncentrací částic, které jsou

schopny vést elektrický náboj, není přímá úměra. Do určitého množství iontů vodivost s koncentrací roste, ale později dochází ke snižování hodnot konduktivity (viz obr. 4). U slabých elektrolytů je to dáno nízkým stupněm disociace, což souvisí s nižším počtem iontů. U silných elektrolytů je příčinou odpor prostředí, dále pohyb iontů, které nejsou souhlasně nabitě, opačným směrem.



Obr. 4: Závislost konduktivity na koncentraci u silných a slabých elektrolytů (převzato z literatury<sup>3</sup>)

Zařízení, které měří elektrickou vodivost, se nazývá konduktometr.

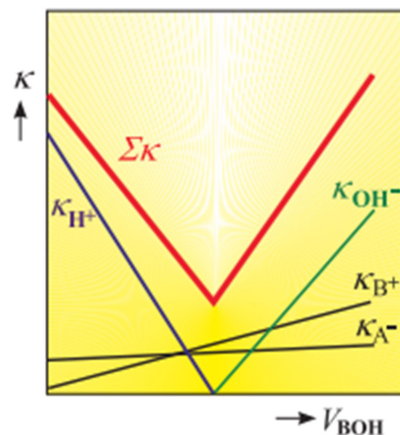
### 2.1.3 Konduktometrická titrace

Konduktometrická titrace je metoda odměrné analýzy, při které se zkoumá závislost vodivosti titrovaného roztoku na objemu titračního činidla. Využívá se změny vodivosti roztoku pro určení bodu ekvivalence. Při konduktometrické titraci musí být splněny tyto podmínky<sup>4</sup>:

1. Ke změně vodivosti elektrolytu dochází již při jeho ředění, proto se využívají velmi koncentrovaná titrační činidla.
2. Roztoky, které se titrují, musí být dostatečně zředěny. Titrace se musí uskutečňovat za konstantní teploty.
3. Při průběhu analytické reakce musí docházet ke změnám vodivosti titrovaného roztoku.

Konduktometrickou titraci lze využít při reakci silné kyseliny HA se silným hydroxidem BOH. Ze začátku titrace do bodu ekvivalence se vodivost snižuje, což je dáno úbytkem iontů  $H^+$  o velké vodivosti. Od bodu ekvivalence dochází k nárůstu vodivosti, což je způsobeno postupným zvyšováním množství hydroxidových iontů. Celková vodivost roztoku sledovaná při konduktometrické titraci je dána v každém okamžiku součtem všech vodivostí jednotlivých iontů<sup>4</sup>. Při konduktometrické titraci se nevyžívají žádné barevné indikátory.

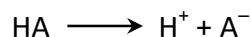
Grafickým znázorněním závislosti sledované veličiny na objemu přidaného odměrného činidla je tzv. titrační křivka. Body ekvivalence jsou dány zlomy na příslušné titrační křivce (viz obr. 5).



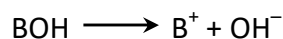
Obr. 5: **Titrační křivka při konduktometrické titraci silné kyseliny silnou zásadou**  
(převzato z literatury<sup>3</sup>)

## 2.1.4 Teorie kyselin a zásad

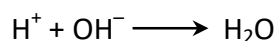
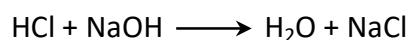
Podle Arrheniovy teorie jsou kyseliny látky, které odštěpují ve vodném prostředí proton H<sup>+</sup>, naopak zásady jsou schopny odštěpit ion OH<sup>-</sup>. Této teorii odpovídá zápis disociace kyseliny následující rovnicí.



Stejným způsobem lze vyjádřit disociaci zásady.

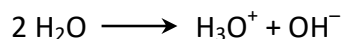


Problém Arrheniovy teorie spočívá v tom, že ji lze využít jen na vodné roztoky kyselin a jen některých zásad, jelikož ne všechny zásady jsou schopné odštěpit ion OH<sup>-</sup>. Další, obecnější teorie, která se zabývá kyselinami a zásadami, je Brønstedova teorie. Podle ní jsou kyseliny látky schopné odštěpit proton H<sup>+</sup> a zásady jsou látky, jež jej přijímají. Dle literatury<sup>5</sup> každé kyselině odpovídá konjugovaná zásada a naopak. Tyto dvě látky, které se liší právě o jeden proton H<sup>+</sup>, tvoří dohromady tzv. konjugovaný pár. Neutralizace je chemická reakce kyseliny a zásady, při které vznikají jako produkty příslušná sůl dané kyseliny a voda. Příkladem neutralizace je reakce kyseliny chlorovodíkové s hydroxidem sodným.



### 2.1.5 Iontový součin vody a výpočty pH

Voda patří mezi látky, jejichž molekuly jsou schopny přijímat nebo odevzdávat protony, tudíž se mohou chovat buď jako kyseliny nebo jako zásady. Ve vodě dochází k disociaci, kterou lze popsat rovnicí



Množství iontů  $\text{H}_3\text{O}^+$  a  $\text{OH}^-$  určuje kyselost nebo zásaditost daného vodného roztoku. Hodnoty koncentrace hydroxoniových iontů mohou být velmi nízké, proto pro zjednodušení výpočtů zavedl Sørensen tzv. vodíkový exponent pH, který je definován jako záporný dekadický logaritmus aktivity hydroxoniových iontů<sup>4</sup>.

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

Ve zředěných roztocích se koncentrace blíží aktivitě, tudíž lze pH určit na základě zjednodušeného vztahu

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

Rovnovážná konstanta disociace vody se nazývá iontový součin vody  $K_v$ . Je definována vztahem

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

Pro aktivity iontů platí:  $a_{\text{H}_3\text{O}^+} = \frac{c_{\text{H}_3\text{O}^+} \cdot \gamma_{\text{H}_3\text{O}^+}}{c^{\text{st}}}$  a  $a_{\text{OH}^-} = \frac{c_{\text{OH}^-} \cdot \gamma_{\text{OH}^-}}{c^{\text{st}}}$ .

Standardní koncentrace  $c^{\text{st}} = 1 \text{ mol dm}^{-3}$  a aktivní koeficienty  $\gamma_{\text{H}_3\text{O}^+}$  a  $\gamma_{\text{OH}^-}$  se blíží jedné, potom

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

Při 25 °C je hodnota  $K_v = 1,005 \cdot 10^{-14}$ . Množství iontů  $\text{H}_3\text{O}^+$  a  $\text{OH}^-$  jsou v čisté vodě stejná, tedy  $10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$  a její pH je rovno 7. Roztoky, ve kterých jsou množství iontů  $\text{H}_3\text{O}^+$  a  $\text{OH}^-$  podobně jako v čisté vodě stejná, se označují jako roztoky neutrální a při teplotě 25 °C mají pH = 7. Pokud je množství iontů  $\text{H}_3\text{O}^+$  menší než množství iontů  $\text{OH}^-$  je roztok zásaditý a při 25 °C má pH větší než 7. Čím vyšší je hodnota pH, tím je daný roztok zásaditější. Naopak pokud je v roztoku více iontů  $\text{H}_3\text{O}^+$  než  $\text{OH}^-$ , je roztok kyselý a jeho pH při 25 °C je nižší než 7. Čím nižší je hodnota pH, tím je roztok kyselejší.



## 2.1.6 Acidobazická titrace

Odměrná analýza (titrace, volumetrie) je metoda kvantitativní analýzy, založená na měření objemu odměrného roztoku přesně známé koncentrace neboli titru, který je třeba k tomu, aby reakce se stanovovanou složkou právě kvantitativně proběhla<sup>4</sup>. Musí se zjistit tzv. bod ekvivalence. Odměrná stanovení lze rozdělit na několik skupin:

- metody acidobazické (neutralizační)
- metody srážecí
- metody komplexotvorné
- metody oxidačně – redukční

U acidobazické titrace dochází k reakci kyseliny se zásadou, při které se vyměňuje proton  $H^+$ . Kyselina je schopná proton odštěpit, naopak zásada je látka, která proton přijímá. Mezi acidobazické titrace patří acidimetrie a alkalimetrie. U acidimetrického stanovení se jako odměrné činidlo používá kyselina, nejčastěji kyselina chlorovodíková nebo kyselina sírová. Při alkalimetrických titracích se využívají alkalické hydroxidy jako hydroxid sodný nebo draselný. Grafickým znázorněním závislosti sledované veličiny na objemu přidaného odměrného činidla je tzv. titrační křivka. Podle způsobu provedení acidobazický titrací mohou nastat tyto případy<sup>4</sup>:

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

Při titraci silné kyseliny silnou zásadou leží bod ekvivalence při pH okolo 7 a změny hodnot jsou výrazné. Při titraci slabé kyseliny silnou zásadou a slabé zásady silnou kyselinou je v prvním případě bod ekvivalence při pH větším než 7, naopak u slabé zásady silnou kyselinou je bod ekvivalence při pH menším než 7. Při titraci slabé zásady slabou kyselinou a naopak jsou změny v bodu ekvivalence minimální, tudíž je velmi těžké dosáhnout přesnosti měření<sup>4</sup>.

Při určení konce titrace lze využít změnu barvy acidobazických indikátorů. Jinou možností je sledování změn hodnot pH během měření. Acidobazické indikátory patří mezi látky, které v bodě ekvivalence mění své zbarvení, většinou se jedná o slabé organické kyseliny nebo zásady. Rozsah mezi dvěma hodnotami pH, mezi nimiž pozorujeme barevnou změnu, se nazývá barevný přechod indikátoru. Acidobazické indikátory lze rozdělit na jednobarevné nebo dvojbarevné. V následující tabulce 1 je uveden barevný přechod pro několik vybraných acidobazických indikátorů.

Tabulka 1: Zbarvení vybraných acidobazických indikátorů<sup>4</sup>

Název indikátoru	Zabarvení formy		Barevný přechod indikátoru
	kyselé	zásadité	
fenolftalein	bezbarvá	červená	8 – 10
thymolftalein	bezbarvá	modrá	9,5 – 10,5
methylořanž	červená	žlutá	3 – 4,5
bromkresolová zeleň	červená	žlutá	4,5 – 5,5
metylčerveň	červená	žlutá	4,5 – 6,5
bromthymolová modř	žlutá	modrá	6 – 7,5

Pokud je zadána přesná hodnota látkové koncentrace roztoku činidla neboli titru, lze pomocí stechiometrické rovnice vypočítat množství nebo koncentraci stanovované složky v analyzovaném vzorku.

## 2.2 Experimenty

### 2.2.1 Elektrická vodivost kapalin<sup>7</sup>

**Úkol:** Změřte měrnou elektrickou vodivost destilované vody, pitné vody a minerální vody.

**Chemikálie:** minerální voda, vodovodní voda, destilovaná voda

**Pomůcky:** 3 kádinky (50 cm<sup>3</sup>), senzor vodivosti Vernier Conductivity Probe (CON-BTA), Go!Link, notebook, lihový fix, filtrační papíry, stříčka s destilovanou vodou

**Postup:** Do čistých kádinek připravte jednotlivé vzorky vody. Připojte senzor Conductivity Probe přes USB rozhraní Go!Link k počítači a spusťte program Logger Lite (Logger Pro). Nastavení senzoru pro experiment proveďte podle kap. 1.3. Nyní je vše připraveno k vlastnímu měření. Pokud je potřeba měřenou hodnotu vynulovat, tak v programu zvolte „Experiment → Nulovat“. Čidlo ponořte do zkoumaného vzorku a zeleným tlačítkem „Zahájit sběr dat“ na horní liště spusťte měření. Po ustálení měřené hodnoty použijte modré tlačítko „Zachovat“. Objeví se dialogové okno, do kterého napište požadované údaje – v tomto případě název vzorku. Takto postupujte u všech vzorků. Mezi jednotlivými měřeními je nutné senzor opláchnout destilovanou vodou a osušit filtračním papírem, aby nedocházelo ke zbytečným chybám. Sérii měření všech vzorků ukončete červeným tlačítkem „Ukončit sběr dat“ na horní liště.

**Výsledky měření:** Naměřené hodnoty jsou zpracovány v tab. 2.

Tabulka 2: Naměřené hodnoty elektrické vodivosti u vybraných vzorků

Měřený roztok	Vodivost [ $\mu\text{S cm}^{-1}$ ]
destilovaná voda	7
pitná voda	652
minerální voda	1020

**Vyhodnocení výsledků:** Z měření vyplývá, že destilovaná voda má zanedbatelnou vodivost. Naproti tomu pitná voda má mnohem vyšší vodivost, protože obsahuje rozpuštěné minerální látky, které v roztoku disociují na ionty. Minerální voda obsahuje více těchto látek, proto má také vyšší hodnoty elektrické vodivosti.

### 2.2.2 Vodivé roztoky<sup>7</sup>

**Úkol:** Změřte a zaznamenejte měrnou elektrickou vodivost pitné vody, osolené a oslazené vody.

**Chemikálie:** cukr, sůl kamenná (NaCl), pitná voda, destilovaná voda

**Pomůcky:** 3 kádinky (50 cm<sup>3</sup>), lžička, senzor vodivosti Vernier Conductivity Probe (CON-BTA), Go!Link, notebook, lihový fix, filtrační papíry, stříčka s destilovanou vodou

**Postup:** Připravte do jedné kádinky cukerný roztok, do druhé roztok osolené vody a do třetí pitnou vodu. K notebooku připojte přes rozhraní Go!Link senzor vodivosti Conductivity Probe. Spusťte program Logger Lite (Logger Pro). Nastavení senzoru pro experiment proveďte podle kap. 1.3. Nyní je vše připraveno k vlastnímu měření. Před každým měřením čidlo opláchněte destilovanou vodou a osušte filtračním papírem, aby nedocházelo k chybám při měření. Pokud je potřeba měřenou hodnotu vynulovat, tak v programu zvolte „Experiment → Nulovat“. Na panelu nástrojů zvolte „Experiment“, „Sběr dat“. Poté se přistoupí k měření vzorků. Čidlo Conductivity Probe vložte do kádinky se zkoumaným vzorkem, je nutné, aby hlavice čidla byla zcela ponořena. Zeleným tlačítkem „Zahájit sběr dat“ na horní liště spusťte měření. Po ustálení měřené hodnoty použijte modré tlačítko „Zachovat“. Stejný postup opakujte u všech vzorků. Sérii měření všech vzorků ukončete červeným tlačítkem „Ukončit sběr dat“ na horní liště.

**Výsledky měření:** Výsledky jsou shrnuty v tab. 3.

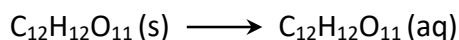
Tabulka 3: Naměřené hodnoty elektrické vodivosti osolené a oslazené vody

Měřený roztok	Vodivost [ $\mu\text{S cm}^{-1}$ ]
pitná voda	652
pitná voda + sůl	1680
pitná voda + cukr	556

**Vyhodnocení výsledků:** Pitná voda je vodivá, protože obsahuje rozpuštěné minerální látky, které se v roztoku štěpí na ionty. Z výsledků měření vyplývá, že sůl (NaCl) vodivost zvyšuje, naopak cukr nikoliv. Je to způsobeno tím, že se sůl ve vodě rozpouští a vznikají ionty, které přenášejí elektrický náboj. Následující rovnice popisuje rozpouštění soli ve vodě.



Cukr ve vodě nedisociuje, po rozpuštění roztok obsahuje molekuly sacharózy, které částečně omezují pohyb iontů, a tím dochází ke snižování elektrické vodivosti.



### 2.2.3 Složení vody – pH<sup>7</sup>

**Úkol:** Zjistěte pH minerální, pitné a destilované vody.

**Chemikálie:** minerální voda, pitná voda, destilovaná voda

**Pomůcky:** 3 kádinky (50 cm<sup>3</sup>), pH senzor (PH-BTA), Go!Link, notebook, lihový fix, filtrační papíry, stříčka s destilovanou vodou

**Postup:** Jednotlivé vzorky připravte do čistých kádinek. Čidlo pH vyjměte ze skladovacího roztoku, opláchněte destilovanou vodou a osušte filtračním papírem. Pomocí USB rozhraní Go!Link k počítači připojte senzor pH a spusťte program Logger Lite (Logger Pro). Nastavení senzoru pro experiment proveďte podle kap. 1.3. Nyní je vše připraveno k vlastnímu měření. Čidlo ponořte do zkoumaného vzorku. Zeleným tlačítkem „Zahájit sběr dat“ na horní liště spusťte měření. Po ustálení měřené hodnoty použijte modré tlačítko „Zachovat“. Stejný postup použijte u všech měření. Důležité je mezi jednotlivými měřeními opláchnout destilovanou vodou senzor a následně ho usušit. Sérii měření všech vzorků ukončete červeným tlačítkem „Ukončit sběr dat“ na horní liště. Po ukončení měření čidlo vraťte do skladovacího roztoku. Pozor na skleněnou elektrodu, aby se nerozbila.

**Výsledky měření:** Výsledky jsou shrnuty v tab. 4.

Tabulka 4: Naměřené hodnoty pH u vybraných vzorků vody

Měřený vzorek	pH
destilovaná voda	7,13
pitná voda	6,61
minerální voda	5,76

**Vyhodnocení výsledků:** Destilovaná voda má neutrální pH 7,13. Voda z vodovodu je lehce kyselá (6,61). Hodnoty pH pitné vody by se měly pohybovat mezi 6 až 8, aby voda byla zdravotně nezávadná a nedocházelo ke korozi nebo narušení materiálu potrubí<sup>6</sup>.

## 2.2.4 Měření pH nápojů<sup>7</sup>

**Úkol:** Změřte pH různých vybraných nápojů.

**Chemikálie:** ocet, pivo, ovocný džus, kolový nápoj, energetický drink, pomerančový nápoj, mrkvový nektar, destilovaná voda

**Pomůcky:** 7 kádinek (50 cm<sup>3</sup>), pH senzor (PH-BTA), Go!Link, notebook, lihový fix, filtrační papíry, stříčka s destilovanou vodou

**Postup:** Do kádinky odlejte zkoumaný nápoj přibližně do výšky 5 cm. Senzor vyjměte ze skladovacího roztoku, hlavu čidla opláchněte destilovanou vodou a opatrně osušte filtračním papírem. K počítači připojte pH senzor pomocí rozhraní Go!Link a spusťte program Logger Lite (Logger Pro). Nastavení senzoru pro experiment proveďte podle kap. 1.3. Nyní je vše připraveno k vlastnímu měření. Do vzorku ponořte čidlo. Zeleným tlačítkem „Zahájit sběr dat“ na horní liště spusťte měření. Jakmile se měřená hodnota pH ustálí, zaznamenejte pH zkoumaného nápoje. Stejný postup opakujte u všech vzorků zkoumaných nápojů. Mezi měřeními je důležité čidlo oplachovat destilovanou vodou a usušit jej filtračním papírem. Sérii měření všech vzorků ukončete červeným tlačítkem „Ukončit sběr dat“ na horní liště. Po ukončení měření senzor opláchněte destilovanou vodou a vraťte zpět do skladovacího roztoku. Pozor na skleněnou elektrodu, aby se nerozbila.

**Výsledky měření:** Výsledky jsou zpracovány do tab. 5.

Tabulka 5: **Naměřené hodnoty pH u vybraných nápojů**

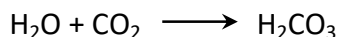
Nápoj	pH
ocet	2,72
pivo	4,88
ovocný džus	3,37
kolový nápoj	2,93
energetický drink	3,73
pomerančový nápoj	3,03
mrkvový nektar	4,23

**Vyhodnocení výsledků:** Z výsledků je patrné, že všechny měřené nápoje mají pH nižší než 7 a jsou kyselé. Nejméně kyselým nápojem bylo pivo, naopak mezi nejkyselejší nápoje patřila kola.

## 2.2.5 Okyselování vody vlivem CO<sub>2</sub> (kyselé deště)<sup>7</sup>

**Úkol:** Pomocí senzoru Vernier měřte pH destilované vody, která se po dobu 50 sekund okyseluje vlivem CO<sub>2</sub>.

**Teoretický úvod:** Při zavádění oxidu uhličitého do vody dochází k chemické reakci, kterou lze popsat rovnicí:

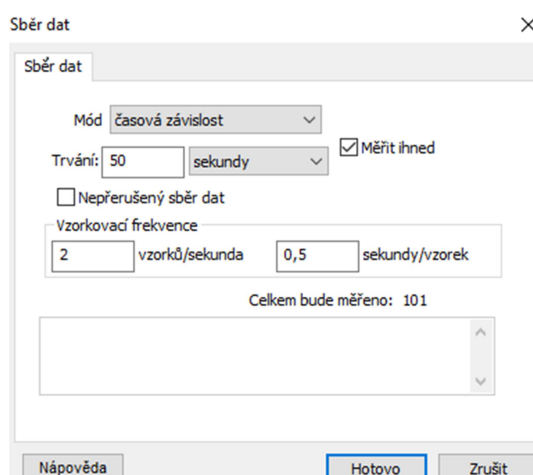


Oxid uhličitý se rozpouští ve vodě a vzniká slabá kyselina uhličitá, která je nestálá a rozkládá se na vodu a  $\text{CO}_2$ . Přesto dochází k mírnému okyselení vody a hodnoty pH se snižují na méně než 7. Podobně by se choval oxid siřičitý, ale z bezpečnostních důvodů nelze tento pokus na většině ZŠ a SŠ realizovat. Experiment simuluje vznik kyselých dešťů v přírodě vlivem oxidu uhličitého, ale především oxidu siřičitého<sup>7</sup>.

**Chemikálie:** destilovaná voda

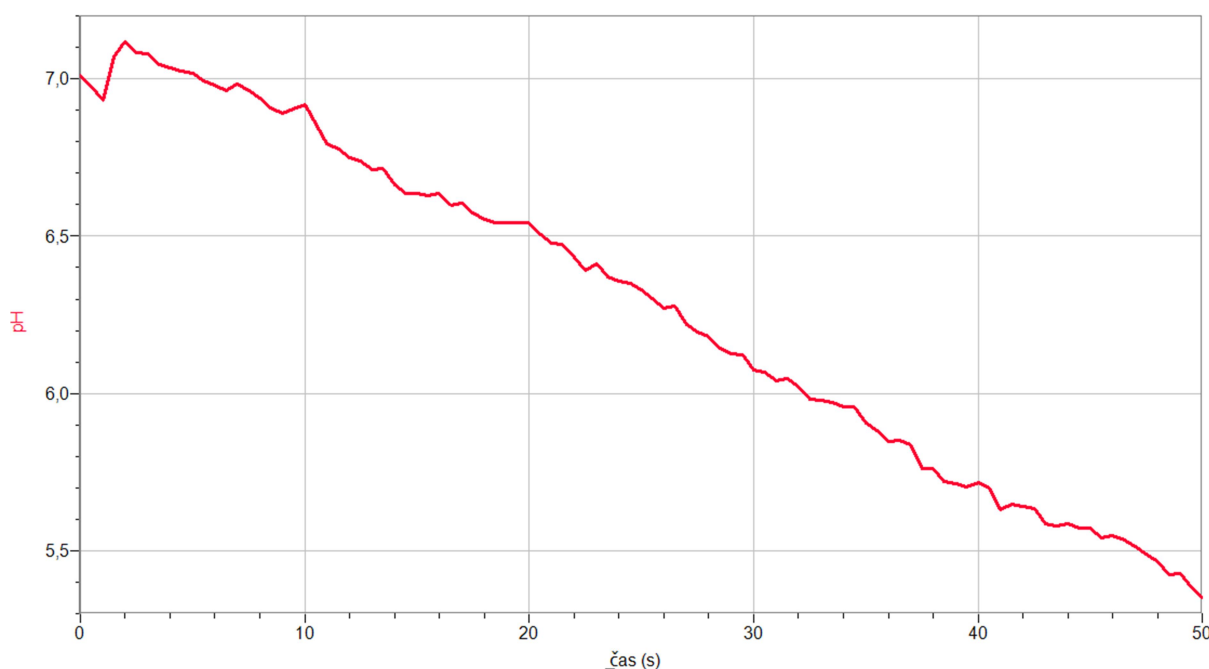
**Pomůcky:** kádinka ( $100 \text{ cm}^3$ ), pH senzor (PH-BTA), LabQuest Mini, notebook, lihový fix, filtrační papíry, stříčka s destilovanou vodou, brčko

**Postup:** Do kádinky odlejte destilovanou vodu přibližně do výšky 5 cm. Senzor vyjměte ze skladovacího roztoku, hlavu čidla opláchněte destilovanou vodou a opatrně osušte filtračním papírem. K počítači připojte pH senzor pomocí rozhraní Go!Link a spusťte program Logger Lite (Logger Pro). Nastavení senzoru pro experiment proveďte podle kap. 1.3. Nyní je vše připraveno k vlastnímu měření. V menu „Experiment → Sběr dat“ nastavte vzorkovací frekvenci 2 vzorky za sekundu, dobu měření na 50 sekund a potvrďte tlačítkem „Hotovo“ (viz obr. 6). Do vzorku se ponořte čidlo a brčko. Zeleným tlačítkem „Zahájit sběr dat“ na horní liště spusťte měření. Po celou dobu měření foukejte brčkem do vody (voda musí bublat). Měření ukončete červeným tlačítkem „Ukončit sběr dat“ na horní liště. Po ukončení měření senzor opláchněte destilovanou vodou a vraťte zpět do skladovacího roztoku.



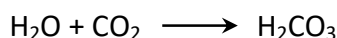
Obr. 6: Nastavení vzorkovací frekvence v programu Logger Lite

**Výsledky měření:** Výsledky jsou graficky zpracovány na obr. 7.



Obr. 7: Změna pH vody při postupném okyselování

**Vyhodnocení výsledků:** Během měření došlo k poklesu pH vody z hodnoty 7,01 na 5,35. Důvodem snížení pH je rozpouštění oxidu uhličitého ve vodě za vzniku slabé a nestálé kyseliny uhličitě.



Z grafu lze vyvodit jasnou lineární závislost snižování pH na zvyšujícím se objemu oxidu uhličitého ve vodě. Drobné odchylky od linearity v naměřené křivce lze snadno vysvětlit měnícím se množstvím dodávaného vzduchu např. při nádechu a výdechu.

### 2.2.6 Pozorování změny pH při ředění kyseliny<sup>7</sup>

**Úkol:** Sledujte změny pH při ředění silné kyseliny pomocí pH metru.

**Chemikálie:** destilovaná voda, roztok kyseliny chlorovodíkové HCl ( $c = 0,01 \text{ mol dm}^{-3}$ )

**Pomůcky:** 5 širších zkumavek, stojan na zkumavky, pH senzor (PH-BTA), Go!Link, notebook, lihový fix, filtrační papíry, stříčka s destilovanou vodou, pipeta ( $1 \text{ cm}^3$ ), pipeta ( $25 \text{ cm}^3$ ), pipetovací balonek

**Postup:** Čisté zkumavky očísľujte. Do první zkumavky odpipetujte  $10 \text{ cm}^3$  0,01 M roztoku HCl. Do druhé zkumavky pomocí pipety odměřte  $1 \text{ cm}^3$  0,01 M roztoku HCl a přidejte  $10 \text{ cm}^3$  destilované vody. Do třetí zkumavky odeberte  $1 \text{ cm}^3$  ze zkumavky č. 2 a přidejte  $9 \text{ cm}^3$  destilované vody. Do čtvrté zkumavky odpipetujte  $1 \text{ cm}^3$  ze zkumavky č. 3 a doplňte  $9 \text{ cm}^3$  destilované vody. Do páté zkumavky odměřte  $1 \text{ cm}^3$  vzorku ze zkumavky č. 4 a přidejte  $9 \text{ cm}^3$  destilované vody. Senzor pH vyndejte ze skladovacího roztoku, opláchněte destilovanou vodou a osušte filtračním papírem. Pomocí USB rozhraní Go!Link připojte čidlo k notebooku

a zapněte program Logger Lite (Logger Pro). Nastavení senzoru pro experiment proveďte podle kap. 1.3. Nyní je vše připraveno k vlastnímu měření. Senzor ponořte do zkumavky číslo č. 1. Zeleným tlačítkem „Zahájit sběr dat“ na horní liště spusťte měření a počkejte, dokud se měřená hodnota pH neustálí a poté použijte modré tlačítko „Zachovat“. Stejný postup použijte u všech měření. Mezi každými měřeními čidlo vždy důkladně opláchněte destilovanou vodou a osušte filtračním papírem. Měření ukončete červeným tlačítkem „Ukončit sběr dat“ na horní liště.

**Výsledky měření:** Naměřené hodnoty jsou shrnuty v tab. 6.

Tabulka 6: **Hodnoty pH u jednotlivých vzorků**

Zkumavka č.	pH
1	2,44
2	3,35
3	3,68
4	4,28
5	5,11

**Vyhodnocení výsledků:** Z výsledků je patrné, že docházelo k postupnému ředění kyseliny a tím pádem ke zvyšování hodnot pH, protože se snižovalo množství iontů  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

### 2.2.7 Neutralizace kyseliny<sup>7</sup>

**Úkol:** Pozorujte změny pH při neutralizaci kyseliny zásaditou látkou.

**Chemikálie:** destilovaná voda, kuchyňský ocet (8% kyselina octová  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ), jedlá soda (hydrogenuhličitan sodný  $\text{NaHCO}_3$ )

**Pomůcky:** kádinka ( $250 \text{ cm}^3$ ), pH senzor (PH-BTA), Go!Link , notebook, lihový fix, filtrační papíry, stříčka s destilovanou vodou, lžička, tyčinka

**Postup:** Do kádinky nalijte malé množství octa (2-4 cm). Senzor na měření pH vyjměte ze skladovacího roztoku a opláchněte destilovanou vodou. Přes USB rozhraní Go!Link jej připojte k počítači. Spusťte program Logger Lite (Logger Pro). Nastavení senzoru pro experiment proveďte podle kap. 1.3. Nyní je vše připraveno k vlastnímu měření. Sondu ponořte do kádinky s octem, důležité je, aby hlavička čidla byla celá ponořená. Zeleným tlačítkem „Zahájit sběr dat“ na horní liště spusťte měření a počkejte, dokud se měřená hodnota pH neustálí a poté použijte modré tlačítko „Zachovat“. Do kádinky přidejte půl čajové lžičky jedlé sody a směs s tyčinkou zamíchejte. Znovu změřte hodnotu pH. Po ustálení hodnoty přidejte jednu čajovou lžičku jedlé sody a směs opět zamíchejte. Měření ukončete červeným tlačítkem „Ukončit sběr dat“ na horní liště. Po ukončení měření senzor omyjte destilovanou vodou, osušte filtračním papírem a vraťte zpět do skladovacího roztoku.

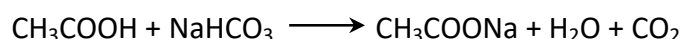


**Výsledky měření:** Výsledky měření jsou znázorněny v tab. 7.

Tabulka 7: Hodnoty pH octa po postupném přidávání jedlé sody

Vzorek	pH
ocet	2,72
ocet + 1/2 lžičky jedlé sody	4,38
ocet + 1 lžička jedlé sody	4,75

**Vyhodnocení výsledků:** Z výsledků vyplývá, že po přidání jedlé sody došlo k nárůstu hodnoty pH, což je důkazem neutralizace kyseliny zásaditou látkou. Čím více jedlé sody se do kyseliny přidávalo, tím docházelo ke zvyšování pH. Postupným přidáváním dalšího množství jedlé sody by bylo možné dosáhnout neutralizace roztoku. Tuto chemickou reakci, při které jsou výslednými produkty octan sodný, voda a oxid uhličitý, lze vyjádřit rovnicí:



## 2.2.8 Acidobazická titrace<sup>7</sup>

### Úkoly:

1. Proveďte acidobazickou titraci silné kyseliny (HCl) silnou zásadou (NaOH) a určete bod ekvivalence.
2. Proveďte acidobazickou titraci slabé kyseliny (CH<sub>3</sub>COOH) silnou zásadou (NaOH) a určete bod ekvivalence.

**Chemikálie:** destilovaná voda, roztok hydroxidu sodného NaOH ( $c = 0,1 \text{ mol dm}^{-3}$ ) – titrační činidlo, roztok kyseliny chlorovodíkové HCl, roztok kyseliny octové CH<sub>3</sub>COOH

**Pomůcky:** kádinka (100 cm<sup>3</sup>), pH senzor (PH-BTA), LabQuest Mini, notebook, lihový fix, filtrační papíry, stříčka s destilovanou vodou, byreta (25 cm<sup>3</sup>), byretová nálevka, elektromagnetická míchačka, míchadlo, laboratorní stojan, pipeta (25 cm<sup>3</sup>), pipeta (50 cm<sup>3</sup>), pipetovací balonek

**Postup:** Do kádinky odpipetujte 5 cm<sup>3</sup> roztoku kyseliny a objem doplňte pomocí pipety destilovanou vodou na 50 cm<sup>3</sup>. Před měřením sestavte aparaturu (viz obr. 8). K digitálnímu vstupu rozhraní LabQuest Mini připojte čítač kapek a upevněte do stojanu. Nad čítač upevněte do stojanu byretu, je potřeba, aby kapky z byrety odkapávaly mezi optickými závory čítače. Před každým měřením proveďte kalibraci čítače kapek, postup je uveden v kap. 1.1.1. Senzor pH zasuňte do kruhového otvoru v čítači a připojte k analogovému vstupu rozhraní LabQuest Mini. Byretu naplňte titračním činidlem. Pod stojan umístěte elektromagnetickou míchačku a na ní kádinku se vzorkem kyseliny. Je potřeba, aby hlavička pH čidla byla ponořena do vzorku. Zapněte elektromagnetickou míchačku. Rozhraní

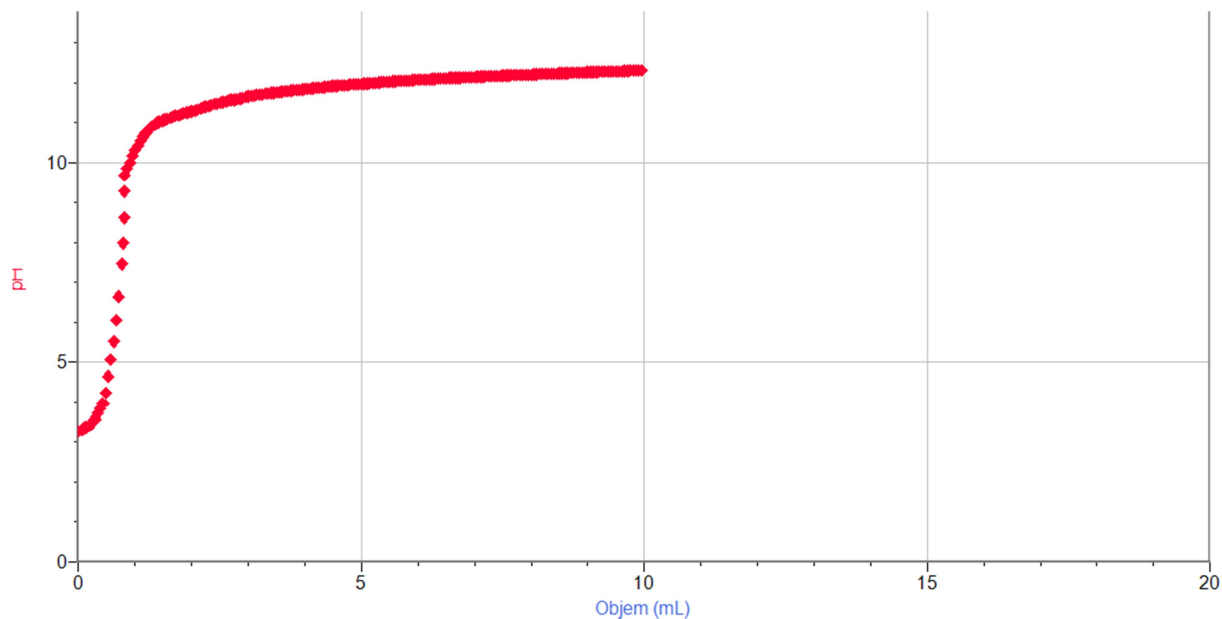
LabQuest Mini poté připojte k notebooku a otevřete program Logger Lite (Logger Pro). Nastavení senzoru pro experiment proveďte podle kap. 1.3. Nyní je vše připraveno k vlastnímu měření. Spusťte zelené tlačítko „Sběr dat“. Povolte kohout byrety, aby titrační činidlo pomalu odkapávalo. V programu se vykreslí graf závislosti pH na objemu titračního činidla. V bodě ekvivalence dochází k výrazné změně pH. Měření ukončete červeným tlačítkem „Ukončit sběr dat“ na horní liště, když již nedochází k velkým změnám pH. Stejný postup se provádí u obou titrací.



Obr. 8: Titrační aparatura

**Výsledky měření:** Výsledkem měření titrace kyseliny chlorovodíkové nebo kyseliny octové hydroxidem sodným jsou níže vykreslené titrační křivky, ze kterých je možné určit body ekvivalence nalezením inflexních bodů příslušných titračních křivek (viz obr. 9 a obr. 11). Inflexní bod lze určit jako maximum první derivace závislosti pH na objemu titračního činidla. Hodnoty přírůstků poměru  $dpH/dV$  jsou dopočítány v tabulce 8 a v tabulce 9. Vzhledem k velkému počtu naměřených hodnot je výběr zúžen pouze na rozsah hodnot v blízkosti inflexního bodu. Nejvyšší nalezená hodnota  $dpH/dV$  pak odpovídá inflexnímu bodu neboli bodu ekvivalence.

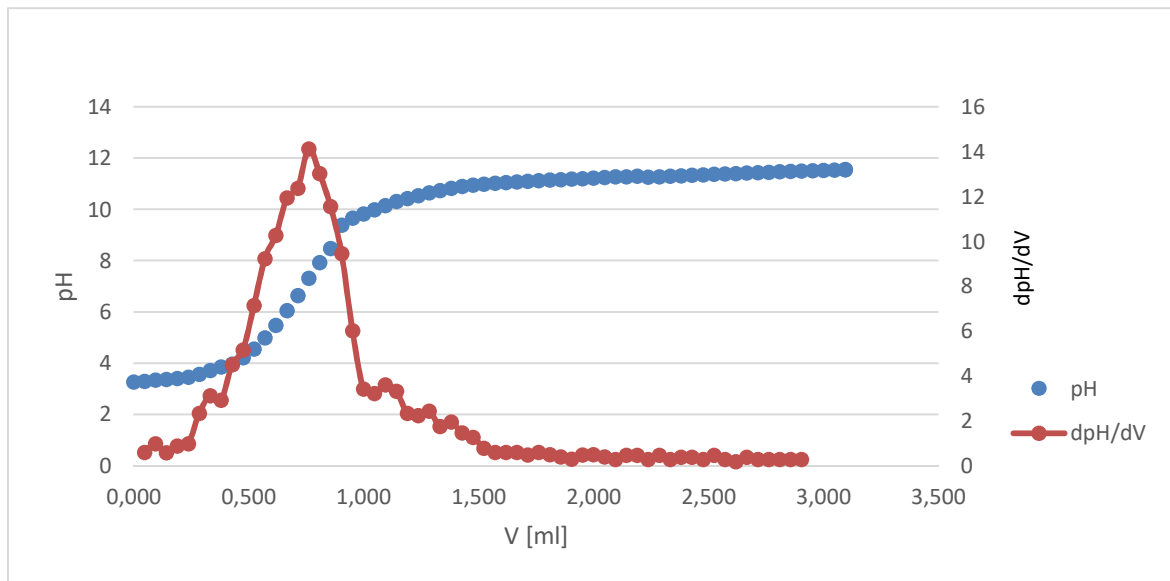
## 1. Titrace kyseliny chlorovodíkové hydroxidem sodným.



Obr. 9: Titrací křivka kyseliny chlorovodíkové – titrační činidlo hydroxid sodný

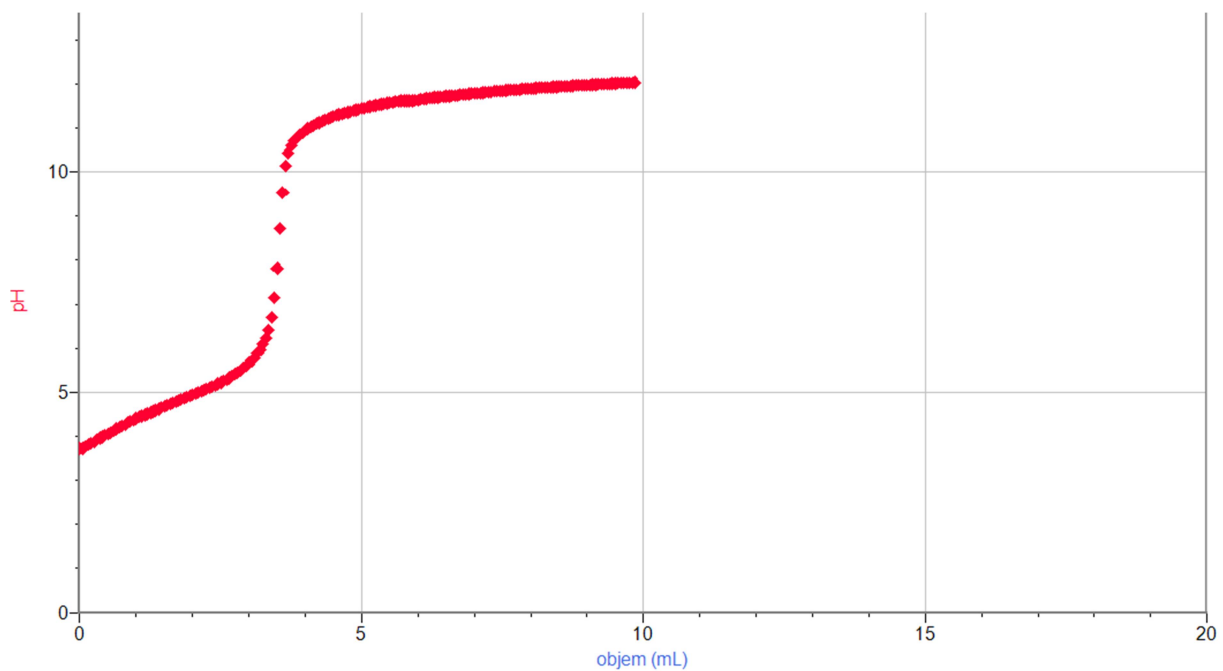
Tabulka 8: Titrace kyseliny chlorovodíkové roztokem hydroxidu sodného (nalezení bodu ekvivalence)

V [cm <sup>3</sup> ]	pH	dpH/dV
0,476	4,212	5,164
0,524	4,551	7,139
0,571	4,991	9,234
0,619	5,480	10,273
0,667	6,049	11,934
0,714	6,638	12,372
<b>0,762</b>	<b>7,310</b>	<b>14,123</b>
0,810	7,930	13,020
0,857	8,480	11,550
0,905	9,380	9,450
0,952	9,667	6,017
1,000	9,829	3,412
1,048	9,982	3,217



Obr. 10: Závislost pH na objemu titračního činidla při titraci kyseliny chlorovodíkové hydroxidem sodným

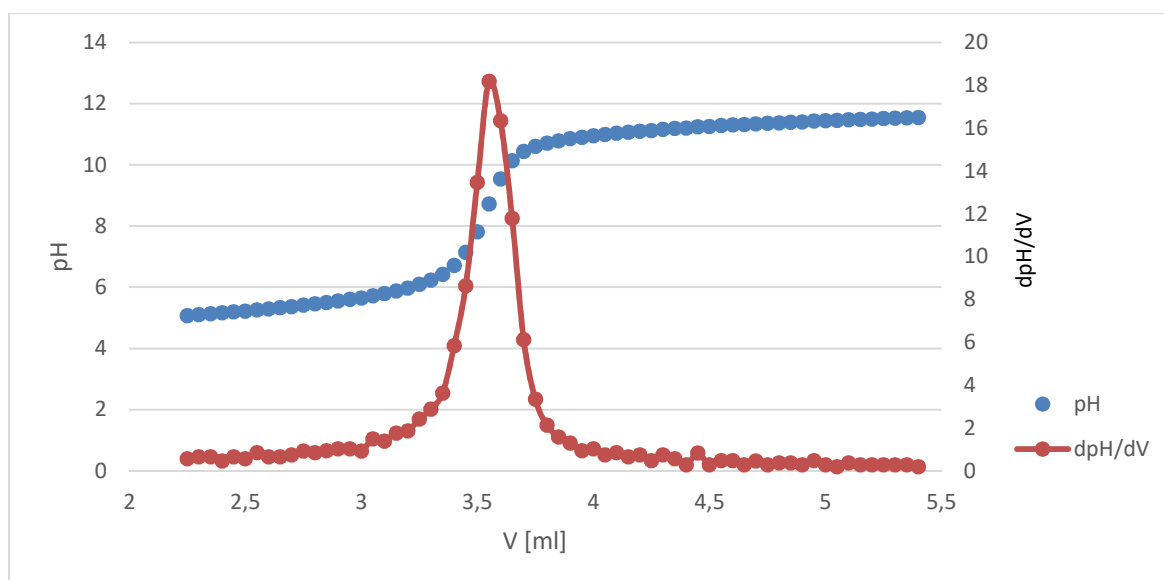
## 2. Titrace kyseliny octové hydroxidem sodným.



Obr. 11: Titrační křivka kyseliny octové – titrační činidlo hydroxid sodný

Tabulka 9: **Titrace kyseliny octové roztokem hydroxidu sodného**  
(nalezení bodu ekvivalence)

V [cm <sup>3</sup> ]	pH	dpH/dV
3,200	5,970	2,200
3,250	6,091	2,412
3,300	6,234	2,872
3,350	6,415	3,621
3,400	6,707	5,842
3,450	7,139	8,632
3,500	7,811	13,451
<b>3,550</b>	<b>8,721</b>	<b>18,182</b>
3,600	9,537	16,334
3,650	10,126	11,783
3,700	10,432	6,121
3,750	10,600	3,342
3,800	10,706	2,133



Obr. 12: **Závislost pH na objemu titračního činidla při titraci kyseliny octové hydroxidem sodným**

**Vyhodnocení výsledků:** Výsledkem průběhu obou titrací je sigmoidní charakter křivky. Z průběhu derivací vidíme u obou grafů výrazné maximum v bodě ekvivalence. Pro kyselinu chlorovodíkovou je bod ekvivalence v bodě pH okolo 7,3. Naproti tomu, když dochází k titraci slabé kyseliny silnou zásadou, tak je bod ekvivalence u vyšší hodnoty. Pro kyselinu octovou je to v bodě pH okolo 8,8.

## 2.2.9 Stanovení množství kyseliny octové v potravinářském octu<sup>7</sup>

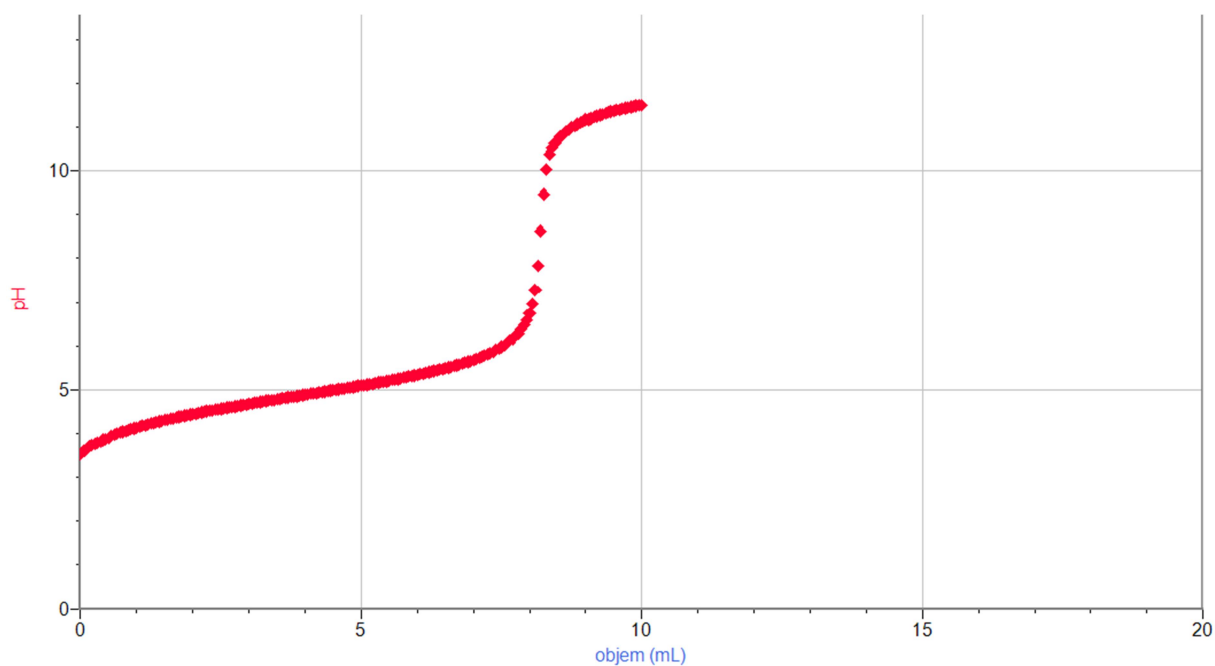
**Úkol:** Provedte acidobazickou titraci octa a stanovte množství kyseliny octové v potravinářském octu.

**Chemikálie:** destilovaná voda, roztok hydroxidu sodného NaOH ( $c = 0,1 \text{ mol dm}^{-3}$ ) – titrační činidlo, potravinářský ocet (8% kyselina octová  $\text{CH}_3\text{COOH}$ )

**Pomůcky:** : kádinka ( $100 \text{ cm}^3$ ), pH senzor (PH-BTA), LabQuest Mini, notebook, lihový fix, filtrační papíry, stříčka s destilovanou vodou, byreta ( $25 \text{ cm}^3$ ), byretová nálevka, elektromagnetická míchačka, míchadlo, laboratorní stojan, pipeta ( $25 \text{ cm}^3$ ), pipeta ( $50 \text{ cm}^3$ ), pipetovací balonek

**Postup:** Do kádinky odpipetujte  $0,5 \text{ cm}^3$  potravinářského octa a objem doplňte destilovanou vodou na  $50 \text{ cm}^3$ . Před měřením je potřeba sestavit aparaturu (viz obr. 8). K digitálnímu vstupu rozhraní Labquest Mini připojte čítač kapek a upevněte do stojanu. Nad čítač upevněte do stojanu byretu, je potřeba, aby kapky z byrety odkapávaly mezi optickými závory čítače. Před každým měřením musíte provést kalibraci čítače kapek, postup je uveden v kap. 1.1.1. Senzor pH zasuněte do kruhového otvoru v čítači a připojte k analogovému vstupu rozhraní LabQuest Mini. Byretu naplňte titračním činidlem. Pod stojan umístěte elektromagnetickou míchačku a na ní kádinku se vzorkem octa. Je potřeba, aby hlavička pH čidla byla ponořena do vzorku. Zapněte elektromagnetickou míchačku. Rozhraní LabQuest Mini poté připojte k notebooku a otevřete program Logger Lite (Logger Pro). Nastavení senzoru pro experiment provedte podle kap. 1.3. Nyní je vše připraveno k vlastnímu měření. Spusťte zeleným tlačítkem „Sběr dat“. Povolte kohout byrety, aby titrační činidlo pomalu odkapávalo. V programu se vykreslí graf závislosti pH na objemu titračního činidla. V bodě ekvivalence dochází k výrazné změně pH. Měření ukončete červeným tlačítkem „Ukončit sběr dat“ na horní liště, když již nedochází k velkým změnám pH.

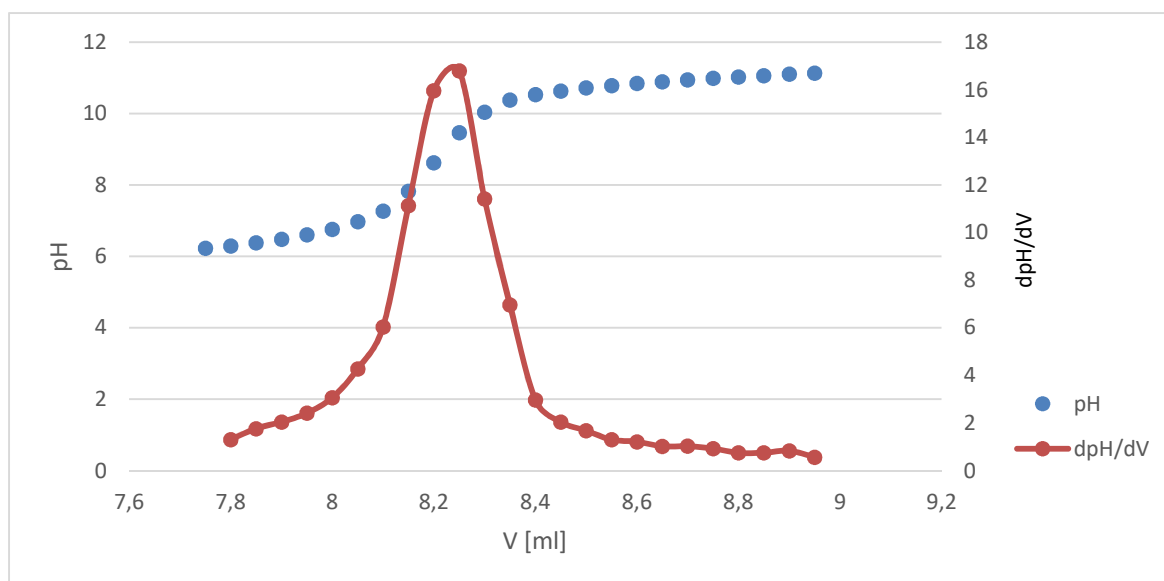
**Výsledky měření:** Výsledkem měření titrace potravinářského octa hydroxidem sodným je níže zobrazená titrační křivka (viz obr. 13), ze které je možné určit bod ekvivalence nalezením inflexního bodu příslušné titrační křivky. Inflexní bod lze určit jako maximum první derivace závislosti pH na objemu titračního činidla. Hodnoty přírůstků poměru  $\text{dpH} / \text{dV}$  jsou dopočítány v tabulce 10. Vzhledem k velkému počtu naměřených hodnot je výběr zúžen pouze na rozsah hodnot v blízkosti inflexního bodu. Nejvyšší nalezená hodnota  $\text{dpH}/\text{dV}$  pak odpovídá inflexnímu bodu neboli bodu ekvivalence.



Obr. 13: Titrační křivka potravinářského octa – titrační činidlo hydroxid sodný

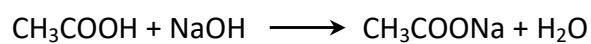
Tabulka 10: Stanovení koncentrace potravinářského octa (nalezení bodu ekvivalence)

V [cm <sup>3</sup> ]	pH	dpH/dV
7,95	6,601	2,412
8,00	6,754	3,063
8,05	6,967	4,267
8,10	7,269	6,034
8,15	7,825	11,132
8,20	8,623	15,956
<b>8,25</b>	<b>9,463</b>	<b>16,793</b>
8,30	10,033	11,411
8,35	10,381	6,958
8,40	10,530	2,970
8,45	10,632	2,040
8,50	10,715	1,674
8,55	10,780	1,296



Obr. 14: Závislost pH na objemu titračního činidla při titraci potravinářského octa hydroxidem sodným

#### Výpočet:



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

$$V(\text{NaOH}) = 8,25 \text{ cm}^3 = 0,00825 \text{ dm}^3 \text{ (spotřeba při dosažení bodu ekvivalence)}$$

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

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

$$\begin{aligned} m(\text{CH}_3\text{COOH}) &= n(\text{CH}_3\text{COOH}) \cdot M(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,000825 \cdot 60,05 \\ &= 0,05 \text{ g } (\text{CH}_3\text{COOH}) \text{ v zředěném roztoku} \end{aligned}$$

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

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

V původním vzorku octa bylo 5 g kyseliny octové.

**Vyhodnocení výsledků:** Výsledkem průběhu titrace je sigmoidní charakter křivky. Z průběhu derivace vidíme v grafu výrazné maximum v bodě ekvivalence. Pro potravinářský ocet je bod ekvivalence okolo pH 9,5. Následným výpočtem bylo zjištěno množství kyseliny octové v původním vzorku octa.



## 3 Vliv tlaku a teploty na chování látek

### 3.1 Základní teoretické pojmy

#### 3.1.1 Hydrostatický tlak

Hydrostatický tlak  $p_h$  je tlak v kapalině, který je způsobený její vlastní tíhou. Závisí na hloubce  $h$ , ve které se provádí měření tlaku, dále na hustotě  $\rho$  zkoumané kapaliny a na tíhovém zrychlení  $g$ . Hydrostatický tlak je definován vztahem.

$$p_h = h \cdot \rho \cdot g$$

Základní jednotkou hydrostatického tlaku je Pa. Obvykle jsou využívány i odvozené jednotky jako kPa nebo MPa.

#### 3.1.2 Ideální plyn

Při popisu chování plynů se nejprve vychází z modelu ideálního plynu, který je zjednodušením reálného stavu. Ideální plyn je charakterizován těmito vlastnostmi<sup>5</sup>:

1. Molekuly mají určitou hmotnost, avšak jejich vlastní objem lze proti celkovému objemu soustavy zanedbat.
2. Vzhledem k velkým vzdálenostem mezi molekulami lze zanedbat mezi molekulové interakční síly.
3. Molekuly se pohybují chaoticky.

Ideální plyn lze charakterizovat stavovými veličinami – teplotou, tlakem, objemem a látkovým množstvím, pro které platí vztah

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T,$$

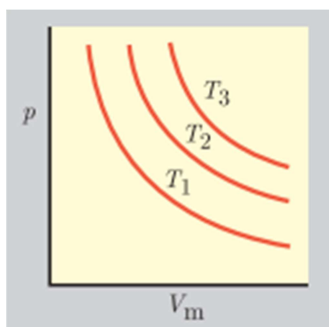
kde  $p$  je tlak plynu,  $V$  objem plynu,  $n$  látkové množství,  $R$  univerzální plynová konstanta a  $T$  termodynamická teplota. Při izotermickém ději je teplota plynu  $T$  konstantní, tudíž součin tlaku plynu  $p$  a objemu plynu  $V$  je konstantní.

$$p \cdot V = konst.$$

Z tohoto vztahu lze vyvodit, že tlak je při izotermickém ději nepřímo úměrný objemu.

$$p = \frac{konst.}{V}$$

Tuto závislost lze graficky popsat pomocí  $p$ - $V_m$  diagramu a výsledkem je tzv. izoterma ideálního plynu (viz obr. 15). Zákon, který se zabývá tímto dějem, se nazývá Boyleův-Mariottův.



Obr. 15: **Izotermy ideálního plynu** ( $T_1 < T_2 < T_3$ )(převzato z literatury<sup>3</sup>)

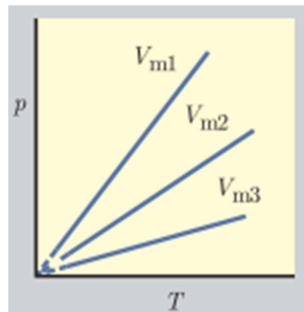
Jeden z dílčích zákonů, který se snaží popsat chování ideálního plynu za konstantního objemu, je tzv. Charlesův zákon. Takovýto děj se označuje jako děj izochorický a platí pro něj vztah.

$$p = \text{konst.} \cdot T$$

Z této rovnice lze vyvodit, že tlak plynu je přímo úměrný termodynamické teplotě.

$$\frac{p}{T} = \text{konst.}$$

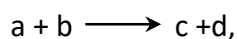
Tuto závislost lze graficky popsat pomocí p-T diagramu a výsledkem je tzv. izochora ideálního plynu (viz obr. 16).



Obr. 16: **Izochory ideálního plynu** ( $V_{m1} < V_{m2} < V_{m3}$ )(převzato z literatury<sup>3</sup>)

### 3.1.3 Termochemie – endotermické a exotermické reakce

Termochemie je obor chemie, který se zabývá výměnou tepla v průběhu chemických reakcí. Množství uvolněného nebo pohlceného tepla závisí nejen na množství reagujících látek, ale i na jejich skupenství a na způsobu, jakým reakce probíhá<sup>5</sup>. Reakční teplo  $Q_r$  chemické reakce je teplo, které si systém vymění s okolím za konstantní teploty při reakci a molů látky A s b moly látky B za vzniku c molů látky C a d molů látky D<sup>3</sup>. Tomu odpovídá zápis chemické reakce následující rovnicí



kde malé písmeno symbolizuje stechiometrický koeficient a velké písmeno symbolizuje látku. U izobarického děje platí, že  $Q = \Delta H$ .

Pokud chemická reakce proběhla za konstantní teploty a za standardního stavu tlaku ( $p = 101\,325\text{ Pa}$ ), mluvíme o standardní reakční entalpii  $\Delta H_r^\circ$ . Jelikož většina reakcí probíhá za standardního tlaku, tak standardní reakční entalpie je pro danou reakci funkcí teploty. Podle tohoto tvrzení můžeme rozdělit chemické reakce na exotermické a endotermické. Je-li  $\Delta H_r^\circ > 0$ , jedná se o reakce endotermické, při kterých se teplo spotřebovává. Pokud je  $\Delta H_r^\circ < 0$ , označují se tyto reakce jako exotermické a teplo se při nich uvolňuje do okolí.

### 3.1.4 Teplo a měrná tepelná kapacita

Teplo charakterizuje přenos energie mezi systémem a okolím. Aby docházelo k přenosu, musí být jedno těleso teplejší a druhé chladnější, musí existovat teplotní rozdíl mezi nimi. Pokud se jedná o exotermický děj a teplo je uvolňováno systémem do vnějšího prostředí, tak má zápornou hodnotu. Naopak pokud je teplo spotřebováváno systémem z okolí, jedná se o endotermický děj a hodnota je kladná. Tepelná kapacita je veličina, která charakterizuje, zda je možné přijmout nebo odevzdat teplo látkou. Měrná tepelná kapacita popisuje, kolik tepla je potřeba dodat jednomu kilogramu zkoumané látky, aby se zvýšila teplota o jeden kelvin. Čím je hodnota tepelné kapacity vyšší, tím více tepla je třeba dané látce dodat. Množství tepla, které je třeba dodat, aby se látka o hmotnosti  $m$  ohřála z teploty  $T_1$  na teplotu  $T_2$ , lze vypočítat ze vztahu

$$Q = m \cdot \int_{T_1}^{T_2} C_{sp} dt,$$

kde  $C_{sp}$  je měrná tepelná kapacita.

Pokud se neuvažuje závislost tepelné kapacity na teplotě, lze teplo vypočítat z následujícího vztahu.

$$Q = m \cdot C_{sp} \cdot (T_2 - T_1)$$

Při rozpouštění pevných částic v kapalině může být energie buď uvolňována do okolí, nebo z okolí spotřebována. Veličina udávající, kolik energie se při rozpouštění uvolní nebo spotřebuje, se nazývá rozpouštěcí teplo (entalpie rozpouštění) a je obvykle vztažena na 1 g nebo 1 mol látky<sup>7</sup>.

## 3.2 Experimenty

### 3.2.1 Hydrostatický tlak – závislost tlaku na hustotě kapaliny<sup>7</sup>

**Úkol:** Změřte pomocí tlakového čidla hydrostatický tlak vody, cukerného roztoku a lihu.

**Chemikálie:** destilovaná voda, cukr moučka, technický líh

**Pomůcky:** odměrný válec (100 cm<sup>3</sup>), čidlo tlaku plynu (GPS-BTA), gumová hadička (součástí vybavení), LabQuest Mini, notebook, lihový fix, stříčka s destilovanou vodou, váhy, 3 kádinky (100 cm<sup>3</sup>)

**Postup:** Do kádinky připravte cukerný roztok. Prázdný odměrný válec zvažte, naplňte vodou po horní rysku. Tlakové čidlo pomocí rozhraní LabQuest Mini připojte k počítači a spusťte program Logger Lite (Logger Pro). Nastavení senzoru pro experiment proveďte podle kap. 1.3. Nyní je vše připraveno k vlastnímu měření. K senzoru přišroubujte gumovou hadičku, která je součástí balení. V menu „Experiment → Nulovat“ vynulujte tlak, aby čidlo ukazovalo pouze hydrostatický tlak bez atmosférického. Do odměrného válce ponořte hadičku až ke dnu a zaznamenejte výsledný tlak. Odměrný válec i se vzorkem zvažte a spočítejte hmotnost daného vzorku. Stejný postup opakujte u všech vzorků. Měření ukončete červeným tlačítkem „Ukončit sběr dat“ na horní liště. Mezi jednotlivými měřeními propláchněte plastovou hadičku destilovanou vodou.

**Výsledky měření:** Naměřené hodnoty jsou shrnuty do tab. 11.

Tabulka 11: Závislost hydrostatického tlaku na hustotě kapaliny.

Vzorek	Hmotnost [g]	Hustota [g/cm <sup>3</sup> ]	Hydrostatický tlak [kPa]
voda	100	1,00	1,53
líh	86	0,86	1,30
cukerný roztok	139	1,39	2,07

**Vyhodnocení výsledků:** Z výsledků je patrné, že ve stejné hloubce byl hydrostatický tlak nejnižší v technickém lihu, v cukerném roztoku byl naopak nejvyšší. Z měření vyplývá, že čím je vyšší hustota, tím je ve stejné hloubce vyšší tlak.

### 3.2.2 Hydrostatický tlak – závislost tlaku na hloubce v kapalině<sup>7</sup>

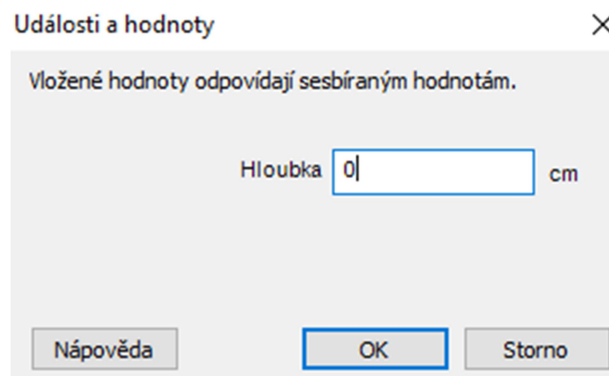
**Úkol:** Změřte pomocí tlakového čidla hydrostatický tlak vody v odlišných hloubkách.

**Chemikálie:** voda

**Pomůcky:** kádinka (600 cm<sup>3</sup>), čidlo tlaku plynu (GPS-BTA), plastová hadička (součástí vybavení), LabQuest Mini, notebook, lihový fix, stříčka s destilovanou vodou, pravítko

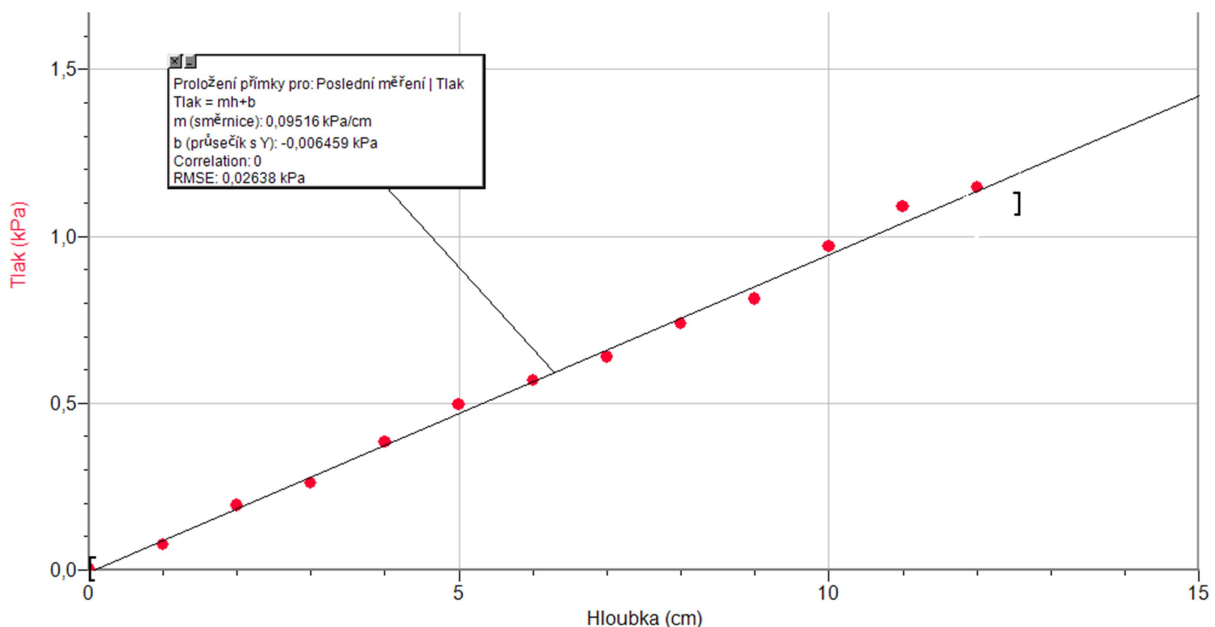
**Postup:** Kádinku naplňte vodou. Pomocí rozhraní LabQuest Mini připojte k počítači tlakový senzor. K čidlu přišroubujte gumovou hadičku, která je součástí vybavení. V počítači otevřete program Logger Lite (Logger Pro). Nastavení senzoru pro experiment proveďte podle kap. 1.3. Nyní je vše připraveno k vlastnímu měření. V menu „Experiment → Nulovat“ vynulujte tlak, aby čidlo ukazovalo pouze hydrostatický tlak bez atmosférického. Ke kádince přiložte

pravítka, kterým odečtete hloubku ponoření hadičky. Pravítko přiložte tak, že nulová hodnota bude zároveň s úrovní hladiny. Před tím, než gumovou hadičku z čidla ponoříte do vody, v programu zeleným tlačítkem „Sběr dat“ spustíte měření, stisknete tlačítko „Zachovat aktuální hodnotu“ a do údaje hloubka napišete 0 hodnotu (viz obr. 17). Poté hlavičku hadičky ponoříte 1 cm pod hladinu, stisknete tlačítko „Zachovat aktuální hodnotu“ a do údaje hloubka vepíšete hodnotu 1, protože je hadička 1 cm pod hladinou. Stejný postup opakujte v hloubce 2 cm, 3 cm. Měření ukončete, až hadičku ponoříte až ke dnu nádoby. Stisknete tlačítko „Zachovat“ a v menu „Analýza → Proložit přímkou“ se naměřené hodnoty proloží přímkou.



Obr. 17: Začátek měření hydrostatického tlaku

**Výsledky měření:** Výsledky měření jsou graficky zpracovány v obr. 18.



Obr. 18: Závislost tlaku plynu na hloubce

**Vyhodnocení výsledků:** Z výsledného grafu lze vyvodit jednoznačnou pozitivní korelaci mezi hloubkou a tlakem. Naměřené hodnoty bylo možné proložit přímkou se směrnicí prakticky

rovné číslu 1. Z grafu tak můžeme konstatovat, že závislost hydrostatického tlaku je přímo úměrná hloubce kapaliny.

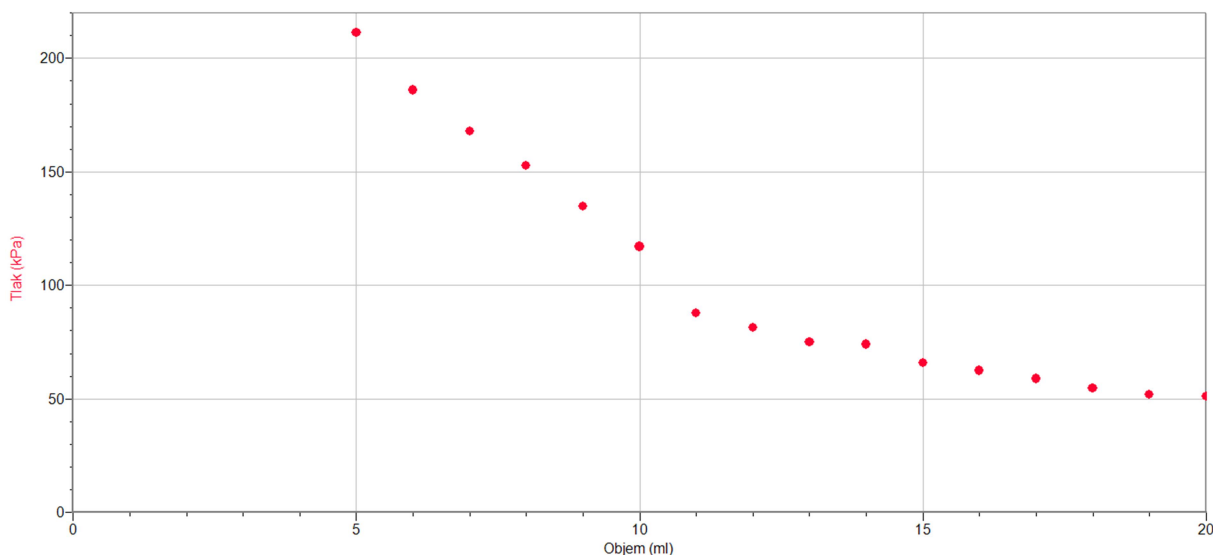
### 3.2.3 Závislost tlaku plynu na objemu (Boyleův-Mariottův zákon)<sup>7</sup>

**Úkol:** Změřte pomocí tlakového čidla, jak se mění tlak v závislosti na objemu.

**Pomůcky:** čidlo tlaku plynu (GPS-BTA), plastová stříkačka (součástí vybavení), LabQuest Mini, notebook

**Postup:** Senzor tlaku připojte pomocí rozhraní LabQuest Mini k počítači. Na plastové stříkačce pomocí pístu nastavte objem na  $10\text{ cm}^3$  a přišroubujte ji k tlakovému senzoru. V počítači otevřete program Logger Lite (Logger Pro). Nastavení senzoru pro experiment proveďte podle kap. 1.3. Nyní je vše připraveno k vlastnímu měření. Tlačítkem „Sběr dat“ spustíte měření, stiskněte tlačítko „Zachovat aktuální hodnotu“ a do údaje objem se napište hodnotu 10, protože ryska pístu je nastavena na  $10\text{ cm}^3$ . Poté objem nastavte na  $9\text{ cm}^3$ , stiskněte tlačítko „Zachovat aktuální hodnotu“ a do údaje objem vepište hodnotu 9. Stejný postup opakujte u všech měření. Nejdříve objem zmenšujte z  $10\text{ cm}^3$  až na  $5\text{ cm}^3$  a poté postupně po  $1\text{ cm}^3$  zvětšujte z 10 na  $20\text{ cm}^3$ . **(Pozor, plyn ve stříkačce se nesmí stlačit pod  $5\text{ cm}^3$ , mohlo by dojít ke zničení čidla!)** Měření ukončete červeným tlačítkem „Ukončit sběr dat“ na horní liště.

**Výsledky měření:** Naměřené hodnoty jsou graficky zpracovány na obr. 19.



Obr. 19: Závislost tlaku plynu na objemu

**Vyhodnocení výsledků:** Z výsledného grafu lze vyčíst, že při zvyšování objemu za stálé teploty dochází k poklesu tlaku plynu. Jedná se o nepřímou úměrnost mezi tlakem a objemem a výslednou hyperbolou je tzv. izoterma.

### 3.2.4 Závislost tlaku plynu na teplotě (Charlesův zákon)<sup>7</sup>

**Úkol:** Změřte pomocí tlakového čidla, jak se mění tlak v závislosti na teplotě.

**Chemikálie:** pitná voda, destilovaná voda

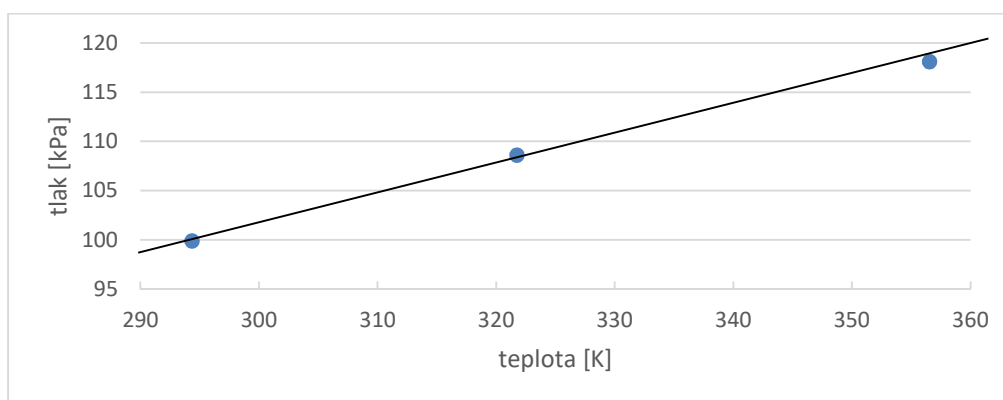
**Pomůcky:** čidlo tlaku plynu (GPS-BTA), teplotní čidlo Vernier (TMP-BTA), rozhraní LabQuest Mini, gumová hadička (součástí vybavení), gumová zátka (součástí vybavení), baňka nebo lékovka ze silnostěnného skla (utěsnitelná gumovou zátkou), 3 kádinky (100 cm<sup>3</sup>), rychlovarná konvice

**Postup:** Pomocí rozhraní LabQuest Mini k počítači připojte čidlo tlaku plynu GPS-BTA a teplotní čidlo TMP-BTA. Baňku utěsněte gumovou zátkou, ke které přišroubujte jeden konec gumové hadičky a druhý konec hadičky k tlakovému senzoru. V počítači otevřete program Logger Lite (Logger Pro). Nastavení senzoru pro experiment proveďte podle kap. 1.3. Nyní je vše připraveno k vlastnímu měření. V rychlovarné konvici ohřejete vodu. Mezitím do jedné kádinky nalijte studenou vodu. Horkou vodu nalijte do druhé kádinky a do třetí nalijte polovinu studené vody a polovinu horké vody. Do kádinky se studenou vodou ponořte teplotní čidlo a baňku připojte na tlakové čidlo. Po ustálení měřených hodnot je zaznamenejte. Stejný postup opakujte u kádinky s vlažnou vodou i u kádinky s horkou vodou. Vždy chvíli počkejte, aby došlo k vyrovnání teploty vzduchu uvnitř baňky a okolní vody.

**Výsledky měření:** Výsledky měření jsou zpracovány do tab. 12.

Tabulka 12: Závislost tlaku plynu na teplotě

Zkoumané vzorky	Teplota [°C]	Teplota [K]	Tlak [kPa]
studená voda	21,2	294,35	99,9
vlažná voda (studená a horká směs)	48,6	321,75	108,6
horká voda	83,4	356,55	118,1



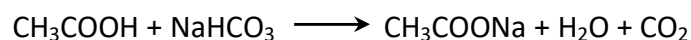
Obr. 20: Závislost tlaku plynu na teplotě

**Vyhodnocení výsledků:** Z tabulky je patrné, že čím je vyšší teplota plynu, tím je tlak plynu vyšší.

### 3.2.5 Změna tlaku při chemické reakci<sup>7</sup>

**Úkol:** Změřte pomocí tlakového čidla, jak se mění tlak při reakci kyseliny octové s hydrogenuhličitanem sodným.

**Teoretický úvod:** Potravinářský ocet neboli osmiprocentní kyselina octová reaguje s jedlou sodou (hydrogenuhličitanem sodným), při této chemické reakci jako výsledné produkty vznikají octan sodný, voda a oxid uhličitý.



Pokud jedlá soda reaguje s potravinářským octem v uzavřené nádobě, tlak uvnitř nádoby roste. Tento jev je způsoben tím, že při dané chemické reakci vzniká oxid uhličitý, který má za následek zvýšení tlaku v nádobě.

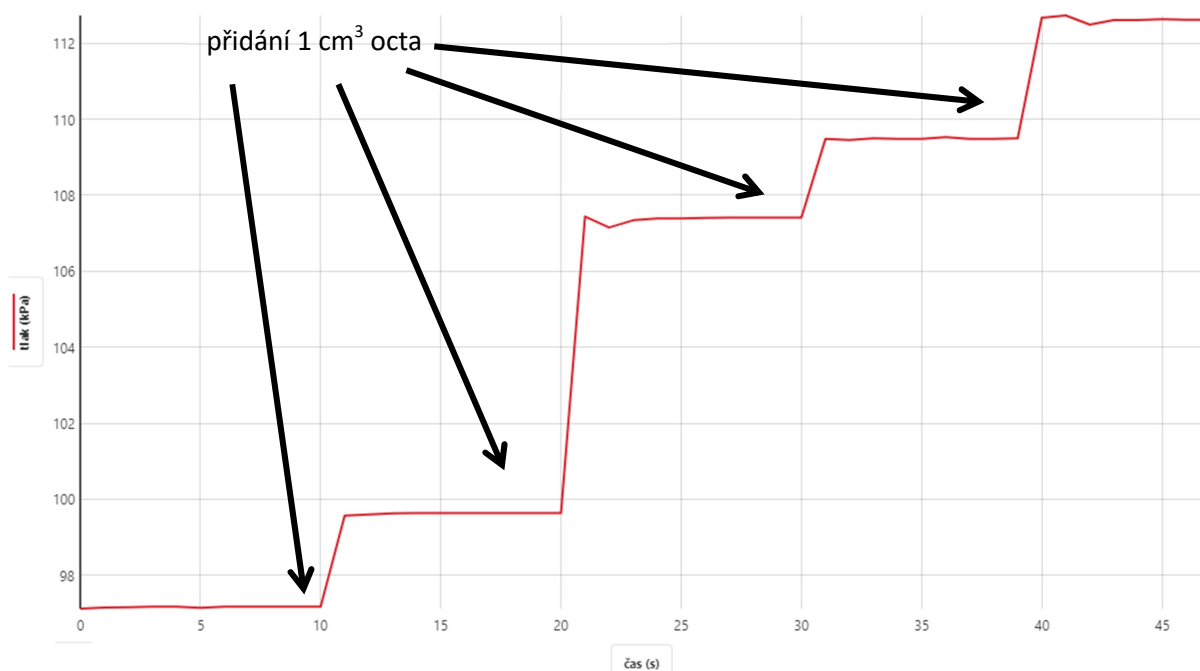
**Chemikálie:** potravinářský ocet (8% kyselina octová  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ), jedlá soda (hydrogenuhličitan sodný  $\text{NaHCO}_3$ ), destilovaná voda

**Pomůcky:** čidlo tlaku plynu (GPS-BTA), rozhraní LabQuest Mini, gumová hadička (součástí vybavení), gumová zátka (součástí vybavení), plastová stříkačka (součástí vybavení), baňka (utěsnitelná gumovou zátkou), lžička

**Postup:** Pomocí rozhraní LabQuest Mini připojte k počítači čidlo tlaku plynu GPS-BTA. Do baňky nasype 2 lžičky sody. Baňku utěsněte gumovou zátkou, ke které přišroubujte jeden konec gumové hadičky a druhý konec hadičky k tlakovému senzoru. Do stříkačky nasajte  $5 \text{ cm}^3$  octa a přišroubujte ke gumové zátkce. V počítači otevřete program Logger Lite (Logger Pro). Nastavení senzoru pro experiment proveďte podle kap. 1.3. Nyní je vše připraveno k vlastnímu měření. Spusťte zelené tlačítko „Sběr dat“ a do baňky vstříkněte  $1 \text{ cm}^3$  octa. Po ustálení měřené hodnoty tlaku znovu přikápněte  $1 \text{ cm}^3$  octa. Stejný postup opakujte, dokud nevypotřebujete všechnen ocet ve stříkačce. Měření ukončete červeným tlačítkem „Ukončit sběr dat“ na horní liště.

**Výsledky měření:** Naměřené hodnoty jsou znázorněné v grafu na obr. 21.





Obr. 21: Změny tlaku v závislosti na objemu přidaného octa

**Vyhodnocení výsledků:** Z výsledného grafu lze vyčíst, že po přidání 1 cm<sup>3</sup> octa dojde k reakci s jedlou sodou a výsledkem je vzrůst tlaku v nádobě. Po přidání celkem 4 cm<sup>3</sup> octa vzrostl tlak v nádobě přibližně o 16 kPa.

### 3.2.6 Vypařování vody a líhu<sup>7</sup>

**Úkol:** Změřte rychlost vypařování vody a líhu pomocí teplotního čidla Vernier.

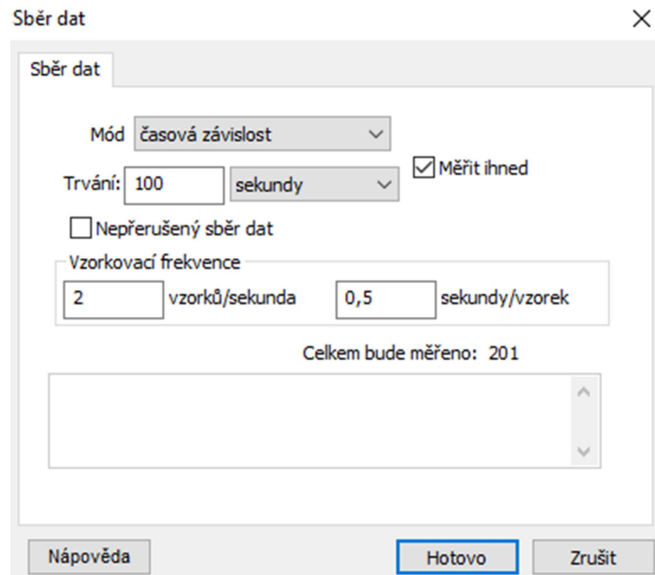
**Teoretický úvod:** Vypařování je děj, při kterém dochází ke změně skupenství z kapalného na plynné. Páry, které se vytvoří nad povrchem kapaliny, přecházejí do okolního prostředí pomocí difúze. Kapaliny se vypařují při stejné teplotě různou rychlostí. Čím je vyšší teplota kapaliny, tím je rychlost vypařování větší. Při vypařování dochází k ochlazení, což je způsobeno tím, že kapalina odebírá teplo z okolí, a to má za následek snížení teploty kapaliny i vnějšího prostředí<sup>7</sup>.

**Chemikálie:** pitná voda, destilovaná voda, líh

**Pomůcky:** teplotní čidlo Vernier (TMP-BTA), 2 kádinky (50 cm<sup>3</sup>), rozhraní LabQuest Mini

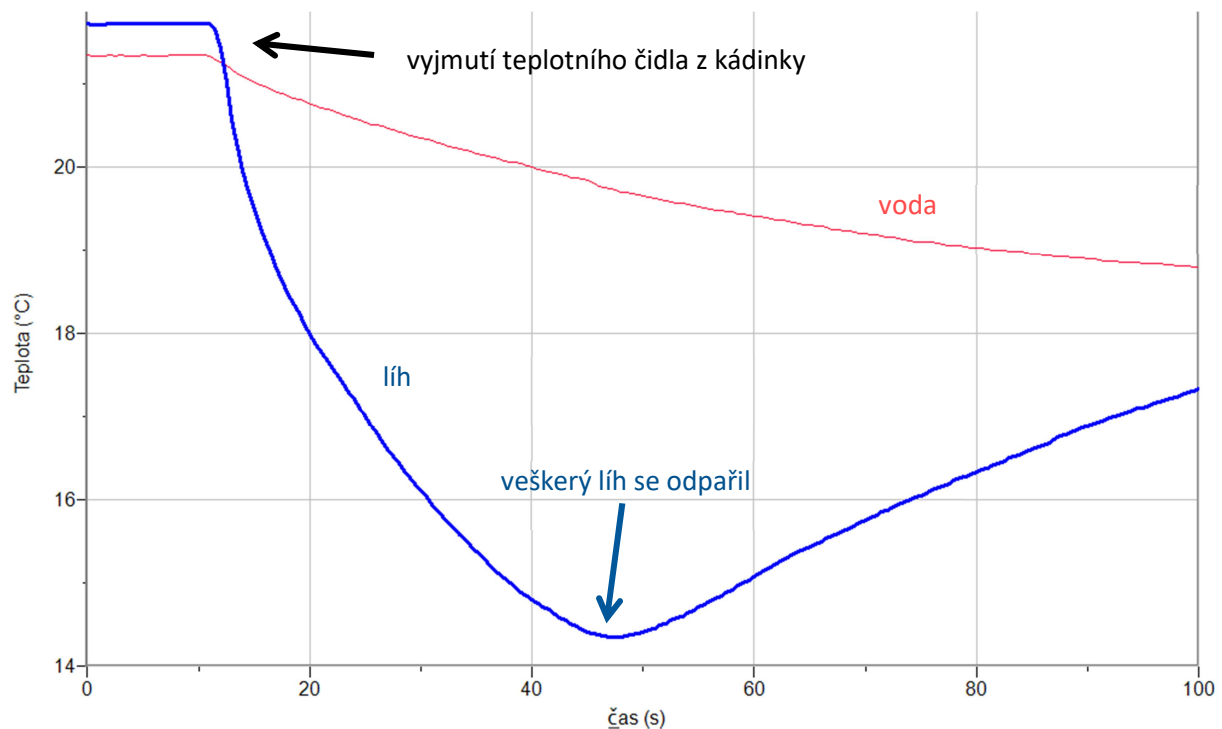
**Postup:** Do jedné kádinky nalijte do výšky 3 až 5 cm vodu o teplotě místnosti, do druhé kádinky připravte líh o laboratorní teplotě. Pomocí USB rozhraní LabQuest Mini připojte teplotní senzor k počítači. Otevřete program Logger Lite (Logger Pro). Nastavení senzoru pro experiment proveďte podle kap. 1.3. Nyní je vše připraveno k vlastnímu měření. V menu „Experiment → Sběr dat“ nastavte trvání na 100 sekund (viz obr. 22) a potvrďte tlačítkem „Hotovo“. Teplotní čidlo ponořte do kádinky s vodou, poté, co se teplota ustálí, se zmáčkněte zelené tlačítko „Sběr dat“. Asi po 10 sekundách senzor z kádinky vyjměte,

rychlým pohybem čidlo oklepněte a přibližně 90 sekund nechte volně osychat. Po ukončení měření v menu „Experiment → Uchovat poslední měření“ nastavte nové měření. Stejný postup opakujte u kádinky s lihem. Sérii měření ukončete červeným tlačítkem „Ukončit sběr dat“ na horní liště. Po ukončení všech měření teploměr omyjte destilovanou vodou.



Obr. 22: Nastavení doby trvání měření v programu Logger Lite

**Výsledky měření:** Naměřené hodnoty jsou graficky zpracovány na obr. 23.



Obr. 23: Rychlost vypařování líhu a vody

**Vyhodnocení výsledků:** Z výsledného grafu lze vyvodit, že pokles teploty po vyjmutí čidla z vody byl velmi pozvolný. Naproti tomu líh se vypařil velmi rychle. Po přibližně 45 s se veškerý líh odpařil a teplota začala pozvolna růst na teplotu okolního prostředí.

### 3.2.7 Endotermický děj – rozpouštění jedlé sody ve vodě<sup>7</sup>

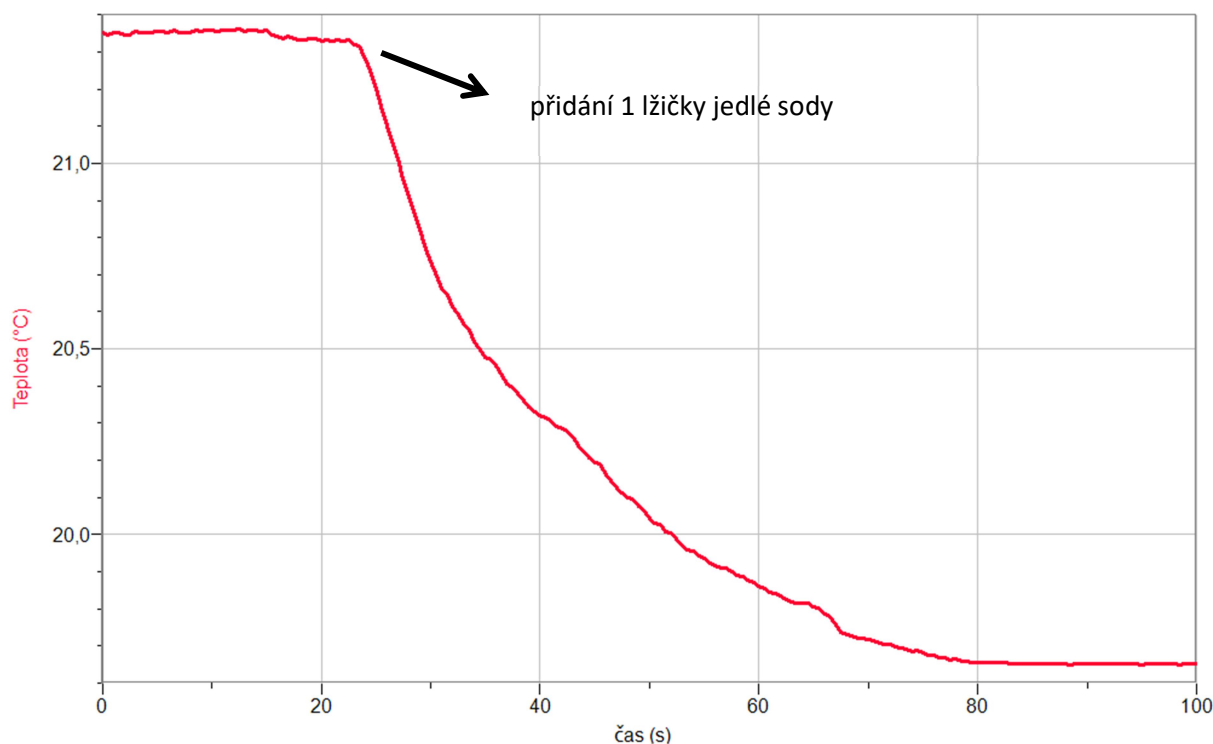
**Úkol:** Změřte pomocí teplotního čidla Vernier změny teploty vody po přidání jedlé sody. Rozhodněte, zda se jedná o děj exotermický nebo endotermický.

**Chemikálie:** destilovaná voda, jedlá soda (hydrogenuhličitan sodný  $\text{NaHCO}_3$ )

**Pomůcky:** teplotní čidlo Vernier (TMP-BTA), kádinka (100 cm<sup>3</sup>), rozhraní LabQuest Mini, lžička, stříčka s destilovanou vodou, filtrační papír

**Postup:** Do kádinky připravte vodu o teplotě místnosti do výšky 2 až 3 cm. Pomocí USB rozhraní LabQuest Mini připojte teplotní senzor k počítači. Otevřete program Logger Lite (Logger Pro). Nastavení senzoru pro experiment proveďte podle kap. 1.3. Nyní je vše připraveno k vlastnímu měření. V menu „Experiment → Sběr dat“ nastavte trvání na 100 sekund (viz obr. 22) a potvrďte tlačítkem „Hotovo“. Teplotní čidlo ponořte do kádinky s vodou, poté co se teplota ustálí, zmáčkněte zelené tlačítko „Sběr dat“. Asi po 20 sekundách přidejte jednu lžičku jedlé sody. Za stálého míchání měřte teplotu. Po ustálení hodnoty použijte tlačítko „Zachovat“. Po ukončení měření teplotní čidlo opláchněte vodou.

**Výsledky měření:** Výsledky měření jsou shrnuty do grafu na obr. 24.



Obr. 24: Změna teploty při rozpouštění jedlé sody

**Vyhodnocení výsledků:** Z výsledného grafu lze vyčíst, že po přidání jedné lžičky jedlé sody se teplota roztoku snížila přibližně o 2 °C. Jedná se tedy o děj endotermický, při kterém dochází ke spotřebě tepla z okolí, a to má za následek snižování teploty.

### 3.2.8 Změna teploty při rozpouštění<sup>7</sup>

#### Úkol:

1. Pomocí teplotního čidla Vernier změřte a pozorujte změny teplot roztoku po přidání kuchyňské soli. Před vlastním experimentem proveďte orientační výpočet a určete, zda se bude teplota snižovat nebo naopak zvyšovat.
2. Pomocí teplotního čidla Vernier změřte a pozorujte změny teplot roztoku po přidání hydroxidu sodného. Před vlastním experimentem proveďte orientační výpočet a určete, zda se bude teplota snižovat nebo naopak zvyšovat.

**Chemikálie:** destilovaná voda, kuchyňská sůl NaCl, hydroxid sodný NaOH

**Pomůcky:** teplotní čidlo Vernier (TMP-BTA), kádinka (200 cm<sup>3</sup>), rozhraní LabQuest Mini, lžička, váhy, stříčka s destilovanou vodou

#### Výpočet:

##### 1. Orientační výpočet pro kuchyňskou sůl (NaCl)

$$\Delta H_{\text{rozp.}}(\text{NaCl}) = 66 \text{ J g}^{-1} (25 \text{ °C})^7$$

$$m(\text{NaCl}) = 8 \text{ g}$$

$$Q = 8 \cdot 66 = 528 \text{ J} \quad \text{teplo se spotřebovává}$$

$$C_{\text{sp}}(\text{H}_2\text{O}) = 4180 \text{ J kg}^{-1} \text{ K}^{-1} \doteq 4,2 \text{ J g}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 100 \text{ g}$$

$$Q = C_{\text{sp}} \cdot m \cdot \Delta t \rightarrow \Delta t = \frac{Q}{C_{\text{sp}} \cdot m} = \frac{528}{4,2 \cdot 100} = 1,2 \text{ °C}$$

Po přidání 8 g kuchyňské soli do vody by měla teplota klesnout asi o 1,2 °C.

##### 2. Orientační výpočet pro hydroxid sodný (NaOH)

$$\Delta H_{\text{rozp.}}(\text{NaOH}) = -1100 \text{ J g}^{-1} (25 \text{ °C})^7$$

(Pokud je hodnota entalpie se znaménkem minus, jedná se o děj exotermický a dochází k uvolňování tepla.)

$$m(\text{NaOH}) = 8 \text{ g}$$

$$Q = 10 \cdot 1100 = 8800 \text{ J} \quad \text{teplo se uvolňuje}$$

$$C_{sp}(\text{H}_2\text{O}) = 4180 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \doteq 4,2 \text{ J g}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

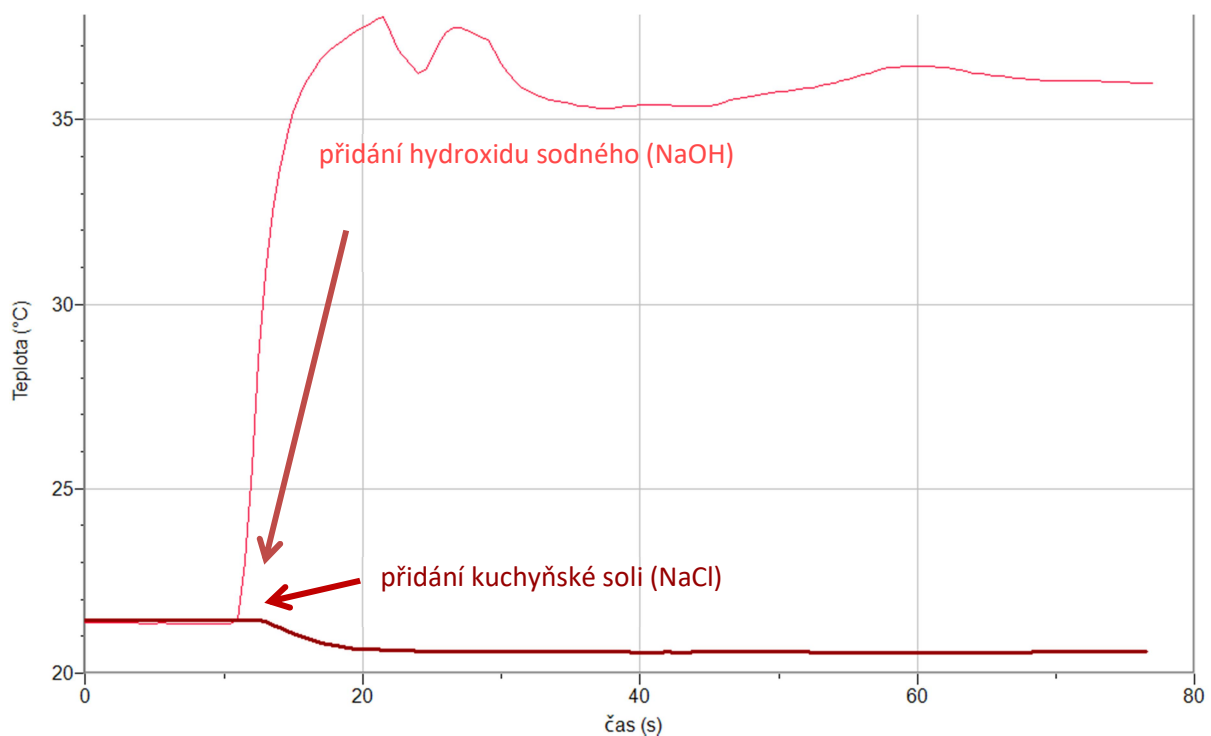
$$m(\text{H}_2\text{O}) = 100 \text{ g}$$

$$Q = C_{sp} \cdot m \cdot \Delta t \rightarrow \Delta t = \frac{Q}{C_{sp} \cdot m} = \frac{8800}{4,2 \cdot 100} = 21 \text{ }^\circ\text{C}$$

Po přidání 8 g hydroxidu by se měla teplota vody zvýšit přibližně o 21 °C.

**Postup:** Do kádinky připravte 100 cm<sup>3</sup> vody o teplotě místnosti. Na váhách navažte 8 g kuchyňské soli. Před začátkem měření se proveďte orientační výpočet, aby se dal předpovědět růst nebo pokles teploty vody. Pomocí USB rozhraní LabQuest Mini připojte teplotní senzor k počítači. Otevřete program Logger Lite (Logger Pro). Nastavení senzoru pro experiment proveďte podle kap. 1.3. Nyní je vše připraveno k vlastnímu měření. V menu „Experiment → Sběr dat“ nastavte trvání na 100 sekund (viz obr. 22) a potvrďte tlačítkem „Hotovo“. Teplotní čidlo ponořte do kádinky s vodou, poté, co se teplota ustálí, zmáčkněte zelené tlačítko „Sběr dat“. Asi po 10 sekundách přidejte do kádinky odváženou sůl. Za stálého míchání měřte teplotu, dokud se měřená hodnota nepřestane měnit. V menu „Experiment → Uchovat poslední měření“ nastavte nové měření. Stejný postup opakujte při rozpouštění hydroxidu sodného. Měření ukončete červeným tlačítkem „Ukončit sběr dat“ na horní liště. Po ukončení měření teploměr opláchněte destilovanou vodou.

**Výsledky měření:** Výsledky měření jsou graficky zpracovány na obr. 25.



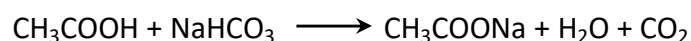
Obr. 25: Změna teploty při rozpouštění hydroxidu sodného a chloridu sodného

**Vyhodnocení výsledků:** Z měření a výsledného grafu lze odvodit, že po přidání hydroxidu sodného došlo k prudkému vzrůstu teploty. Orientační výpočtem byl předpokládán nárůst teploty o 21°C, při experimentu došlo k naměření změny přibližně o 16 °C. Jedná se o děj exotermický, při kterém je teplo uvolňováno do okolí. Poté, co se do vody přisypalo navážené množství kuchyňské soli, došlo k mírnému poklesu teploty. Z orientačního výpočtu vyplývá, že by pokles teploty měl být přibližně o 1,2 °C. V průběhu pokusu došlo ke snížení hodnoty o 0,8 °C. Jedná se tedy o děj endotermický, kdy dochází ke spotřebě tepla. Rozdíly mezi vypočtenou a naměřenou teplotou jsou způsobeny tím, že část tepla přechází také do okolí.

### 3.2.9 Změna teploty při chemické reakci<sup>7</sup>

**Úkol:** Změřte pomocí teplotního čidla Vernier změny teploty potravinářského octa po přidání jedlé sody.

**Teoretický úvod:** Potravinářský ocet neboli osmiprocentní kyselina octová reaguje s jedlou sodou (hydrogenuhličitanem sodným), při této chemické reakci vzniká octan sodný, oxid uhličitý a voda.



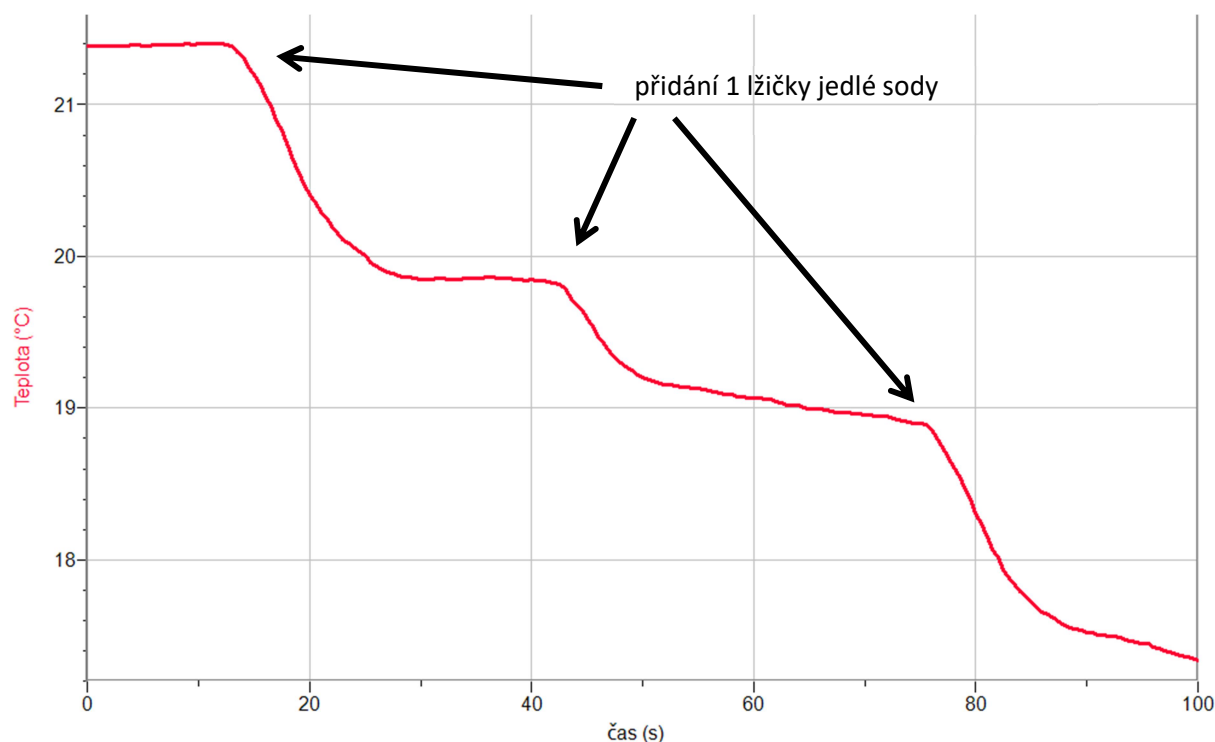
Při endotermickém ději dochází ke spotřebě tepla systémem z okolí, což má za následek snížení teploty. Naproti tomu, při exotermickém ději je teplo uvolňováno systémem do okolí a teplota se zvyšuje.

**Chemikálie:** destilovaná voda, potravinářský ocet (8% kyselina octová CH<sub>3</sub>COOH), jedlá soda (hydrogenuhličitan sodný NaHCO<sub>3</sub>)

**Pomůcky:** teplotní čidlo Vernier (TMP-BTA), kádinka (50 cm<sup>3</sup>), rozhraní LabQuest Mini, lžička, stříčka s destilovanou vodou

**Postup:** Do kádinky připravte ocet o teplotě místnosti do výšky 3 až 5 cm. Pomocí USB rozhraní LabQuest Mini připojte teplotní senzor k počítači. Otevřete program Logger Lite (Logger Pro). Nastavení senzoru pro experiment proveďte podle kap. 1.3. Nyní je vše připraveno k vlastnímu měření. V menu „Experiment → Sběr dat“ nastavte trvání na 100 sekund (viz obr. 22) a potvrďte tlačítkem „Hotovo“. Teplotní čidlo ponořte do kádinky s octem, poté, co se teplota ustálí, zmáčkněte zelené tlačítko „Sběr dat“. Asi po 10 sekundách přidejte jednu lžičku jedlé sody. Za stálého míchání měřte teplotu zkoumaného vzorku. Po ustálení teploty přidejte další lžičku. Po ustálení hodnoty použijte tlačítko „Zachovat“. Sérii měření ukončete červeným tlačítkem „Ukončit sběr dat“ na horní liště. Po ukončení měření teplotní čidlo opláchněte vodou.

**Výsledky měření:** Výsledky měření jsou graficky zpracovány na obr. 26.



Obr. 26: Změna teploty při chemické reakci – jedlá soda a potravinářský ocet

**Vyhodnocení výsledků:** Z výsledného grafu, lze vyčíst, že po přidání jedlé sody do roztoku octa došlo k poklesu teploty vždy přibližně o 1,2°C. Při chemické reakci docházelo ke snížení teploty, což znamená, že se teplo spotřebovalo, a proto se jedná o děj endotermický.

### 3.2.10 Teplotní změny při ředění kyseliny chlorovodíkové<sup>7</sup>

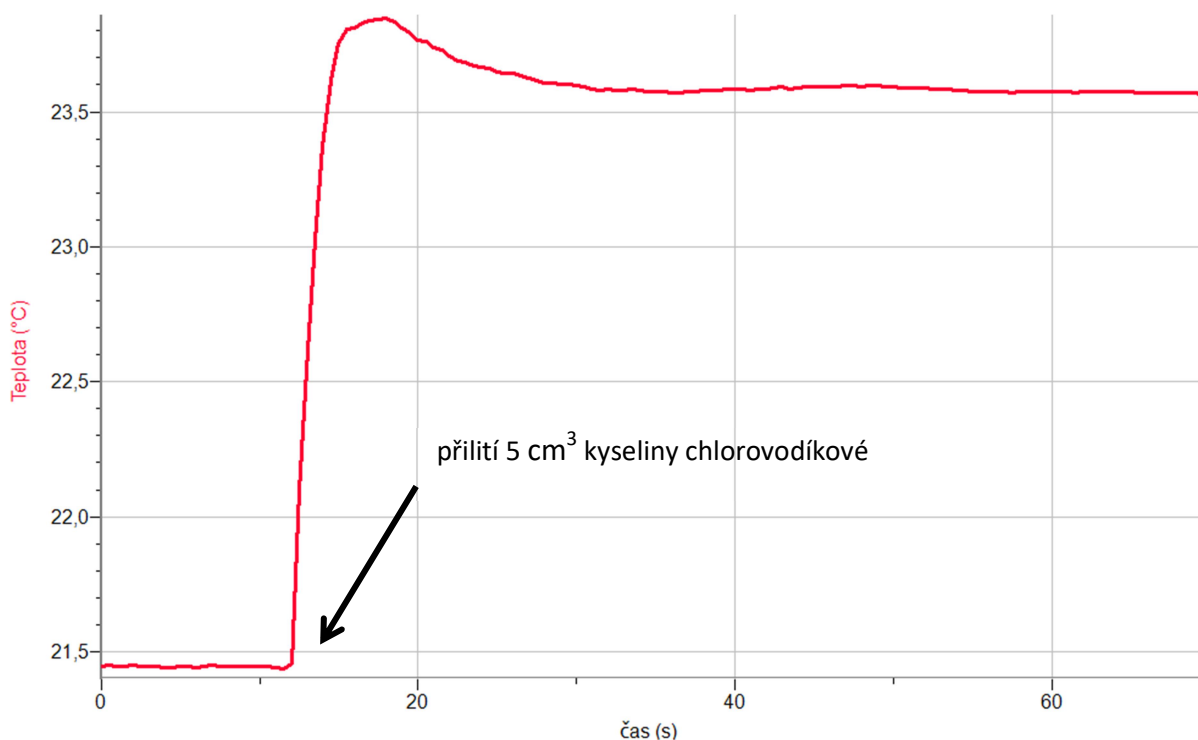
**Úkol:** Změřte pomocí teplotního čidla Vernier změnu teploty při ředění koncentrované kyseliny chlorovodíkové.

**Chemikálie:** destilovaná voda, kyselina chlorovodíková HCl (35%)

**Pomůcky:** teplotní čidlo Vernier (TMP-BTA), kádinka (200 cm<sup>3</sup>), rozhraní LabQuest Mini, pipeta (25 cm<sup>3</sup>), stříčka s destilovanou vodou, filtrační papír

**Postup:** Do kádinky nalijte asi 100 cm<sup>3</sup> destilované vody o teplotě místnosti. Pomocí USB rozhraní LabQuest Mini připojte teplotní senzor k počítači. Otevřete program Logger Lite (Logger Pro). Nastavení senzoru pro experiment proveďte podle kap. 1.3. Nyní je vše připraveno k vlastnímu měření. Teplotní čidlo ponořte do kádinky s vodou. V programu Logger Lite zmáčkněte zelené tlačítko „Sběr dat“. Poté co se teplota vody ustálí, za stálého míchání z pipety přidejte 5 cm<sup>3</sup> koncentrované kyseliny chlorovodíkové. Měření ukončete červeným tlačítkem „Ukončit sběr dat“ na horní liště. Po ukončení experimentu senzor opláchněte destilovanou vodou a usušte filtračním papírem.

**Výsledky měření:** Výsledky měření jsou graficky zpracovány na obr. 27.



Obr. 27: Změna teploty při ředění kyseliny chlorovodíkové

**Vyhodnocení výsledků:** Z naměřených dat, lze vyčíst, že při přilítí kyseliny chlorovodíkové došlo k rychlému nárůstu teploty. Při ředění kyseliny se zvyšuje teplota, protože se uvolňuje teplo do okolí, jedná se o exotermický děj.

### 3.2.11 Metabolismus kvasnic (alkoholové kvašení)<sup>7</sup>

**Úkol:** Změřte pomocí teplotního čidla Vernier změnu teploty při alkoholovém kvašení.

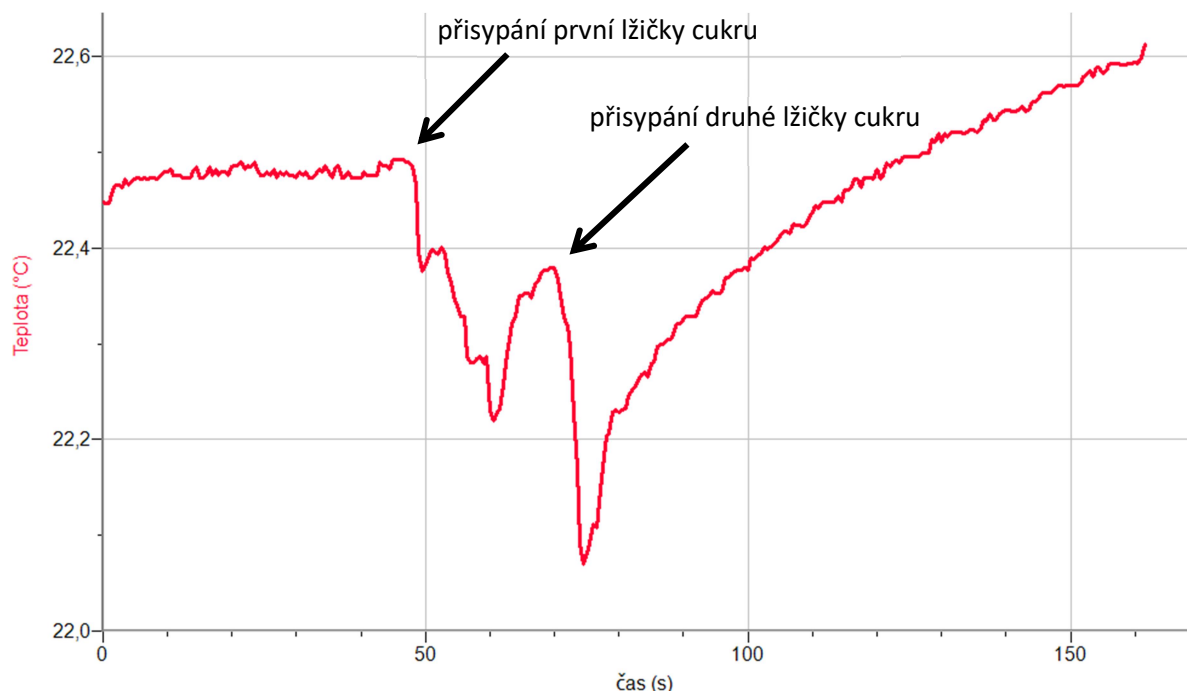
**Chemikálie:** destilovaná voda, droždí, cukr moučka, pitná voda

**Pomůcky:** teplotní čidlo Vernier (TMP-BTA), kádinka (100 cm<sup>3</sup>), rozhraní Go!Link, lžička, stříčka s destilovanou vodou, filtrační papír

**Postup:** Do kádinky nalijte asi 50 cm<sup>3</sup> vody o teplotě místnosti. Do vody nasypete polovinu kostky droždí (asi 20 gramů). Pomocí USB rozhraní Go!Link připojte teplotní senzor k počítači. Otevřete program Logger Lite (Logger Pro). Nastavení senzoru pro experiment proveďte podle kap. 1.3. Nyní je vše připraveno k vlastnímu měření. Teplotní čidlo ponořte do kádinky s vodou. V programu Logger Lite zmáčkněte zelené tlačítko „Sběr dat“. Poté, co se teplota vody ustálí, za stálého míchání přisypte postupně 2 lžičky cukru do kádinky. Měření ukončete červeným tlačítkem „Ukončit sběr dat“ na horní liště. Po ukončení experimentu senzor opláchněte destilovanou vodou a usušte filtračním papírem.

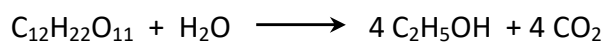
**Výsledky měření:** Výsledky měření jsou graficky zpracovány na obr. 28.





Obr. 28: Změny teploty při alkoholovém kvašení

**Vyhodnocení výsledků:** Ze získaného grafu lze odvodit, že po přidání každé lžičky cukru do roztoku došlo ke snížení teploty. Rozpouštění cukru je endotermický děj, kdy je teplo odebíráno z okolí. Ale poté došlo hned k postupnému nárůstu teploty, což bylo způsobeno alkoholovým kvašením.



Teplo bylo uvolňováno do okolí, jedná se o exotermický děj.

### 3.2.12 Teplota plamene<sup>7</sup>

**Úkol:** Změřte pomocí termočlánu Vernier teplotu plamene svíčky, plynového kahanu a lihového kahanu.

**Pomůcky:** termočlánek Vernier (TCA-BTA), rozhraní LabQuest Mini, svíčka, plynový kahan, lihový kahan, zápalky

**Postup:** Pomocí rozhraní LabQuest Mini připojte termočlánek k počítači. Otevřete program Logger Lite (Logger Pro). Nastavení senzoru pro experiment proveďte podle kap. 1.3. Nyní je vše připraveno k vlastnímu měření. Svíčku zapalte a termočlánek vložte do střední části plamene. Po ustálení měřené teploty odečtěte a zaznamenejte její hodnotu. Stejný postup opakujte u plynového i lihového kahanu.

**Výsledky měření:** Výsledky měření jsou shrnuty v tab. 13.

Tabulka 13: Naměřené hodnoty teploty plamene svíčky, lihového a plynového kahanu

	Teplota plamene [°C]
svíčka	660
plynový kahan	1012
lihový kahan	794

**Vyhodnocení výsledků:** Z výsledků je patrné, že nejnižší teplotu má plamen svíčky, nejvyšší naopak plynový kahan.

## 4 Spektroskopické vlastnosti látek

### 4.1 Základní teoretické pojmy

#### 4.1.1 Optické metody

Optické metody patří mezi instrumentální metody, při kterých se pomocí elektromagnetického záření snažíme zjistit strukturu nebo složení látek. Dělí se na metody spektrální, při kterých dochází k výměně energie mezi hmotou a zářením. Při nespektrálních metodách se energie nevyměňuje, ale jsou zkoumány změny vlastností záření při průchodu látkou. Mezi nespektrální metody se řadí refraktometrie nebo polarimetrie.

#### 4.1.2 Elektromagnetické záření

Elektromagnetické záření má duální, tj. vlnově-korpuskulární charakter<sup>8</sup>. Chová se jako vlna (ohýbá se, láme se atd.) a jako proud elementárních kvant energie, fotonů, které se pohybují jako částice. Elektromagnetické záření lze charakterizovat pomocí několika veličin. Patří sem<sup>8</sup>:

1. **Frekvence  $\nu$**  neboli kmitočet, který udává počet kmitů elektromagnetického záření za sekundu. Hlavní jednotka SI je 1 hertz (Hz), který představuje 1 kmit za sekundu.
2. **Vlnová délka  $\lambda$**  je dráha, kterou urazí vlna za dobu jednoho kmitu. Nejčastěji využívaná jednotka je nm.
3. **Vlnočet  $\tilde{\nu}$**  udává, kolik vln urazilo dráhu odpovídající jednomu cm. Je odvozen od vlnové délky a jednotkou je  $\text{cm}^{-1}$ .
4. **Rychlost záření  $v$**  představuje vzdálenost, kterou vlna urazí za jednu sekundu.

Kmitočet, vlnovou délku, vlnočet a rychlost záření lze popsat vztahem.

$$v = \frac{v}{\lambda} = \nu \cdot \tilde{\nu}$$

Dle Planckovy rovnice, která popisuje vztah mezi frekvencí a energií fotonů, lze popsat duální podstatu záření.

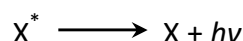
$$E = h \cdot \nu$$

kde  $h$  je Planckova konstanta a její hodnota je  $6,625 \cdot 10^{-34}$  J·s.

### 4.1.3 Spektrální metody

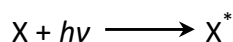
Metody, při kterých se měří změny energie, které nastávají při interakci hmoty se zářením, se označují jako metody spektrální. Lze je rozdělit na metody absorpční a emisní.

Emise záření je jev, při kterém látka, která byla převedena do vyšší excitační hladiny, uvolnila energii a přešla zpět do nižší excitační hladiny (viz obr. 29). Tento jev, lze popsat rovnicí, kde  $h\nu$  značí vyzářenou energii.

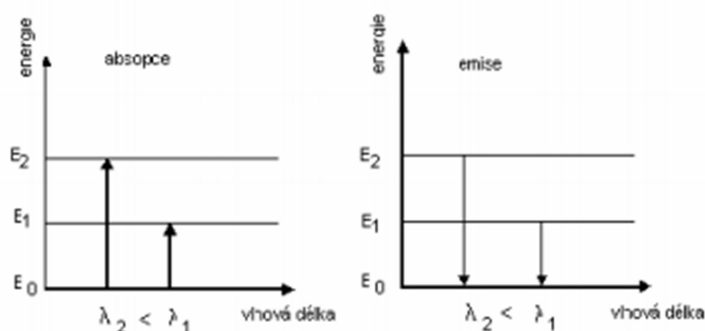


Emisní spektrum je soubor vlnových délek, které jsou látkou vyzařovány. Toto spektrum je pro každou látku jedinečné.

Při absorpci záření dochází k tomu, že hmota pohlcuje záření a přitom vzniká excitovaný stav (viz obr. 29). Lze ji vyjádřit rovnicí, kde  $X$  je látka, která přijímá energii ve formě  $h\nu$ .



Při absorbování záření o určitých vlnových délkách vzniká tzv. absorpční spektrum. Každá látka má jiné absorpční spektrum a lze ji podle toho určit.



Obr. 29: Výměna energie při absorpci a emisi –  $E_0$  základní energetický stav<sup>9</sup>

### 4.1.4 Základní veličiny využívané ve spektrofotometrii

Mezi základní veličiny, se kterými se setkáváme při měření absorpce, patří transmittance  $T$  neboli propustnost. Lze ji vyjádřit vztahem

$$T = \frac{\phi}{\phi_0},$$

kde  $\phi$  je tok záření propuštěného a  $\phi_0$  je tok vstupujícího záření. Hodnoty transmitance se pohybují od 0 do 1 a výsledná hodnota se udává v %.

Absorbance  $A$  je bezrozměrná veličina, která udává, kolik světla daná látka pohltila. Lze ji vyjádřit vztahem.

$$A = -\log T = -\log \frac{\phi}{\phi_0}$$

Pokud je výsledná absorbance nulová, propustnost se rovná jedné, protože látka žádné záření nepohltila.

#### 4.1.5 Spektrofotometrie v ultrafialové a viditelné oblasti

Spektrofotometrie patří mezi hojně využívané analytické metody díky své automatizaci, přesnosti a citlivosti. V současné době jsou spíše využívány nové metody a postupy jako hmotnostní spektrometrie apod. Látky se stanovují na základě měření absorpce elektromagnetického záření v ultrafialové a viditelné oblasti, která je v rozsahu vlnových délek mezi 200 nm až 800 nm. Látka absorbující záření mezi 380 nm až 780 nm se jeví lidskému oku jako barevná. Naopak látka, která absorbuje záření o vlnové délce menší než 380 nm, je pro nás bezbarvá<sup>8</sup>.

Barevnost látek je dána absorpcí elektromagnetického záření ve viditelné oblasti spektra. Pokud je látka schopná absorbovat světlo, jeví se jako barevná. Barva, kterou je schopné vnímat naše oko, je tzv. doplňková barva. Takže pokud látka absorbuje fialové záření, roztok se nám jeví jako žlutozelený. Následující tab. 14 uvádí vlnové délky elektromagnetického záření ve viditelné oblasti a jim odpovídající barvy.

Tabulka 14: Elektromagnetické záření a jemu příslušející barvy<sup>8</sup>

Vlnová délka absorbovaného záření [nm]	Barva absorbovaného záření	Doplňková barva
400 - 435	fialová	žlutozelená
435 - 480	modrá	žlutá
480 - 490	zelenomodrá	oranžová
490 - 500	modrozelená	červená
500 - 560	zelená	purpurová
560 - 580	žlutozelená	fialová
580 - 595	žlutá	modrá
595 - 610	oranžová	zelenomodrá
610 - 750	červená	modrozelená

### 4.1.6 Instrumentace ve spektrofotometrii

Při měření absorpce v ultrafialové a viditelné oblasti spektra se využívají různé typy přístrojů. Tyto přístroje se mohou lišit svými názvy podle složitosti, patří sem kolorimetr, fotometr a spektrofotometr. Každý přístroj musí mít<sup>8</sup>:

- 1. Zdroj záření**, který poskytuje spojité záření, které má odpovídající intenzitu. Pro ultrafialové oblasti slouží jako zdroj záření vodíková nebo deuteriová výbojka, naopak pro viditelnou oblast se využívají wolframové nebo halogenové žárovky.
- 2. Disperzní systém** je zařízení, které mění polychromatické záření na monochromatické. Nejčastěji se využívají mřížkové monochromátory. U jednodušších přístrojů jako fotometru se místo monochromátoru používají jen filtry.
- 3. Kyvety** jsou speciální, většinou hranaté nádoby, do kterých se dávají vzorky. Vnitřní tloušťka absorbující vrstvy je konstantní. Nejčastěji se při experimentech využívají kyvety s tloušťkou 1 cm.
- 4. Detektor** je zařízení, které přeměňuje energii záření v energii, kterou jsme schopni změřit. Jedná se většinou o elektrickou energii. Jako detektor se nejčastěji využívají fotonky nebo fotonásobiče.
- 5. Vyhodnocovací zařízení**, na kterém se zobrazují výstupní informace. V dnešní době se využívají počítače, ke kterým se přes digitální vstupy připojí přístroj.

Spektrofotometrické přístroje se mohou dělit na jednopaprskové a dvoupaprskové. U dvoupaprskových je paprsek rozdělen a prochází jak měrným vzorkem, tak i srovnávacím.

## 4.2 Experimenty

### 4.2.1 Analýza zelených barviv v rostlině<sup>9</sup>

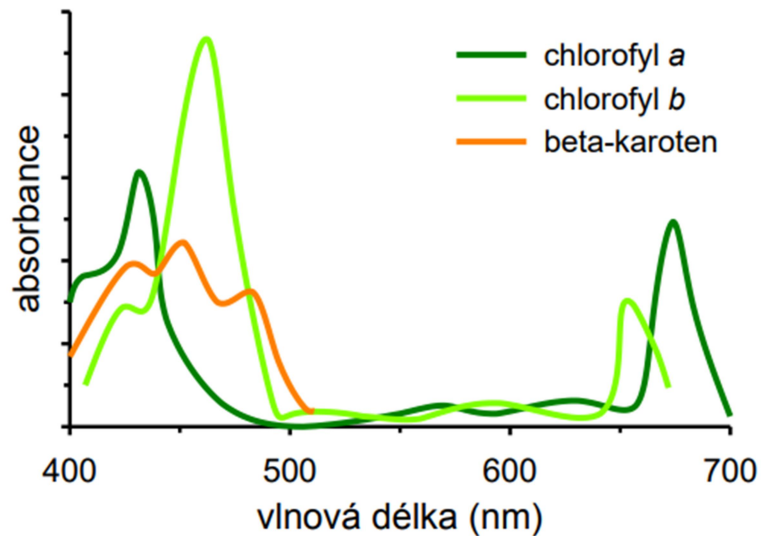
**Úkol:** Zjistěte pomocí spektrofotometru Vernier, jaká barviva se nachází v zelených listech rostlin.

**Chemikálie:** destilovaná voda, ethanol

**Pomůcky a materiály:** spektrofotometr Vernier SpectroVis Plus, rozhraní LabQuest Mini, varná konvice, kyvety, kádinka (100 cm<sup>3</sup>), absorpční spektra barviv, listy rostliny

Tabulka 15: Kód chlorofylu a jeho absorpční maximum<sup>10</sup>

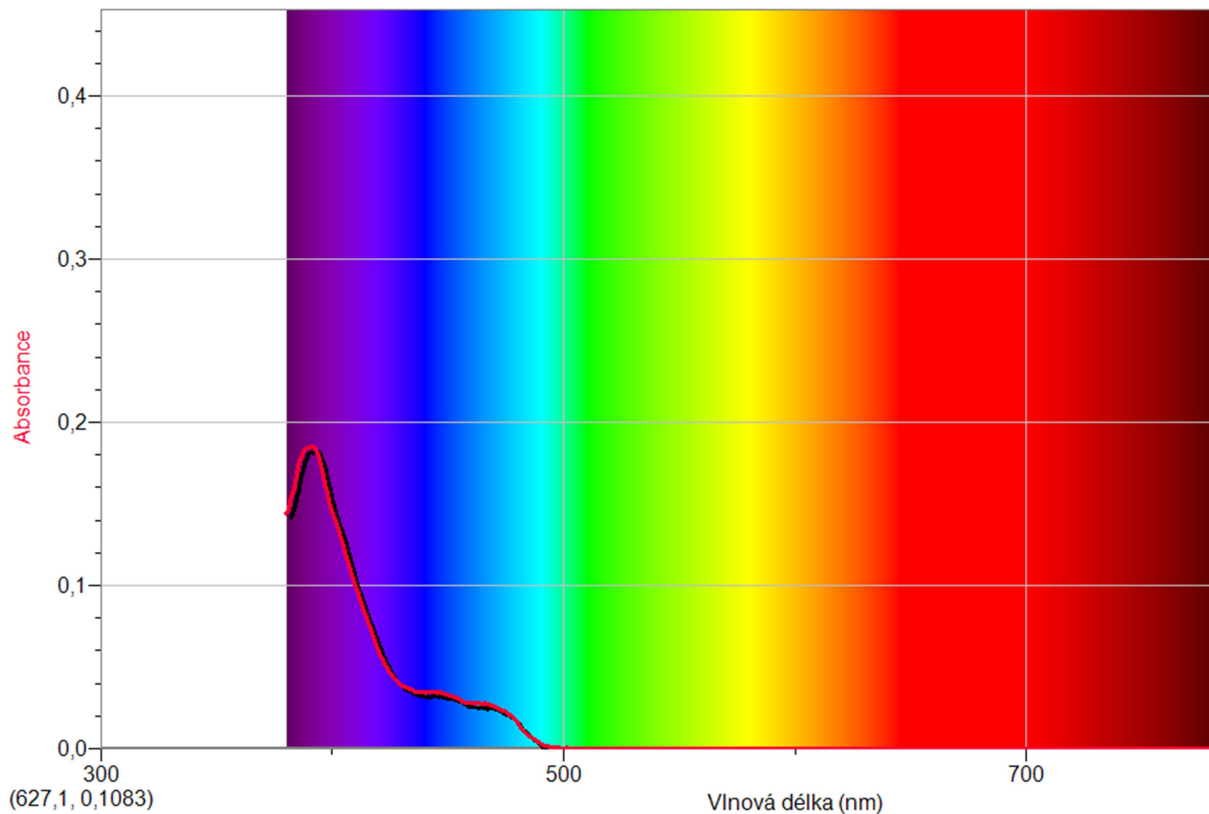
Název barviva	Kód barviva	Absorpční maxima ve VIS oblasti [nm]
Chlorofyly	E140	431; 664



Obr. 30: Záznam absorpčního spektra rostlinných barviv<sup>11</sup>

**Postup:** List zalijte horkou vodou, aby se vyextrahoval chlorofyl z listu do roztoku. Následně jej ponořte přibližně na 15 minut do ethanolu a nechte louhovat. Po uplynutí požadované doby je roztok zbarven do zelena, což je výsledkem extrahování zeleného barviva do ethanolu. Pomocí rozhraní LabQuest Mini připojte spektrofotometr k počítači. Otevřete program Logger Lite (Logger Pro) a nastavte senzor podle kap. 1.3. Před začátkem měření proveďte kalibraci, postup je uveden v kap. 1.1.7. Část roztoku přelijte do kyvety a tu vložte do spektrofotometru. V programu Logger Lite (Logger Pro) zmáčkněte zelené tlačítko „Sběr dat“. Změřte absorpční spektrum vzorku. Měření ukončete červeným tlačítkem „Ukončit sběr dat“ na horní liště.

**Výsledky měření:** Výsledky měření jsou graficky zaznamenány na obr. 31.



Obr. 31: Absorpční spektrum rostliny (muškát)

**Vyhodnocení výsledků:** Ze záznamu spektra na obr. 31 lze odečíst oblast absorpčního maxima kolem 400 nm, tedy nedaleko běžných hodnot absorpčních maxim chlorofylu a, b.

#### 4.2.2 Analýza karotenoidních barviv v zelenině<sup>9</sup>

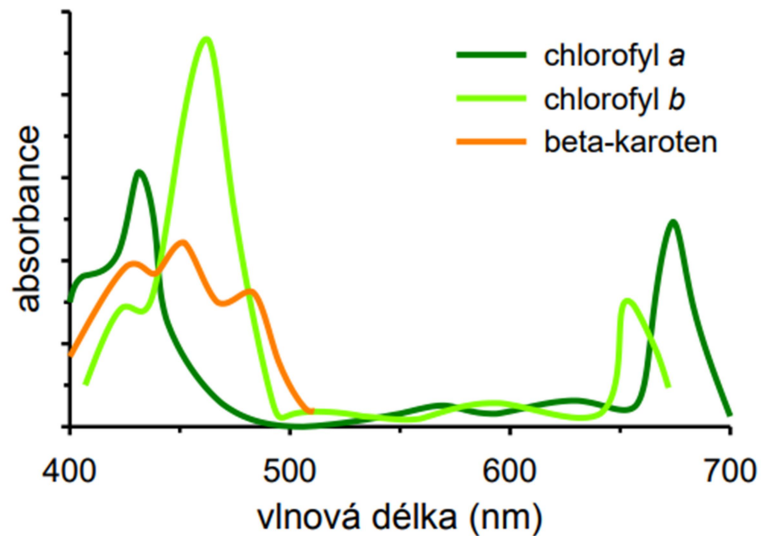
**Úkol:** Zjistěte pomocí spektrofotometru Vernier, jaká barviva se nacházejí v mrkvi.

**Chemikálie:** destilovaná voda, ethanol

**Pomůcky a materiály:** spektrofotometr Vernier SpectroVis Plus, rozhraní LabQuest Mini, třecí miska s tloučkem, květy, filtrační kruh, stojan, filtrační nálevka, absorpční spektra barviv, mrkev

Tabulka 16: Kód karotenu a jeho absorpční maximum<sup>10</sup>

Název barviva	Kód barviva	Absorpční maxima ve VIS oblasti [nm]
Karoteny	E160a	421; 447; 474

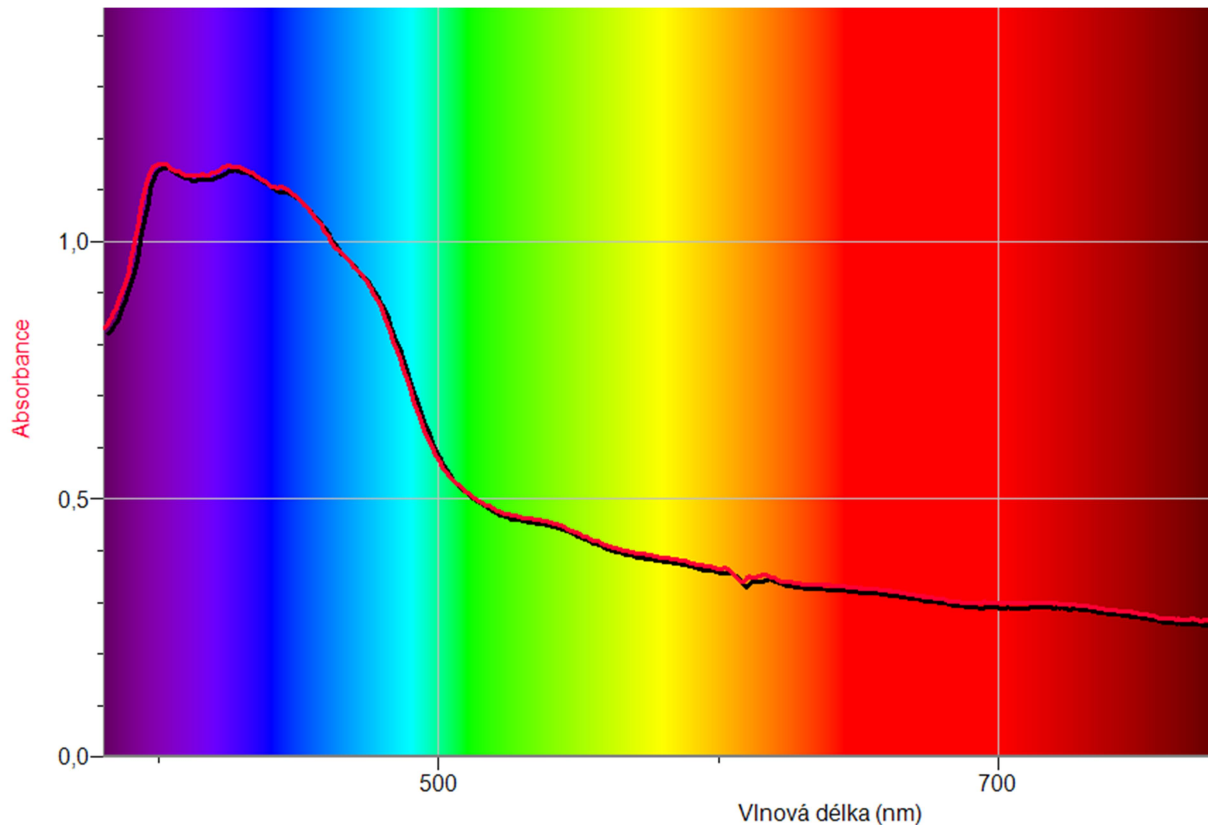


Obr. 32: Záznam absorpčního spektra rostlinných barviv<sup>11</sup>

**Postup:** Mrkev nakrájejte na kousky a vložte do třecí misky. Přidejte 10 cm<sup>3</sup> vody a 2 cm<sup>3</sup> ethanolu, vše rozetřete najemno a následně přefiltrujte. Pomocí rozhraní LabQuest Mini připojte spektrofotometr k počítači. Otevřete program Logger Lite (Logger Pro) a nastavte senzor podle kap. 1.3. Před začátkem měření provedte kalibraci, postup je uveden v kap. 1.1.7. Část přefiltrovaného roztoku přelijte do kyvety a kyvetu vložte do spektrofotometru. V programu Logger Lite (Logger Pro) zmáčkněte zelené tlačítko „Sběr dat“. Změřte absorpční spektrum vzorku. Měření ukončete červeným tlačítkem „Ukončit sběr dat“ na horní liště.

**Výsledky měření:** Výsledky měření jsou graficky zaznamenány na obr. 33.





Obr. 33: Absorpční spektrum mrkve

**Vyhodnocení výsledků:** Z grafu lze odečíst možná absorpční maxima barviva beta-karotenu v rozmezí vlnových délek od 400 do 475nm, které jsou na průběhu křivky absorbance znázorněny menšími vrcholky.

#### 4.2.3 Jaké barvivo se nachází v modrých lentilkách<sup>9</sup>?

**Úkol:** Zjistěte pomocí spektrofotometru Vernier, jaké barvivo se nachází v modrých lentilkách.

**Chemikálie:** destilovaná voda

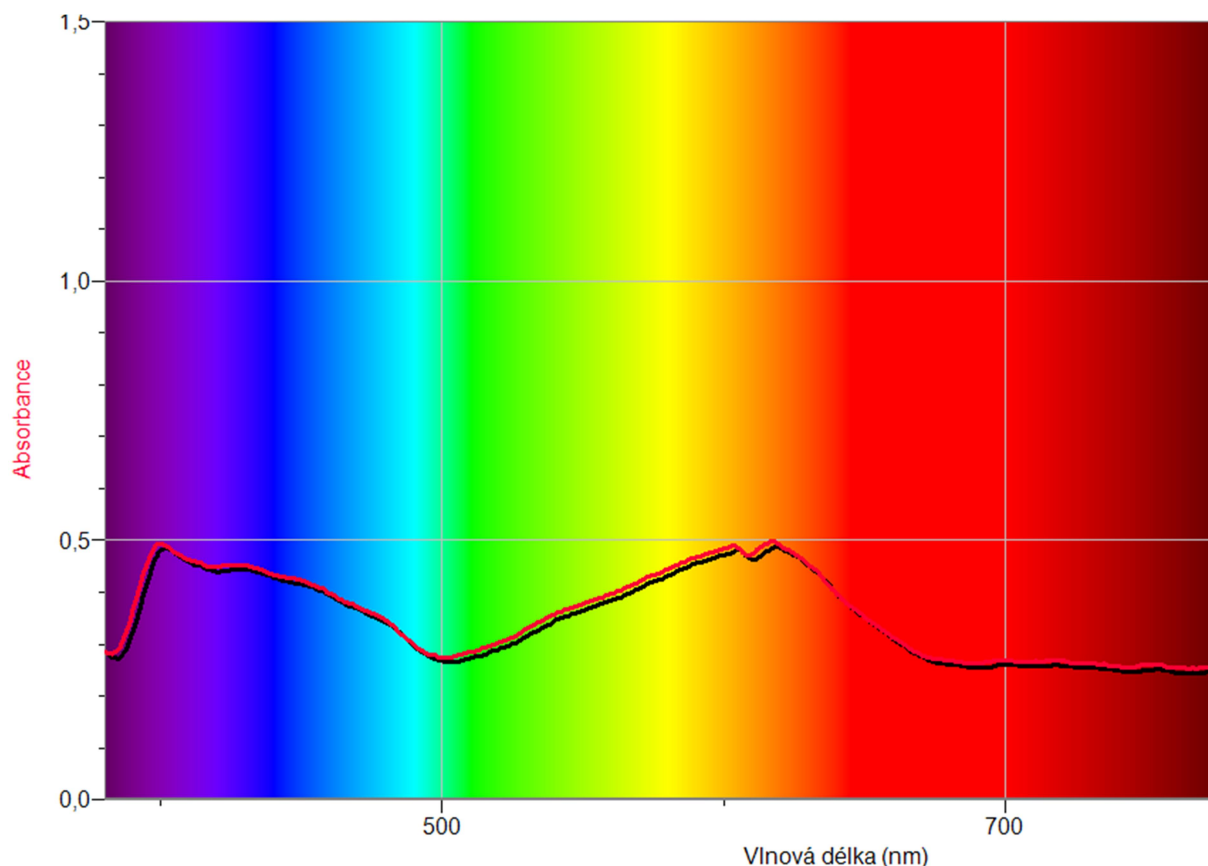
**Pomůcky a materiály:** spektrofotometr Vernier SpectroVis Plus, rozhraní LabQuest Mini, kyvety, kádinka (50 cm<sup>3</sup>), seznam E-kódů, absorpční spektra barviv, lentilky

Tabulka 17: Barvivo v lentilkách a jeho absorpční maximum<sup>10</sup>

Název barviva	Kód barviva	Absorpční maxima ve VIS oblasti [nm]
Brilantní modř	E133	629

**Postup:** Tři modré lentilky vložte do kádinky. Následně je zalijte vodou a nechte louhovat. Po uplynutí pár minut je roztok zbarven do modra, což je výsledkem extrahování modrého barviva. Pomocí rozhraní LabQuest Mini připojte spektrofotometr k počítači. Otevřete program Logger Lite (Logger Pro) a nastavte senzor podle kap. 1.3. Před začátkem měření proveďte kalibraci, postup je uveden v kap. 1.1.7. Část roztoku přelijte do kyvety a kyvetu vložte do spektrofotometru. V programu Logger Lite (Logger Pro) zmáčkněte zelené tlačítko „Sběr dat“. Změřte absorpční spektrum vzorku. Měření ukončete tlačítkem „Zachovat“.

**Výsledky měření:** Výsledky měření jsou graficky zaznamenány na obr. 34.



Obr. 34: Absorpční spektrum modrých lentilek

**Vyhodnocení výsledků:** Z průběhu grafu lze vyčíst 2 výraznější absorpční maxima, z nichž se jedno nachází v oblasti vlnové délky kolem 630 nm, tedy v oblasti pravděpodobného barviva brilantní modři.

#### 4.2.4 Měření absorpce manganistanu draselného<sup>1</sup>

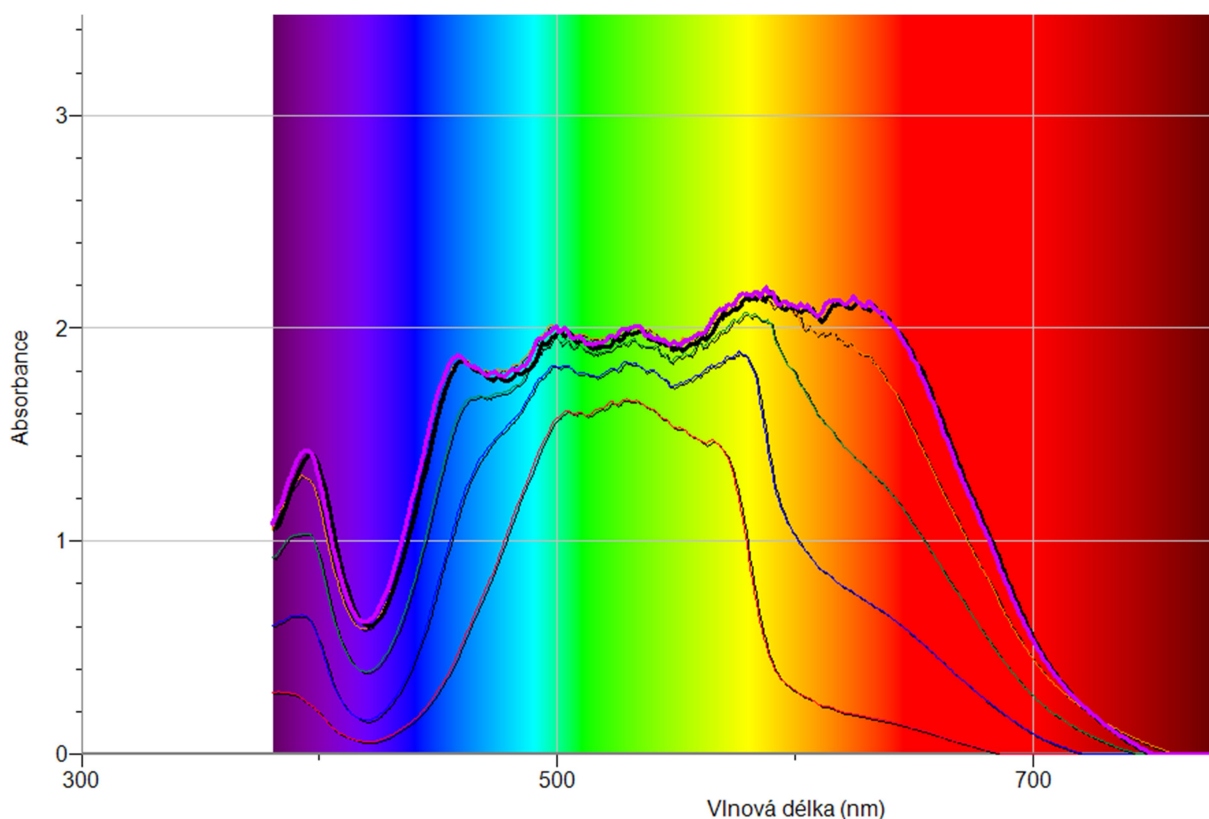
**Úkol:** Změřte pomocí spektrofotometru Vernier absorpenci manganistanu draselného.

**Chemikálie:** destilovaná voda, manganistan draselný  $\text{KMnO}_4$  ( $c = 0,025 \text{ mol dm}^{-3}$ )

**Pomůcky:** spektrofotometr Vernier SpectroVis Plus, rozhraní LabQuest Mini, kyvety, 1 odměrná baňka ( $200 \text{ cm}^3$ ), 5 odměrných baněk ( $50 \text{ cm}^3$ ), pipeta ( $50 \text{ cm}^3$ )

**Postup:** Navažte 0,7902 g manganistanu draselného, který převedte do odměrné baňky a doplňte vodou po rysku ( $200\text{ cm}^3$ ). Do pěti odměrných baněk postupně odpipetujte 45, 35, 25, 15 a  $5\text{ cm}^3$  roztoku manganistanu a zbytek doplňte vodou po rysku. Pomocí rozhraní LabQuest Mini připojte spektrofotometr k počítači. Otevřete program Logger Lite (Logger Pro) a nastavte senzor podle kap. 1.3. Před začátkem měření proveďte kalibraci, postup je uveden v kap. 1.1.7. Část každého roztoku přelijte do kyvety a kyvetu vložte do spektrofotometru. V programu Logger Lite (Logger Pro) zmáčkněte zelené tlačítko „Sběr dat“. Změřte absorpční spektrum jednoho vzorku. V menu „Experiment → Uchovat poslední měření“ nastavte nové měření. Stejný postup opakujte u všech vzorků. Měření ukončete červeným tlačítkem „Ukončit sběr dat“ na horní liště.

**Výsledky měření:** Výsledky měření jsou graficky zaznamenány na obr. 35.



Obr. 35: Měření absorpce různých koncentrací manganistanu draselného

**Vyhodnocení výsledků:** Jak je patrné z vývoje průběhů jednotlivých koncentrací, absorbance je přímo závislá na míře koncentrace. Čím je vyšší koncentrace, tím vyšší je i absorbance při stejné vlnové délce. Zároveň je patrné, že absorpční maximum se nachází uprostřed hlavních vrcholů jednotlivých průběhů, tedy pro všechny měřené koncentrace vždy přibližně kolem 525 nm.

## Závěr

Praktičnost využití systému Vernier v běžné laboratorní výuce přírodovědných předmětů nelze zpochybňovat. Na první pohled je patrné, že nespornou výhodou použití systému Vernier ve výuce je dosažení celkově vyšší míry efektivity výuky. Žáci při použití systému Vernier pracují v interaktivním a kreativním prostředí. Zároveň jsou získané výsledky prakticky okamžitě vizualizované na obrazovce počítače, čímž odpadá zdlouhavé ruční přepisování hodnot a vykreslování naměřených průběhů veličin. Samotná diskuze nad získanými daty pak může být logicky více rozvinuta a žákům může pomoci k hlubšímu pochopení obsahu výuky.

Vše, co je spojené s technickými vymoženostmi moderní doby, má samozřejmě i svá negativní úskalí. Daní za zajímavější formu výuky je vyšší pořizovací cena jednotlivých součástí systému, zejména pak některých čidel. Finanční náročnost je tak hlavní brzdou v širší implementaci systému Vernier v našem školství. Toto částečně kompenzuje skutečnost, že se jedná o modulární systém, kdy lze jednotlivé senzory a další komponenty pořizovat postupně a nezávisle na sobě dle potřeby a finančních možností.

Za přínos práce považuji vytvoření souhrnného přehledu, který poskytuje informace o vybraných senzorech a jejich využití v experimentální výuce chemie na ZŠ a SŠ. Materiál je koncipován tak, aby mohl být snadno implementován do přípravy budoucích učitelů chemie v rámci laboratorních cvičení v navazujícím studiu na FPE ZČU v Plzni. Každý pokus je popsán ve formě detailního návodu, čímž je zajištěna možnost jeho snadného provedení v laboratorní výuce. Za osobní přínos pak považuji nabytí zajímavých zkušeností z oblasti přípravy laboratorních experimentů s využitím systému Vernier. Získané poznatky a znalosti bych ráda uplatnila v dalším profesním životě.

## Resumé

This thesis deals with Vernier system. The first part describes the Vernier system, including the individual sensors used. The next part of the work describes instructions for experiments, including a theoretical description and evaluation of the measured results. At the end of the work is an evaluation of the Vernier system based on personal observations in its use.

The result of this thesis are tutorials on using Vernier sensors. These instructions can use the students or the teachers in chemistry teaching. The Vernier sensors are devices, which are really simply for using and can help to make teaching chemistry more attractive.

## Keywords

Chemistry, experiment, Vernier system, Logger Lite, Logger Pro, Vernier sensors

## Literatura

1. Vernier. [online]. [cit. 2020-05-20]. Dostupné z: <https://www.vernier.cz/uvod/rozcestnik>.
2. MALIJEVSKÝ, Anatol a KOL. *Breviář z fyzikální chemie*. Praha: Vysoká škola chemicko-technologická v Praze, 2000. ISBN 80-7080-403-3.
3. *Fyzikální chemie*. [online]. [cit. 2020-04-20]. Dostupné z: <https://old.vscht.cz/fch/cz/pomucky/FCH4Mgr.pdf>.
4. VONDRÁK, Dalibor; VULTERIN, Jaroslav. *Analytická chemie*. Praha: SNTL – Nakladatelství technické literatury, 1985.
5. VACÍK, Jiří. *Obecná chemie*. Praha: Státní pedagogické nakladatelství 1986.
6. *Centrum vody*. [online]. [cit. 2020-04-07]. Dostupné z: [https://www.centrumvody.cz/Rozbor-vody-parametry-c10\\_35\\_2.htm](https://www.centrumvody.cz/Rozbor-vody-parametry-c10_35_2.htm).
7. *Kuchařka Vernier*. [online]. [cit. 2020-04-20]. Dostupné z: <https://www.vernier.cz/experimenty/kucharka/index.php>.
8. OPEKAR, František a KOL. *Základní analytická chemie pro studenty, pro něž analytická chemie není hlavním studijním oborem*. Praha: Karolinum 2003. ISBN 80-246-0553-8
9. *Pokusy z obecné a fyzikální chemie*. [online]. 2007 [cit. 2020-06-07]. Dostupné z: <https://adoc.tips/pokusy-z-obecne-a-fyzikalni-chemie-praktikum-petr-mejkal-eva.html>.
10. *Přírodní a syntetická potravinářská barviva a pigmenty*. [online]. [cit. 2020-06-15]. Dostupné z: <https://web.natur.cuni.cz/~kudch/main/JPD3/navody2007/5prezentacepigmenty.pdf>
11. *Není světlo jako světlo aneb Jak to vidí rostliny*. [online]. [cit. 2020-06-15]. Dostupné z: [http://www.ueb.cas.cz/cs/system/files/users/public/kolar\\_27/PDF\\_soubory/postery\\_rostliny\\_svetlo.pdf](http://www.ueb.cas.cz/cs/system/files/users/public/kolar_27/PDF_soubory/postery_rostliny_svetlo.pdf).
12. NOVÁK, Josef P. a KOL. *Fyzikální chemie II*. Praha: Vysoká škola chemicko-technologická v Praze, 2001. ISBN 80-7080-436-X
13. FISCHER, Oldřich a KOL. *Fyzikální chemie*. Praha: Státní pedagogické nakladatelství, 1983.
14. ČTRNÁCTOVÁ, Hana; HALBYCH, Josef. *Didaktika a technika chemických pokusů*. Praha: Karolinum, 2006. ISBN 80-246-1192-9.
15. NĚMCOVÁ, Irena A KOL.: *Spektrometrické analytické metody I*. Praha: Karolinum, 2004.

## Seznam obrázků

Obr. 1: Kalibrace čítače kapek .....	- 12 -
Obr. 2: Pracovní plocha software Logger Lite (připojen senzor CON-BTA) .....	- 15 -
Obr. 3: Nastavení parametrů měření v programu Logger Lite .....	- 16 -
Obr. 4: Závislost konduktivity na koncentraci u silných a slabých elektrolytů .....	- 18 -
Obr. 5: Titrační křivka při konduktometrické titraci silné kyseliny silnou zásadou .....	- 19 -
Obr. 6: Nastavení vzorkovací frekvence v programu Logger Lite .....	- 26 -
Obr. 7: Změna pH vody při postupném okyselování .....	- 27 -
Obr. 8: Titrační aparatura .....	- 30 -
Obr. 9: Titrační křivka kyseliny chlorovodíkové – titrační činidlo hydroxid sodný .....	- 31 -
Obr. 10: Závislost pH na objemu titračního činidla při titraci kyseliny chlorovodíkové hydroxidem sodným .....	- 32 -
Obr. 11: Titrační křivka kyseliny octové – titrační činidlo hydroxid sodný .....	- 32 -
Obr. 12: Závislost pH na objemu titračního činidla při titraci kyseliny octové hydroxidem sodným .....	- 33 -
Obr. 13: Titrační křivka potravinářského octa – titrační činidlo hydroxid sodný .....	- 35 -
Obr. 14: Závislost pH na objemu titračního činidla při titraci potravinářského octa hydroxidem sodným .....	- 36 -
Obr. 15: Izotermy ideálního plynu ( $T_1 < T_2 < T_3$ ) .....	- 38 -
Obr. 16: Izochory ideálního plynu ( $V_{m1} < V_{m2} < V_{m3}$ ) .....	- 38 -
Obr. 17: Začátek měření hydrostatického tlaku .....	- 41 -
Obr. 18: Závislost tlaku plynu na hloubce .....	- 41 -
Obr. 19: Závislost tlaku plynu na objemu .....	- 42 -
Obr. 20: Závislost tlaku plynu na teplotě .....	- 43 -
Obr. 21: Změny tlaku v závislosti na objemu přidaného octa .....	- 45 -
Obr. 22: Nastavení doby trvání měření v programu Logger Lite .....	- 46 -
Obr. 23: Rychlost vypařování lihu a vody .....	- 46 -
Obr. 24: Změna teploty při rozpouštění jedlé sody .....	- 47 -
Obr. 25: Změna teploty při rozpouštění hydroxidu sodného a chloridu sodného .....	- 49 -
Obr. 26: Změna teploty při chemické reakci – jedlá soda a potravinářský ocet .....	- 51 -
Obr. 27: Změna teploty při ředění kyseliny chlorovodíkové .....	- 52 -
Obr. 28: Změny teploty při alkoholovém kvašení .....	- 53 -
Obr. 29: Výměna energie při absorpci a emisi – $E_0$ základní energetický stav .....	- 55 -

Obr. 30: Záznam absorpčního spektra rostlinných barviv.....	- 58 -
Obr. 31: Absorpční spektrum rostliny (muškát) .....	- 59 -
Obr. 32: Záznam absorpčního spektra rostlinných barviv.....	- 60 -
Obr. 33: Absorpční spektrum mrkve .....	- 61 -
Obr. 34: Absorpční spektrum modrých lentilek .....	- 62 -
Obr. 35: Měření absorbance různých koncentrací manganistanu draselného.....	- 63 -



## Seznam tabulek

Tabulka 1: Zbarvení vybraných acidobazických indikátorů .....	- 22 -
Tabulka 2: Naměřené hodnoty elektrické vodivosti u vybraných vzorků .....	- 23 -
Tabulka 3: Naměřené hodnoty elektrické vodivosti osolené a oslazené vody .....	- 23 -
Tabulka 4: Naměřené hodnoty pH u vybraných vzorků vody .....	- 24 -
Tabulka 5: Naměřené hodnoty pH u vybraných nápojů .....	- 25 -
Tabulka 6: Hodnoty pH u jednotlivých vzorků .....	- 28 -
Tabulka 7: Hodnoty pH octa po postupném přidávání jedlé sody .....	- 29 -
Tabulka 8: Titrace kyseliny chlorovodíkové roztokem hydroxidu sodného .....	- 31 -
Tabulka 9: Titrace kyseliny octové roztokem hydroxidu sodného .....	- 33 -
Tabulka 10: Stanovení koncentrace potravinářského octa (nalezení bodu ekvivalence) .....	- 35 -
Tabulka 11: Závislost hydrostatického tlaku na hustotě kapaliny.....	- 40 -
Tabulka 12: Závislost tlaku plynu na teplotě.....	- 43 -
Tabulka 13: Naměřené hodnoty teploty plamene svíčky, lihového a plynového kahanu .....	- 54 -
Tabulka 14: Elektromagnetické záření a jemu příslušející barvy.....	- 56 -
Tabulka 15: Kód chlorofylu a jeho absorpční maximum .....	- 57 -
Tabulka 16: Kód karotenu a jeho absorpční maximum.....	- 59 -
Tabulka 17: Barvivo v lentilkách a jeho absorpční maximum .....	- 61 -