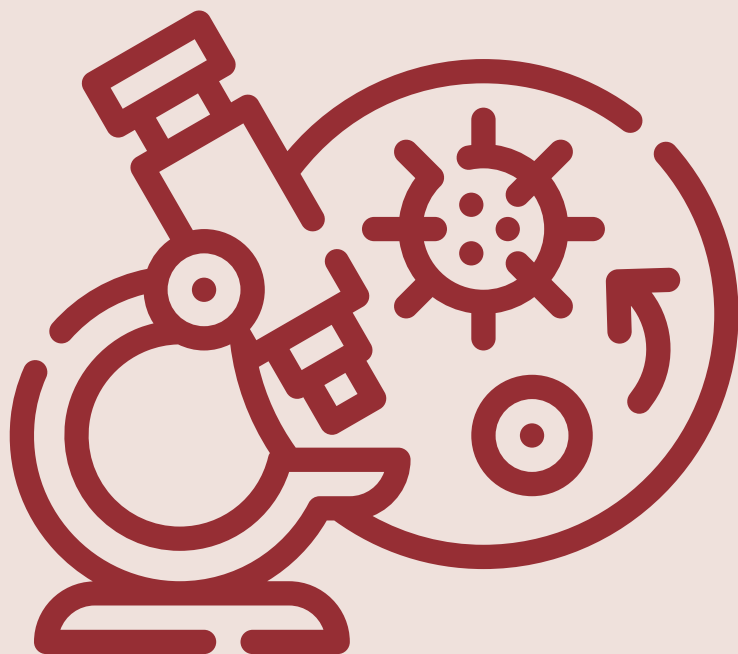


Praktická a laboratorní cvičení z Aplikované chemie v životním prostředí



2025

RNDr. Alina Kalyniukova, Ph.D.
Ing. Anna Jirošová, Ph.D.



Praktická a laboratorní cvičení z Aplikované chemie v životním prostředí

RNDr. Alina Kalyniukova, Ph.D.

Ing. Anna Jirošová, Ph.D.

2025

OBSAH

1 ÚVOD	4
2 Bezpečnost a ochrana zdraví při práci v laboratořích	5
2.1 Pravidla chování v laboratořích	7
2.2 Laboratorní sklo	8
2.3 Čistění skla	10
2.4 Vážení vzorku	11
3 Praktické cvičení № 1	12
3.1 Příprava roztoku	12
3.2 Výpočty potřebné k přípravě roztoku	13
3.2.1 Přepočet koncentrací	21
3.2.2 Křížové pravidlo	22
3.2.3 Ředění roztoku	24
3.2.4 Příprava ředění roztoků	25
3.3 Příklady k samostatnému procvičení	25
4 Praktické cvičení № 2	28
4.1 Teorie kyselin a zásad	28
4.2 Disociace kyselin a zásad	30
4.2.1 pH silných kyselin a zásad	32
4.2.2 Výpočet pH pro slabé kyseliny a zásady	33
4.2.3 Slabé vícesytné kyseliny a zásady	34
4.3 Acidobazické reakce	34
4.4 Acidobazické titrace	35
4.5 Výpočty pH	37
5 Laboratorní cvičení № 1	39
5.1 Potenciometrické měření pH	39
5.1.1 Laboratorní pH metr pH8+DHS s kombinovanou skleněnou elektrodou	39
5.1.2 Hlavní funkce a vlastnosti pH metru pH8+DHS	39
5.1.3 Příprava přístroje k měření	39
5.1.4 Pracovní návod k kalibraci pH metrů	40
5.1.5 Kontrolní otázky	41
5.2 Acidobazické titrace - Stanovení koncentrace kyseliny octové	42
6 Laboratorní cvičení № 2	46
6.1 Kapalinová chromatografie s PDA detektorem	46
6.1.1 Princip kapalinové chromatografie	46
6.1.2 Fotodiodový detektor (PDA)	46
6.1.3 Komponenty zařízení Ultimate Thermofisher	46
6.1.4 Druhy kolon	48
6.2 Princip kapalinové chromatografie s qTOF detektorem	49
6.3 Princip plynové chromatografie	50
6.3.1 Typy kolon v plynové chromatografii (GC)	50
6.3.2 Typy detektorů v plynové chromatografii	51

7 Laboratorní cvičení N°3	52
7.1 Stanovení tvrdosti vody	52
8 Praktické cvičení N° 3.	55
8.1 UV-Vis spektrofotometrie	55
8.2 Návod na používání spektrofotometru.	57
8.3 Princip stanovení koncentrace analytu pomocí kalibrační křivky	58
9 Laboratorní cvičení N° 4	61
9.1 Spektrofotometrické stanovení chlorofylu a a b ve vzorcích smrku	61
10 Laboratorní cvičení N° 5	63
10.1 Stanovení zásadité a kyselé neutralizační kapacity vody	63
11 Protokoly	66
11.1 Příklad protokolu.	66
11.2 Příručka k laboratornímu cvičení	67
11.2.1 Postup práce při používání pipety	67
11.2.2 Postup práce při používání byrety.	67
11.2.3 Příprava roztoků	68
12 Použita a doporučená literatura.	69

1 ÚVOD

Tato skripta jsou určena pro studenty prvního ročníku Fakulty lesnické a dřevařské, pro obor Aplikovaná chemie v životním prostředí, Chemie pro arboristy a Chemie pro KPT.

V úvodní části skripty jsou popsány bezpečnostní předpisy, kterými se studenti musí řídit při práci v chemickém laboratoriu. Dále skripta zahrnují praktické cvičení, laboratorní cvičení, teoretické úkoly a materiály pro výpočty, které studentům umožní pochopit základní principy chemie.

Tento materiál si klade za cíl podpořit studenty při zvládnutí teoretických i praktických aspektů chemie, aby mohli efektivně aplikovat získané znalosti v praxi.

2 BEZPEČNOST A OCHRANA ZDRAVÍ PŘI PRÁCI V LABORATOŘI

Chemické laboratoře jsou specializované prostory určené pro různé typy chemických experimentů a prací. Laboratoř je vybavená potřebným nábytkem, přístroji, nádobami, i pomocnými materiály. Práce v těchto laboratořích je často spojena s riziky pro zdraví pracovníků, kvůli používání různých chemikálií. Chemikálie mohou být toxické, hořlavé, výbušné nebo žíravé. Při práci v laboratoři může dojít k mechanickým poraněním způsobeným sklem nebo úrazům elektrickým proudem.

Subjektivní příčiny rizik zahrnují nedostatky na straně pracovníka, jako je neznalost prováděných operací, vlastností použitých látek nebo špatná organizace práce v laboratoři. Hlavní zdroje nebezpečí v chemické laboratoři tedy zahrnují:

Chemikálie, které mohou být jedovaté, hořlavé, výbušné nebo žíravé, představují přímé nebezpečí pro pracovníky a spadají pod klasifikaci nebezpečných látek dle zákona č. 157/1998 Sb., přičemž jejich výstražné symboly jsou stanoveny zákonem o chemických látkách a přípravcích, konkrétně nařízením vlády č. 25/1999 Sb. Klasifikace nebezpečných látek je uvedena v **Tabulce 1** (zdroj https://www.labo.cz/mft/chemikalie_neb.htm).

Tabulka 1 Klasifikace nebezpečných látek

Skupina	Symbol	Charakteristika
výbušné		mohou exotermně reagovat i bez přístupu kyslíku za rychlého vývinu plynu nebo u nichž dochází při definovaných zkušebních podmínkách k detonaci a prudkému shoření nebo které při zahřátí vybuchují, jsou-li umístěny v částečně uzavřené nádobě
oxidující		při styku s jinými látkami, zejména hořlavými, vyvolávají vysoce exotermní reakci
extrémně hořlavé		v kapalném stavu mají bod vzplanutí nižší než 0°C a bod varu nižší než 35°C nebo které jsou v plynném stavu vznětlivé při styku se vzduchem za normální (pokojové) teploty a normálního (atmosférického) tlaku
vysoce hořlavé		se mohou samovolně zahřívat a poté vznítit při styku se vzduchem za normální (pokojové) teploty, normálního (atmosférického) tlaku a bez přívodu energie, se mohou v pevném stavu snadno vznítit po krátkém styku se zápalným zdrojem a po odstranění zápalného zdroje dále hoří nebo doutnají, mají v kapalném stavu bod vzplanutí nižší než 21°C a nejsou extrémně hořlavé, při styku s vodou nebo vlhkým vzduchem uvolňují vysoce hořlavé plyny v množství nejméně 1 $\text{litr} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{h}^{-1}$
hořlavé		mají bod vzplanutí v rozmezí od 21°C do 55°C

vysoce toxické		po vdechnutí, požití nebo proniknutí kůží mohou i ve velmi malém množství způsobit akutní nebo chronické poškození zdraví nebo smrt
toxické		po vdechnutí, požití nebo proniknutí kůží mohou i v malém množství způsobit akutní nebo chronické poškození nebo smrt
zdraví škodlivé		po vdechnutí, požití nebo po proniknutí kůží mohou způsobit akutní nebo chronické poškození zdraví nebo smrt
žiravé		po styku s živou tkání mohou způsobit její zničení
dráždivé		nemají vlastnosti žiravin, ale při přímém dlouhodobém nebo opakovaném styku s kůží nebo sliznicí mohou vyvolat zánět
senzibilizující		po vdechnutí nebo proniknutí kůží mohou vyvolat přecitlivělost tak, že po další expozici vznikají charakteristické příznaky
karcinogenní		po vdechnutí, požití nebo proniknutí kůží mohou vyvolat nebo zvýšit četnost výskytu rakovin
mutagenní		po vdechnutí, požití nebo proniknutí kůží mohou vyvolat nebo zvýšit četnost výskytu genetických poškození
toxické pro reprodukci		po vdechnutí, požití nebo proniknutí kůží mohou vyvolat nebo zvýšit četnost výskytu nedědičných poškození potomků, poškození reprodukčních funkcí nebo schopností reprodukce muže nebo žen
nebezpečné pro životní prostředí		po proniknutí do životního prostředí představují nebo mohou představovat okamžité nebo opožděné nebezpečí

Úkol: Vezměte láhev s acetonitrilem, methanolem a chloroformem. Do jaké třídy látek patří? Určete stupeň jejich nebezpečnosti

Zařízení a nástroje: Nesprávné použití laboratorního vybavení může vést k mechanickým zraněním nebo úrazům elektrickým proudem.

Organizace práce: Nedostatečná znalost postupů a špatná organizace práce mohou vést k nehodám a zraněním.

2.1 PRAVIDLA CHOVÁNÍ V LABORATOŘI

1. Svrchní oděv pověste na věšák, tašky a batohy dejte pod stůl nebo je nechte u věšáku.
2. V laboratoři je při provádění práce nutné dodržovat čistotu.
3. Přístupy k požárnímu vybavení musí být vždy volné a nesmí být zablokovány žádnými předměty, ani na krátkou dobu.
4. Studenti jsou povinni používat osobní ochranné prostředky při práci v laboratoři – laboratorní plášť a, pokud je to nutné, také gumové rukavice a ochranné brýle.
5. Dodržujte pořádek na pracovním stole. Kromě potřebných přístrojů mohou být na stole pouze pracovní sešit, tužka nebo pero. Po práci je nutné uklidit své pracovní místo.
6. Počet studentů v laboratoři nesmí překročit počet individuálních pracovních míst.
7. Náhodně rozsypané nebo rozlité chemikálie na pracovním stole, nábytku nebo podlaze je nutné okamžitě uklidit. Látky rozlité na podlahu nebo stůl mohou studenti neutralizovat a odstranit pod dohledem učitele nebo laboranta. Při kontaktu roztoků nebo sypkých chemikálií s pokožkou je třeba postižená místa důkladně opláchnout velkým množstvím vody.
8. Před provedením praktických prací je nutné nastudovat postup všech operací a dodržovat jej během experimentu. Před zahájením laboratorní práce je student povinen se seznámit s metodikou a požadavky na její bezpečné provedení.
9. Před prováděním praktických prací je nutné dbát maximální opatrnosti, být pečlivý a pozorný. Nedostatečná znalost přístrojů, zařízení a vlastností chemických látek může vést k nehodám.
10. Odebírat kyseliny a zásady do pipet ústy je zakázáno; k tomu je třeba používat gumovou balonkovou pumpu nebo jiné pomůcky pro odběr vzorků. Vzorky kyselin a zásad se odebírají do nádob, které se pevně uzavírají zátkami, a to v množství ne více než 80 % jejich objemu. Při přípravě roztoků z koncentrovaných kyselin se nádoba naplní z poloviny studenou vodou a poté se do ní přidávají malé dávky látky (tenkým proudem při neustálém míchání). Nalévání vody do kyseliny je zakázáno. Po ochlazení roztoku se přidáním vody upraví na požadovaný objem a koncentraci.
11. Použité kyseliny a zásady se shromažďují odděleně ve speciálních nádobách; po neutralizaci se vylévají do kanalizace nebo na speciálně vyhrazené místo.
12. Tvrdé zásady se musí rozpouštět postupným přidáváním malých kousků do vody při neustálém míchání. Kousky zásady je třeba brát pinzetou.
13. Odebírat vzorky tvrdé zásady je dovoleno plastovou nebo porcelánovou lžičkou. Používání kovových lžiček a nasypávání zásady z nádob přes okraj je zakázáno. K vážení zásady je třeba používat porcelánové nebo tepelně odolné chemické skleněné nádoby. Použití papíru pro tento účel je zakázáno.
14. Při míchání látek, které uvolňují teplo, je třeba používat tepelně odolné tlustostěnné skleněné nebo porcelánové nádoby.

V laboratořích je zakázáno:

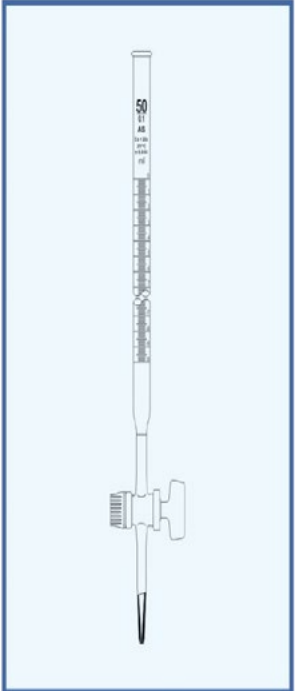
1. Provádět výzkum bez dodržování bezpečnostních pravidel.
2. Přítomnost studentů v laboratoři bez vyučujícího nebo laboranta je zakázána.
3. Jíst, používat chemické nádobí k pití vody nebo jiných tekutin, ochutnávat chemikálie nebo brát sypké látky rukama. Chemické látky je nutné brát pouze špachtlí, pinzetou nebo lžičkou. Zápach látek je nutné určovat opatrně, aniž byste se zhluboka nadechovali, a páry nebo plyny směřujte k sobě pohybem ruky.
4. Používat znečištěné, rozbité nebo vadné laboratorní sklo.
5. Vdechovat látky, přibližovat nádoby k obličeji nebo míchat chemikálie v blízkosti obličeje.
6. Vylévat do dřezu chemikálie a výbušné látky.
7. Pracovat o samotě.
8. Uchovávat a používat látky s neznámým složením a expirační dobou.
9. Používat rozbité elektrické zařízení a pracovat bez kontroly jeho uzemnění.
10. Pracovat při špatném osvětlení.

2.2 LABORATORNÍ SKLO

Realizace jakéhokoli experimentu v laboratoři je nemožná bez použití chemického laboratorního skla (Tabulka 2). Čistota tohoto skla má zásadní význam při analytickém výzkumu. Pokud nedochází k řádné chemické přípravě například, kvůli nedostatečné přesnosti, mohou být výsledky zkresleny a vést k chybným závěrům.

Tabulka 2 Sklo a její používání (zdroj foto <https://www.mercishop.cz/>).

Sklo	Název	Používání
	Kádinka	Jsou k dispozici v různých objemech od 5 ml do 5 l a slouží k provádění chemických reakcí, rozpouštění látek, přípravě roztoků, a ředění kapalin. Na některých kádinkách je objemová stupnice, která však slouží pouze k získání hrubého odhadu objemu a není vhodná pro přesné měření objemu kapaliny.
	Laboratorní stojan	Umožňuje upevnění předmětů nad pracovní plochou.
	Váženky	Slouží k vážení látek
	Odměrný válec	Slouží k měření objemu kapalin, ale jejich přesnost je poměrně nízká, jsou méně přesné než odměrné baňky, ale mnohem přesnější než kádinky.
	Zkumavky	Slouží k provedení chemických reakcí. Jsou k dispozici v různých objemech od 0,2 ml do 50 ml

	Skleněné pipety	Pipety jsou určeny k přesnému měření objemu kapalin. Jsou kalibrovány na konkrétní objem. Existují dva typy pipet: nedělené, které mají pevně stanovený objem, a dělené, které mají stupnici umožňující odměření různých objemů.
	Byreta	Používají se pro měření objemu kapalin při titracích. Jsou opatřeny stupnicí s kalibrací a ve spodní části mají kohout pro regulaci toku kapaliny. Titrací činidlo se do byrety nalévá shora pomocí skleněné nálevky. Byrety se používají při titracích nebo v situacích, kdy je potřeba opakovaně měřit stejný objem kapaliny. Jedná se o kalibrované skleněné nebo plastové trubice uzavřené kohoutem. Byreta se upevňuje svisle na stojan pomocí držáku. Po uzavření kohoutu se byreta opatrně naplní požadovanou kapalinou pomocí nálevky. Po odstranění nálevky se kohout lehce otevře, aby se vypustilo malé množství kapaliny, dokud dolní meniskus nedosáhne rysky. Nyní je byreta připravena k titrování. Titrací činidlo se vypouští kohoutem a objem se sleduje na stupnici. Mezi klíčové úkony při práci s byretou patří správné odečítání objemu, které se provádí dvakrát: nejprve při určení nulové značky a poté při měření vypuštěného objemu. Při odečítání objemu je důležité používat stejnou metodu, protože se zaznamenává změna objemu. V rutinních laboratořích se často používají automatické byrety.
	Baňka odměrná	Slouží k přípravě roztoků o přesně známé koncentraci nebo pro přesné ředění roztoků. Vzhledem k tomu, že analytické váhy patří k nejpřesnějšímu chemickému laboratornímu vybavení, je přesnost koncentrace připraveného roztoku limitovaná přesností, s níž jsme schopni odměřit objem. To znamená relativní chybu 0,06 %. Odměrné baňky jsou kalibrovány na dolítí. Jsou obvykle vyrobeny z velmi tenkého skla (vzácně mohou být i plastové), mají dlouhé úzké hrdlo a na něm značku (tzv. rysku) označující, kam má sahat dolní okraj menisku roztoku, je-li v baňce přesně takový objem roztoku, jako udává údaj na odměrné baňce. Hrdlo mohou mít buď bez zábrusu (je nutno použít pryžovou zátku), nebo se zábrusem (jsou dodávány buď se zátkou plastovou, nebo skleněnou). Ve většině případů je možno jednou odměrnou baňkou měřit jeden konkrétní objem.
	Skleněná tyčinka	Slouží k míchání roztoků

	Erlenmeyerovy baňky	Je kónická baňka s plochým dnem. Používá se např. k uchovávání roztoků, které mají být ochlazeny tekoucí vodou. Její výhodou je úzké hrdlo, které zmenšuje nebezpečí vniknutí vody dovnitř baňky a následné kontaminace jejího obsahu. Díky úzkému hrdlu je také možné Erlenmeyerovu baňku snadno uzavřít. S výhodou ji lze použít i k přechovávání roztoků, u kterých se očekávají prudší pohyby (protřepávání na třepačce, přenos do jiné laboratoře apod.).
	Pasteurovy pipety	Slouží k dávkování vzorků po kapkách. Vyrábějí se buď plastové nebo skleněné. Snadno je získáme vytážením ze zahřáté skleněné trubičky.
	Nálevky	Slouží především k bezpečnému nalévání kapalin do nádob s relativně úzkým hrdlem
	Titrační baňka	Se vyznačuje plochým dnem a širokým hrdlem. Používá se při ručním míchání během titrace. Kromě toho lze místo titrační baňky použít i kádinku (pokud např. mícháme pomocí magnetického míchadla).
	Stříčka	Slouží jako příruční středně velký zásobník vody nebo jiné kapaliny k rychlému nadávkování, většinou rozpouštědla, např. pro promývání při filtraci, mytí laboratorního skla.
	Špachtle, kopisti, lžičky	Používáme při navažování pevných látek. Podle účelu použití se vyrábějí v různých velikostech, tvarech a z různých materiálů (nerez, porcelán, plast).

2.3 ČISTĚNÍ SKLA

Po dokončení laboratorní práce myjeme sklo a použitou chemickou nádobu ihned po provedení práce. K tomu postačí použít mycí prostředek a houbičku, dobře opláchnout. Posledním krokem je opláchnutí skla destilovanou vodou.

2.4 VÁŽENÍ VZORKU

Nezbytným vybavením každé chemické laboratoře jsou váhy, které slouží k určování hmotnosti a tím umožňují kvantitativní sledování průběhu a výsledků experimentálních prací v chemické laboratoři. Podle cíle práce a požadavků na přesnost vážení se v chemických laboratořích používají různé druhy mechanických a elektronických vah.

Elektronické váhy jsou navrženy pro přesné a efektivní vážení různých pevných a kapalných látek. Při používání automatických vah je důležité dodržovat následující zásady, aby byla zajištěna maximální přesnost a spolehlivost měření:



Obr. 1 Elektronické váhy

- Před zahájením vážení zkontrolujte, zda jsou váhy správně kalibrovány. Automatické váhy často obsahují interní kalibrační mechanismy, které lze aktivovat podle potřeby.
- Před každým vážením ověřte, zda váhy ukazují nulovou hodnotu. Pokud ne, stiskněte "0" nebo "T" na váhách.
- Vážený předmět vždy umístěte doprostřed vážicí plochy. Ze všech stran zavřete dveře vah.
- Pro vážení kapalin nebo jemných prášků použijte vhodné nádoby nebo váženky. Nikdy nakládejte vážené látky přímo na vážicí plochu, aby nedošlo k poškození vah nebo kontaminaci.
- Udržujte vážicí plochu a okolí vah v maximální čistotě.
- Na misku vah nenakládáme špinavé, mokré nebo horké předměty. Horké předměty ochlazujeme v exsikátoru. Váhy chráníme před jakýmkoliv stykem s agresivními látkami.
- Váhy musí být umístěné na stabilní a rovnou plochu, mimo zdroje vibrací a průvanů.
- Po dokončení vážení ověřte, zda se váhy vrátily do nulové polohy. Pokud ne, proveďte reset nebo kalibraci. Vypnete váhy.
- Pravidelně provádějte údržbu podle doporučení výrobce, včetně kontrol a kalibrace.

Dodržováním těchto zásad zajistíte, že vaše váhy budou poskytovat přesná a spolehlivá měření při každém použití.

3 PRAKTICKÉ CVIČENÍ Nº 1

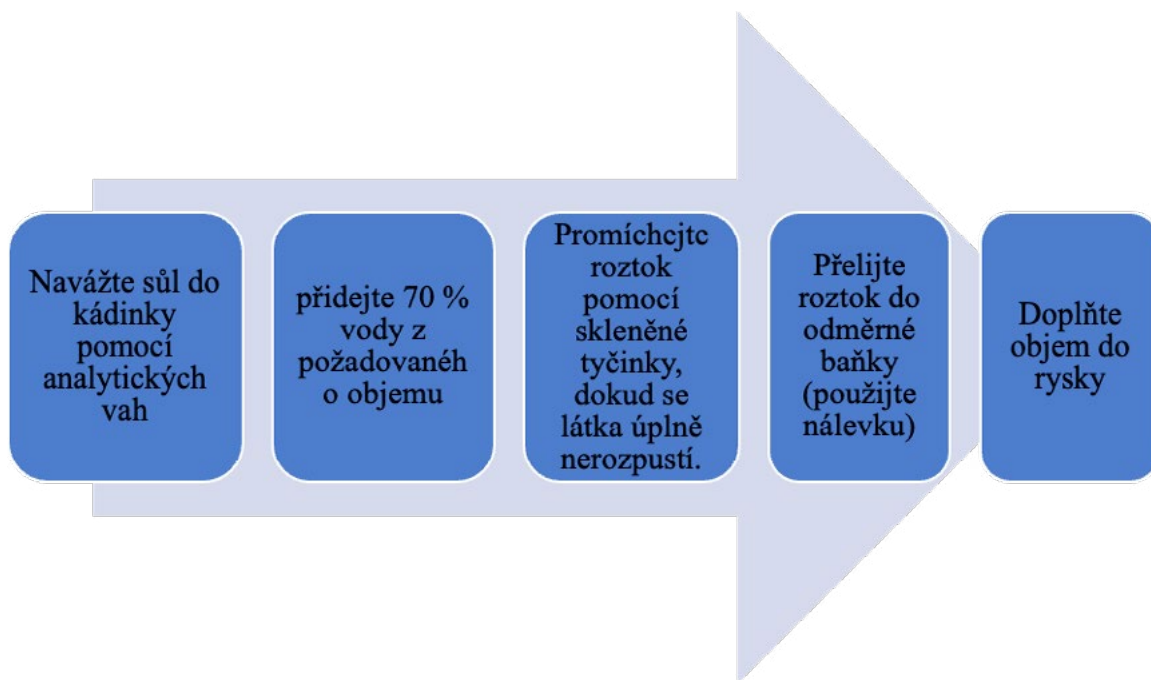
3.1 PŘÍPRAVA ROZTOKU

Roztok je homogenní směs dvou nebo více látek, kde je jedna látka, nazývaná rozpouštěná látka, rovnoměrně rozptýlena v jiné látce, která se označuje jako rozpouštědlo. Roztoky mohou existovat v různých fázích, v závislosti na rozpouštědle – mohou být kapalné, pevné nebo plynné. Příklady roztoků zahrnují kapalný roztok, jako je cukr rozpouštěný ve vodě, který tvoří sladkou vodu; pevný roztok, jako jsou slitiny, například bronz, který je směsí mědi a cínu; a plynný roztok, jako je vzduch, což je směs různých plynů, především dusíku a kyslíku.

Fyzikálně-chemický proces, při kterém dochází k interakci částic rozpouštěné látky a rozpouštědla, což vede ke vzniku homogenní stabilní soustavy proměnného složení, se nazývá *rozpouštění*. Chemická stránka procesu rozpouštění spočívá v rozrušení vazeb mezi částicemi rozpouštěné látky a jejich interakci s molekulami rozpouštědla. Při rozpouštění probíhají fyzikální procesy vzájemné difúze částic rozpouštěné látky a molekul vody.

Mezi důležité pojmy související s roztoky patří:

- *Rozpouštědlo* - látka, ve které je jiná látka rozpuštěna. Nejčastějším rozpouštědlem je voda.
- *Rozpouštěná látka* - látka, která je rozpuštěna v rozpouštědle.
- *Nasycený roztok* - roztok, ve kterém již není možné rozpustit více rozpouštěné látky při dané teplotě.
- *Nenasycený roztok* - roztok, který obsahuje méně rozpouštěné látky, než je jeho maximální kapacita při dané teplotě.
- *Přesycený roztok* - roztok, který obsahuje více rozpouštěné látky, než odpovídá jeho rovnovážnému stavu při dané teplotě. Přesycené roztoky jsou nestabilní a mohou snadno krystalizovat.
- Příklad přípravy roztoku je na Obr. 2.



Obr. 2 Příprava roztoku soli

3.2 VÝPOČTY POTŘEBNÉ K PŘÍPRAVĚ ROZTOKU.

Látkové množství (n) je základní chemická veličina, která vyjadřuje počet částic (atomů, molekul, iontů apod.) v určitém množství látky. Jeden mol je takové množství látky, které obsahuje tolik částic, kolik je atomů v 0,012 kg izotopu uhlíku ${}^{12}\text{C}$. Tento počet částic přibližně vyjadřuje Avogadrova konstanta $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Atomová hmotnost je hmotnost jednoho atomu vyjádřená v atomových hmotnostních jednotkách (amu) nebo daltonách (Da). Atomová hmotnost odráží průměrnou hmotnost atomu určitého prvku a je založena na hmotnostech jeho izotopů a jejich relativních zastoupeních. Atomová hmotnost se měří v **atomových hmotnostních jednotkách (amu)** nebo **daltonách (Da)** $1 \text{ amu} = 1 \text{ Da} = 1,660539 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$.

Molární hmotnost (M) je hmotnost jednoho molu látky, vyjádřená v gramech na mol (g/mol). Je to fyzikální veličina, která udává, jakou hmotnost má jeden mol dané látky. U výpočtu molární hmotnosti se používají atomové hmotnosti, které jsou uváděny v periodické tabulce prvků

Molekulová relativní hmotnost má stejnou hodnotu, ale je bez jednotky.

Příklady výpočtu molární hmotnosti:

1. Molární hmotnost vody (H_2O):

- Atomová hmotnost vodíku (H) je přibližně 1.
- Atomová hmotnost kyslíku (O) je přibližně 16.
- Molární hmotnost vody se vypočítá jako:

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times A(\text{H}) + A(\text{O}) = 2 \times 1 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

2. Molární hmotnost chloridu sodného (NaCl):

- Atomová hmotnost sodíku (Na) je přibližně 23.
- Atomová hmotnost chloru (Cl) je přibližně 35,5.
- Molární hmotnost NaCl se vypočítá jako:

$$M(\text{NaCl}) = A(\text{Na}) + A(\text{Cl}) = 23 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 35,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 58,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Látkové množství může být vyjádřeno různými způsoby: jako podíl objemu látky a jejího molárního objemu, nebo jako poměr skutečného počtu částic k počtu částic v jednom molu (Avogadrova konstanta). Vzorce pro výpočet látkového množství jsou:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{V}{V_m} = \frac{N}{N_A}$$

kde n je látkové množství,

m je hmotnost látky,

M je molární hmotnost,

V je objem látky,

V_m je molární objem, $V_m = 22,41 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}$ Platí za standardního tlaku: $p = 101,325 \text{ kPa}$ (kilopaskalů) a standardní teploty $T = 273,15 \text{ K}$ (Kelvinů). Avogadrův zákon - jeden mol plynů za stejných podmínek (stejný tlak, teplota) zaujímá stejný objem.

N je počet částic.

N_A je Avogadrova konstanta.

Příklad: Vypočítejte látkové množství 50 gramů chloridu sodného (NaCl).

Úkol	Řešení
$m(\text{NaCl}) = 50 \text{ g}$ $n = ?$	Použijeme vzorec pro výpočet látkového množství: $n = \frac{m}{M}$ Zjistíme molární hmotnost NaCl: Z periodické tabulky • Atomová hmotnost sodíku (Na) je přibližně 23 g/mol. • Atomová hmotnost chloru (Cl) je přibližně 35,5 g/mol. • Molární hmotnost NaCl je součet těchto dvou atomových hmotností • $M(\text{NaCl}) = A(\text{Na}) + A(\text{Cl}) = 23 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 35,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 58,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ Dosadíme do vzorce látkového množství: $n = \frac{m}{M} = \frac{50 \text{ g}}{58,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,86 \text{ mol}$ Látkové množství 50 gramů NaCl je přibližně 0,86 mol.

Příklad: Jaký objem zaujímá za standardních podmínek 50 g chloru Cl_2 ?

Úkol	Řešení
$m(\text{Cl}_2) = 50 \text{ g}$ $V(\text{Cl}_2) - ?$	1. Zjistíme molární hmotnost Cl_2 Chlor (Cl_2) je diatomický molekulární plyn, takže molární hmotnost se skládá ze dvou atomů chloru: Atomová hmotnost chloru (Cl) je přibližně 35,453 g/mol. Molární hmotnost Cl_2 je: $M(\text{Cl}_2) = 2 \times A(\text{Cl}) = 2 \times 35,453 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 70,906 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ Použijeme vzorec: $n = \frac{m}{M} = \frac{50 \text{ g}}{70,908 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,706 \text{ mol}$ 3. Vypočítáme objem za standardních podmínek Standardní podmínky (STP) jsou definovány jako teplota 0°C (273,15 K) a tlak 1 atm. Za těchto podmínek zaujímá 1 mol ideálního plynu objem přibližně $22,414 \frac{\text{l}}{\text{mol}}$ Objem V se vypočítá jako: $V = n \times V_m$ kde: $n = 0,706 \text{ mol}$ $V_m = 22,414 \frac{\text{l}}{\text{mol}}$ Dosadíme do vzorce: $V = 0,706 \text{ mol} \times 22,414 \frac{\text{l}}{\text{mol}} = 15,8 \text{ l}$ Za standardních podmínek zaujímá 50 gramů chloru (Cl_2) objem přibližně 15,8 litru.

Příklad: Kolik částic obsahuje 5,3 molu HCl?

Úkol	Řešení
$n(\text{HCl}) = 5,3 \text{ mol}$ $N - ?$	Počet částic v určitém množství látky lze vypočítat pomocí vzorce: $n = \frac{N}{N_A}$ N je počet částic N_A je Avogadrova konstanta $N = n \times N_A = 5,3 \times 6,02 \times 10^{23} = 3,19 \times 10^{24} \text{ částic.}$ 5,3 molu HCl obsahuje přibližně částic. $3,19 \times 10^{24}$ částic.

Hmotnostní zlomek w

Hmotnostní zlomek je veličina, která vyjadřuje podíl hmotnosti určité složky v směsi nebo roztoku k celkové hmotnosti směsi nebo roztoku. Je to bezrozměrná veličina a obvykle se vyjadřuje jako desetinné číslo nebo v procentech.

$$w_a = \frac{m_a}{m} \times 100 \%$$

m_a – hmotnostní díl látky a ; m – hmotnost celé soustavy.

Příklad: Pokud máme směs, která obsahuje 30 gramů složky A a 70 gramů složky B, hmotnostní zlomek složky A je:

$$w_a = \frac{m_a}{m} = \frac{30 \text{ g}}{30 \text{ g} + 70 \text{ g}} = \frac{30}{100} = 0.30 \text{ nebo } 30\%$$

Příklad: Spočítejte hmotnost chloridu sodného a objem destilované vody potřebný k přípravě roztoku o hmotnosti 300 g s hmotnostním zlomkem soli 5 %

Úkol	Řešení
$m = 300 \text{ g}$ $w = 5 \%$ $V(\text{H}_2\text{O}) - ?$ $m_a(\text{NaCl}) - ?$	$w_a = \frac{m_a}{m} \times 100 \%$ Upravíme vzorec na výpočet hmotnosti rozpouštěné látky m_a $m_a = w_a \times m$ Dosadíme hodnoty: $m_a = 0,05 \times 300 = 15 \text{ g}$ Celková hmotnost roztoku (m) je součet hmotnosti soli ($m_a(\text{NaCl})$) a hmotnosti vody ($m_v(\text{H}_2\text{O})$) $m = m_a + m_v$ Odtud: $m_v = m - m_a = 300 \text{ g} - 15 \text{ g} = 285 \text{ g}$ Shrnutí • Hmotnost chloridu sodného (NaCl): 15 g • Objem destilované vody: 285 g (předpokládáme, že hustota vody je přibližně 1 g/ml, takže objem vody bude 285 ml) Poznámka: Uvažujeme, že hustota vody je 1 g/ml, takže hmotnost v gramech se rovná objemu v mililitrech.

Látková koncentrace c:

Látková koncentrace (nebo molární koncentrace) je míra, která vyjadřuje množství látky rozpuštěné v jednotkovém objemu roztoku. Tento pojem je zásadní v chemii pro pochopení, jak silný nebo koncentrovaný je roztok. Látková koncentrace se nejčastěji udává v jednotkách molarity, která je definována jako počet molů látky v jednom litru roztoku $\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ (možný je i zápis $\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$). Pokud 1 litr roztoku obsahuje 1 mol rozpuštěné látky, $c = 1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$, roztok označíme jako tzv. jedno molární roztok (1 M).

$$c = \frac{n}{V}$$

c je látková koncentrace (molární koncentrace) v $\frac{\text{mol}}{\text{l}}$ (M),

n je množství látky v molech (mol),

V je objem roztoku v litrech (l).

Příklad: Pokud máte roztok, ve kterém je rozpuštěno 2 moly NaCl v 0,5 litru vody, látková koncentrace NaCl v roztoku bude:

Úkol	Řešení
n (NaCl) = 2 mol V (H ₂ O) = 0,5 l C (NaCl) - ?	Pro výpočet látkové koncentrace (molární koncentrace) NaCl v roztoku použijeme následující vzorec: $c = \frac{n}{V}$ Dosadíme do vzorce: $c = \frac{n}{V} = \frac{2 \text{ mol}}{0,5 \text{ l}} = 4 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$ Shrnutí: Látková koncentrace NaCl v roztoku je $4 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$

Příklad: Určete molární koncentraci NaOH v roztoku, jestliže jeho vodný roztok vznikl smísením 2,0 g hydroxidu s vodou na objem 250 ml roztoku. M NaOH je $40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Úkol	Řešení
$m(\text{NaOH}) = 2,0 \text{ g}$ $V = 250 \text{ ml} = 0,25 \text{ L}$ $M(\text{NaOH}) = 40 \text{ g/mol}$ $C(\text{NaOH}) = ?$	Pro výpočet molární koncentrace NaOH v roztoku je třeba postupovat podle následujících kroků: 1. Výpočet počtu molů NaOH Nejprve je třeba převést hmotnost NaOH na počet molů. Použijeme k tomu vzorec: $n = \frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH})} = \frac{2,0 \text{ g}}{40 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,05 \text{ mol}$ kde: • m je hmotnost NaOH (g), • M je molární hmotnost NaOH ($40 \frac{\text{mol}}{\text{g}}$). Objem roztoku je 250 ml, což je 0,250l Nyní vypočítáme molární koncentraci: $c = \frac{n}{V} = \frac{0,05 \text{ mol}}{0,25 \text{ l}} = 0,20 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$ Molární koncentrace NaOH je tedy $0,20 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$.

Hustota ρ

Hustota homogenní soustavy je rovna podílu hmotnosti a objemu dané soustavy nebo podílu molární hmotnosti a molárního objemu čisté látky. V mezinárodním systému jednotek (SI) je hustota měřena v kilogramech na metr krychlový (kg/m^3). V dalších jednotkách může být například v gramech na centimetr krychlový (g/cm^3) nebo v gramech na mililitr (g/ml).

$$\rho = \frac{m}{V}$$

Kde: m – hmotnost látky; V – objem látky;

Příklady:

1. Voda: Hustota vody je přibližně 1 g/cm^3 (nebo 1000 kg/m^3) při standardních podmínkách.
2. Ocel: Hustota oceli je přibližně $7,85 \text{ g/cm}^3$ (nebo 7850 kg/m^3).
3. Olovo: Hustota olova je přibližně $11,34 \text{ g/cm}^3$ (nebo 11340 kg/m^3).

Příklad: Jaká je látková koncentrace 36,5% HCl o hustotě $1,18 \frac{\text{g}}{\text{ml}}$? $M = 36,46 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$.

Úkol	Řešení
$w = 36,5\%$ $\rho = 1,18 \frac{g}{ml}$ $M = 36,36 \frac{g}{mol}$ $c = ?$	Vypočítáme hmotnost HCl ve 1000 ml roztoku: $m = \rho \times V = 1,18 \frac{g}{ml} \times 1000 ml = 1180 g$ Hmotnost HCl ve 1000 ml: $m(HCl) = w \times m = 0,365 \times 1180 = 430,7 g$ Vypočítáme látkové množství HCl: $n = \frac{m(HCl)}{M(HCl)} = 11,81 mol$ Vypočítáme látkovou koncentraci: $c(HCl) = \frac{n(HCl)}{V} = \frac{11,81 mol}{1 l} = 11,81 \frac{mol}{l}$

Objemový zlomek φ

Objemový zlomek (φ) je bezrozměrná veličina, která vyjadřuje podíl objemu jedné složky ve směsi k celkovému objemu směsi.

$$\varphi = \frac{V_a}{V(roztok)} \times 100 \%$$

V_a – objem složky a

$V(roztok)$ - celkový objem směsi.

Příklad: Roztok ethanolu ve vodě obsahuje 220 ml absolutního alkoholu ve 250 ml roztoku. Hustota roztoku je $0,84 \frac{g}{ml}$, hustota ethanolu je $0,80 \frac{g}{ml}$. Vypočítejte: a) objemový zlomek ethanolu b) hmotnostní zlomek ethanolu c) látkovou koncentraci ethanolu.

Úkol	Řešení
$V(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 220 \text{ ml}$ $V_{\text{roz}} = 250 \text{ ml}$ $\rho = 0,80 \frac{\text{g}}{\text{ml}}$ $M = 46,07 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ φ - ? w - ? c - ?	Objemový zlomek ethanolu: $\varphi = \frac{V(\text{ethanol})}{V(\text{roztok})} \times 100 \%$ $\varphi = \frac{220}{250} \times 100\% = 88\%$ Hmotnostní zlomek ethanolu: $w = \frac{m(\text{ethanol})}{m(\text{roztok})} \times 100 \%$ Vypočítáme hmotnost ethanolu: $m(\text{ethanol}) = \rho \times V = 0,80 \frac{\text{g}}{\text{ml}} \times 220 \text{ ml} = 176 \text{ g}$ Vypočítáme hmotnost roztoku: $m(\text{roztok}) = \rho \times V = 0,84 \frac{\text{g}}{\text{ml}} \times 250 \text{ ml} = 210 \text{ g}$ Hmotnostní zlomek ethanolu: $w = \frac{m(\text{ethanol})}{m(\text{roztok})} \times 100 \% = \frac{176 \text{ g}}{210 \text{ g}} \times 100 \%$ $= 83,8 \%$ Látková koncentrace ethanolu: $c(\text{ethanol}) = \frac{n(\text{ethanol})}{V}$ Vypočítáme látkové množství ethanolu $n = \frac{m(\text{ethanol})}{M(\text{ethanol})} = \frac{176 \text{ g}}{46,07 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 3,82 \text{ mol}$ Dosadíme do vzorce: $c(\text{ethanol}) = \frac{3,82 \text{ mol}}{0,250 \text{ l}} = 15,28 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$

3.2.1 PŘEPOČET KONCENTRACÍ

$w_a = \frac{m_a}{m}$ - Hmotnostní zlomek se vypočítá jako podíl hmotnosti látky (m_a) k celkové hmotnosti roztoku (m).

$c = \frac{n}{V}$ - Molární koncentrace se určuje jako podíl látkového množství (n) k objemu roztoku (V).

$n = \frac{m}{M}$ - Látkové množství (n) je dáno poměrem hmotnosti látky (m) k její molární hmotnosti (M)

$c = \frac{m}{M \times V}$ - Tento vztah vzniká kombinací předchozích dvou vztahů. Dosazením $n = \frac{m}{M}$ do výrazu pro koncentraci

dostaneme tento vztah: $c = \frac{m}{M \times V}$

$m = c \times V \times M$ - Vyjádření hmotnosti látky m z předchozího vztahu, kde se molární koncentrace c násobí objemem V a molární hmotností M .

$m_c = \rho \times V$ - Tento vztah vyjadřuje hmotnost celého roztoku m_c jako součin hustoty ρ objemu roztoku V

Všechny tyto výrazy můžeme zkombinovat, abychom vyjádřili hmotnostní zlomek w jinými veličinami:

$w_a = \frac{m_a}{m}$ Dosadíme za $m_a = c \times V \times M$ a za $m = \rho \times V$

$$w = \frac{c \times V \times M}{\rho \times V}$$

Objem V se zkrátí:

$$w = \frac{c \times M}{\rho}$$

Tím dostaneme, že hmotnostní zlomek w závisí na molární koncentraci, molární hmotnosti M a hustotě roztoku ρ
 w – hmotnostní zlomek (bezrozměrná veličina)

m_a – hmotnost rozpuštěné látky (např. v gramech, g)

m – hmotnost celého roztoku (např. v gramech, g)

c – molární koncentrace roztoku ($\frac{\text{mol}}{\text{l}}$)

n – látkové množství rozpuštěné látky (mol)

V – objem roztoku (litry, l)

M – molární hmotnost látky ($\frac{\text{g}}{\text{mol}}$)

ρ – hustota roztoku ($\frac{\text{g}}{\text{l}}$)

To jsou základní výpočty, se kterými se každý vědec v chemické laboratoři setkává. Některé výpočtové dovednosti jsou užitečné i v každodenním životě při přípravě jídla, roztoků čisticích prostředků, hnojiv nebo pesticidů. Například v kuchařce je uveden recept na jídlo, které vyžaduje 5% ocet, ale v obchodě je k dispozici pouze 9% ocet. Je jasné, že hmotnostní zlomek kyseliny octové je u 9% octa 1,8 krát větší než u 5% octa, což znamená, že je třeba použít 9% ocet v množství 1,8 krát menším než je uvedeno v receptu.“

Příklad: Kolik miligramů kofeinu je obsaženo v jednom šálku kávy připraveném ze 7 g mleté kávy o průměrném obsahu kofeinu 2 %, jestliže účinnost extrakce horkou vodou není vyšší než 80 % ?

Úkol	Řešení
m (kávy) – 7g w (kofeinu) – 2 % E (účinnost extrakce) – 80 % m (kofeinu) - ?	Vypočítáme hmotnost kofeinu v použité kávě před extrakcí $m(\text{kofein před extrakcí}) = m(\text{káva}) \times w(\text{kofein})$ $= 7 \text{ g} \times 0,02 = 0,14 \text{ g}$ Vypočítáme množství kofeinu extrahovaného do šálku kávy: $m(\text{kofein po extrakci}) = m(\text{káva}) \times E$ $= 0,14 \text{ g} \times 0,8 = 0,112 \text{ g}$ Převědeme výsledek na miligramy $m(\text{kofein po extrakci}) = 0,112 \text{ g} \times 1000 = 112 \text{ mg}$ V jednom šálku kávy připraveném ze 7 g mleté kávy je přibližně 112 mg kofeinu.

3.2.2 KŘÍŽOVÉ PRAVIDLO

Křížové pravidlo je jednoduchá metoda používaná zejména při výpočtech směsí nebo ředění roztoků. Slouží k výpočtu potřebného množství složek, když chceme smíchat dvě různé koncentrace roztoků, abychom získali požadovanou výslednou koncentraci.

Křížové pravidlo se používá například v případě, že máte dva roztoky o různých koncentracích a chcete smíchat určitá množství těchto roztoků, abyste získali roztok o nové (třetí) koncentraci.

$$m_1 + m_2 = m_3$$

$$m_1 \times w_1 + m_2 \times w_2 = m_3 \times w_3$$

nebo:

$$n_1 + n_2 = n_3$$

$$V_1 \times c_1 + V_2 \times c_2 = V_3 \times c_3$$

Pro výpočty lze použít křížové pravidlo:

$$\begin{array}{ccc}
C_1 & & C_3 - C_2 \\
& C_3 & \\
& \text{požadovaná} & \\
& \text{koncentrace} & \\
C_2 & & C_1 - C_3
\end{array}$$

Vypočítejte absolutní rozdíl mezi koncentrací složek a výslednou koncentrací

$$A = C_3 - C_2$$

$$B = C_1 - C_3$$

Poměry složek jsou dány jako A:B

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{c_3 - c_2}{c_1 - c_2}$$

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{w_3 - w_2}{w_1 - w_2}$$

Příklad: Máme roztok s koncentrací 30 % C_1 a 10% C_2 a chceme připravit 1 litr směsi s koncentrací 20 % C_3

30

20 - 10 = 10

20

požadovaná koncentrace

10

30 - 20 % = 10

Poměr složek je tedy 1 : 1.

Vypočítáme množství složek: Celkový objem směsi je 1 litr.

$C_1 : 2 = 0,5 \text{ l}$

$C_2 : 2 = 0,5 \text{ l}$

Příklad: Vypočítejte kolik g vody je potřeba přidat k 300 g 8% roztoku NaCl aby vznikl 5% roztok?

- Původní roztok: $C_1 = 8\%$
- Voda: $C_2 = 0\%$
- Požadovaný roztok: $C_3 = 5\%$
- Umístíme hodnoty do schématu:

8

5-0 = 5

5

požadovaná koncentrace

0

8-5 = 3

Poměr složek je tedy: 3: 5

Celková hmotnost původního roztoku je 300 g.

Podle poměru vypočítáme celkovou hmotnost výsledného roztoku (m_2):

$$m_2 = m_1 \times \frac{(3 + 5)}{5} = 300 \times \frac{8}{5} = 480 \text{ g}$$

Hmotnost vody je: $m(\text{voda}) = 480 \text{ g} - 300 \text{ g} = 180 \text{ g}$

3.2.3 ŘEDĚNÍ ROZTOKU

Ředění roztoku je proces, při kterém se koncentrace roztoku snižuje přidáním dalšího rozpouštědla, obvykle vody. Tento proces je běžný v chemii a laboratorní praxi, kdy je třeba upravit koncentraci roztoku na požadovanou úroveň.

Postup ředění roztoku:

1. Základní vzorec pro ředění: $C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$

C_1 je počáteční molární koncentrace roztoku,

V_1 je objem počátečního roztoku,

C_2 je konečná molární koncentrace roztoku po ředění,

V_2 je konečný objem roztoku po ředění.

2. Příklad ředění:

Chcete-li z 1 M roztoku kyseliny chlorovodíkové (HCl) připravit 0,1 M roztok, kolik mililitrů původního roztoku potřebujete, pokud chcete připravit 500 ml konečného roztoku?

Použijeme vzorec pro ředění: $C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$

Dosadíme hodnoty:

$$1 \text{ M} \times V_1 = 0,1 \text{ M} \times 0,5 \text{ l}$$

$$V_1 = \frac{0,1 \text{ M} \times 0,5 \text{ l}}{1 \text{ M}} = 50 \text{ ml}$$

Takže potřebujete 50 ml původního roztoku a doplníte jej vodou do konečného objemu 500 ml.

Jak na to:

1. Odměřte požadovaný objem původního roztoku (např. 50 ml z 1 M roztoku).
2. Přidejte tento objem do nádoby.
3. Doplněte objem roztoku přidáním vody (nebo jiného rozpouštědla) do konečného objemu (v našem příkladu do 500 ml).
4. Dobře promíchejte, aby byl roztok homogenní.

Poznámky:

- Při ředění je důležité vždy přidávat koncentrát do vody, nikoli naopak, aby se předešlo nežádoucímu zahřívání a vzniku nežádoucí pěny.
- Pokud je potřeba, je dobré roztok po ředění důkladně promíchat, aby se zajistila rovnoměrná koncentrace.

3.2.4 PŘÍPRAVA ŘEDĚNÍ ROZTOKŮ

Nejčastěji používaná ředění roztoků jsou 10x, 100x nebo 1000x. Pro přípravu těchto ředění je vhodné použít odměrné nádoby o objemu 10 ml, 100 ml nebo 1000 ml, podle potřebného stupně ředění.

Příklad ředění 10x:

Pro přípravu 10x ředění:

1. Napipetujte 1 ml původního roztoku do 10 ml odměrné baňky.
2. Doplňte destilovanou vodou po rysku, tj. do celkového objemu 10 ml (přidáte 9 ml vody).

Tento postup lze snadno aplikovat pro jakýkoliv objem a stupeň ředění. Obecný postup je následující:

1. Vydělte výsledný objem požadovaným ředěním.
2. Výsledek určuje, kolik ml původního roztoku musíte napipetovat.

Příklad ředění 100x:

Pro přípravu 100x ředění:

1. Napipetujte 1 ml původního roztoku do 100 ml odměrné baňky.
2. Doplňte destilovanou vodou po rysku, tj. do celkového objemu 100 ml (přidáte 99 ml vody).

Příklad ředění 1000x:

1. Pro přípravu 1000x ředění:
2. Napipetujte 1 ml původního roztoku do 1000 ml odměrné baňky.
3. Doplňte destilovanou vodou po rysku, tj. do celkového objemu 1000 ml (přidáte 999 ml vody).

Použití správné odměrné nádoby a přesné pipetování zajišťuje správné ředění a tím i přesné výsledky při následném použití roztoků v laboratorní praxi.

V případě netypického ředění, na které nepoužijeme odměrnou baňku, je postup stále stejný – výsledný objem dělíme ředěním. Např.:

$50\text{ ml } 2x = 25\text{ ml} \rightarrow 25\text{ ml roztoku} + 25\text{ ml vody}$

$100\text{ ml } 20x = 5\text{ ml} \rightarrow 5\text{ ml roztoku} + 95\text{ ml vody}$

$150\text{ ml } 25x = 6\text{ ml} \rightarrow 6\text{ ml roztoku} + 144\text{ ml vody}$

Tento postu platí i v obráceném sledu. Vydělením výsledného objem množstvím roztoku, který jsme pipetovali, dostaneme hodnotu ředění.

3.3 PŘÍKLADY K SAMOSTATNÉMU PROCVIČENÍ

1. Kolik gramů odpovídá: a) 1,5 mol kyslíku; b) 6 mol vodíku; c) 0,03 mol dusíku?
2. Kolik molů obsahují: a) dusík o hmotnosti 36 g; b) kyslík o hmotnosti 58 g; c) zinek o hmotnosti 32,5 g; d) síra o hmotnosti 96 g?
3. Vypočítejte hmotnost: a) 0,2 mol NaOH; b) 2,5 mol H_2SO_4 ; c) 1 mol KCl.
4. Jaké množství látky se nachází: a) v 7,8 g $\text{Al}(\text{OH})_3$; b) v 0,35 kg KOH; c) v 81,25 g FeCl_3 ?
5. Vypočítejte hmotnost: a) 1,5 mol kyseliny dusičné; b) $1,5 \times 10^{22}$ molekul kyseliny fosforečné; c) 5,6 l bromovodíku.
6. Vypočítejte hmotnosti: a) 0,35 mol síranu chromitého ($\text{Cr}(\text{III})$); b) 0,7 mol fluoridu vápenatého (CaF_2); c) 1,2 mol silikátu hořečnatého (Mg_2SiO_4); d) 0,55 mol dusičnanu olovnatého ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$).
7. Vypočítejte látkové množství 31 g oxidu dusičného.
8. Kolik atomů je v 27 g vody?
9. Máme $67,23\text{ dm}^3$ kyslíku (objem jsme měřili za normálních podmínek). Kolik molekul obsahuje?
10. Kolik molekul je v 2×10^{-23} g oxidu dusičného?
11. Jaká je hmotnost 1×10^{23} molekul dusíku (N_2)?
12. Jaký je objem 49 g oxidu dusičného?
13. Vypočítejte objem 28×10^{23} molekul methanu za normálních podmínek.
14. Vypočítejte, kolik je molekul v 19×10^{-23} mol oxidu dusičného?

15. Kolik molů obsahuje 50 g následujících plynů za normálních podmínek: vodíku;
16. kyslíku; amoniaku (NH_3); propanu (C_3H_8); chloru.
17. Kolik kg síry je obsaženo v 50 kg pyritu (FeS_2), obsahujícího 10 % znečištění?
18. Kolik kg mědi obsahuje 200 kg rudy s obsahem 30 % mědi?
19. Kolik kg kyslíku obsahuje vzorek Fe_2O_3 obsahující 15 kg železa?
20. Kolik kg mědi obsahuje 200 kg rudy s obsahem 30 % mědi?
21. Kolik kg uhlíku je obsaženo v 100 kg koksu, pokud obsahuje 85 % uhlíku?
22. Kolik kg zinku je obsaženo ve 75 kg rudy s obsahem 25 % zinku?
23. V 500 ml roztoku se nachází 56 g hydroxidu draselného. Určete molární koncentraci roztoku.
24. Určete molární koncentraci roztoku dusičné kyseliny, pokud v 500 ml roztoku je 6,3 g dusičné kyseliny.
25. Určete molární koncentraci roztoku kyseliny sírové, pokud v 2 l roztoku je 0,98 g kyseliny.
26. Jakou hmotnost chloridu sodného je třeba rozpuštět ve vodě, aby se získal 1 l roztoku s molární koncentrací soli 0,02 mol/l?
27. Jaké množství látky (v molech) hydroxidu draselného je obsaženo v 200 ml roztoku, pokud je molární koncentrace zásady 0,9 mol/l?
28. Jaká hmotnost chlorovodíku je obsažena v 250 ml roztoku kyseliny chlorovodíkové s molární koncentrací 1 mol/l?
29. V jakém objemu roztoku kyseliny sírové s koncentrací 1 mol/l je obsaženo 4,9 g kyseliny sírové?
30. Smíchali jsme 400 ml roztoku chloridu sodného s molární koncentrací 1 mol/l a 600 ml roztoku chloridu sodného s koncentrací soli 2 mol/l. Určete množství látky chloridu sodného v získaném roztoku a molární koncentraci tohoto roztoku.
31. Jaký je objem 0,2 M roztoku, ve kterém je 9,8 g hydroxidu sodného?
32. Jaká je hmotnost kyseliny dusité v 1,3 M roztoku o objemu 9 ml?
33. Jaká je molární koncentrace roztoku o objemu 4,6 ml, ve kterém je 0,3 g kyseliny siřičité (H_2SO_3)?
34. Jaký objem má 0,1 M roztok, ve kterém je 0,35 mol látky?
35. Jaká je molární koncentrace 20 dm³ roztoku, ve kterém je rozpuštěno 175,35 g NaCl?
36. Kolik molů KOH obsahuje 5 dm³ 2 M roztoku hydroxidu draselného
37. Máte 5 dm³ roztoku, v němž je rozpuštěno 280 g hydroxidu draselného. Jaká je jeho molární koncentrace?
38. 10 litrů roztoku obsahuje 2 moly hydroxidu sodného. Jaká je jeho molární koncentrace?
39. Vypočítejte molární hmotnosti následujících sloučenin: a) síran měďnatý pentahydrát, b) sacharóza, c) kyselina octová, d) benzaldehyd.
40. Vypočítejte absolutní a relativní hmotnost molekuly dusíku.
41. Kolik atomů je ve 15 g zinku?
42. Vypočítejte hmotnost 5 molů síranu vápenatého.
43. Jaký objem zaujímá 2,5 mol methanu za standardních podmínek?
44. Jaké látkové množství a kolik molekul obsahuje 1 kg kyslíku?
45. Kolik molekul je obsaženo v 350 g glukózy?
46. Jaké látkové množství odpovídá 0,12 g oxidu uhličitého?
47. Kolik gramů NaCl je nutné rozpustit, abychom připravili 0,5 mol této látky?
48. Jaký objem vodíku (za standardních podmínek) odpovídá hmotnosti 5,6 g?
49. Kolik molů, molekul a gramů dusíku je obsaženo ve 22,4 litrech plynu za standardních podmínek?
50. Kolik gramů kyslíku je obsaženo v 10 g dusičnanu draselného?
51. Kolik % síry obsahuje a) oxid siřičitý b) síran sodný c) thiosíran sodný?
52. Denní exkrece chloridů močí je 100–250 mmol. Kolik je to gramů NaCl?
53. Tablety CaCO_3 obsahují 1,25 g uhličitanu vápenatého. Jaké látkové množství vápníku se při dávkování 2 tablety denně dodá?
54. Šumivá tableta s obsahem 600 mg kyseliny citronové ($M_r = 192$) se rozpustí ve vodě. Jaké látkové množství kyseliny citronové bylo použito?
55. Jaký objem kyslíku je potřeba pro dokonalé spalení 2 molů propanu za standardních podmínek?

56. Smícháním dvou roztoků NaCl o koncentracích 10 % a 35 % připravte 500 ml roztoku s koncentrací 20 %. Kolik ml každého roztoku bude třeba?
57. Kolik gramů čisté vody je nutné přidat k 200 g 40% roztoku cukru, aby vznikl roztok s koncentrací 15 %?
58. Připravte 1000 ml 8% roztoku NaOH smícháním 25% roztoku NaOH s vodou. Kolik ml každé složky budete potřebovat?
59. Kolik kilogramů písku s 5% obsahem jílu je nutné smíchat s pískem obsahujícím 30 % jílu, aby vzniklo 1200 kg písku s 18% obsahem jílu?
60. Ze 70% roztoku H_2SO_4 připravte 800 g 20% roztoku. Kolik gramů 70% roztoku a kolik vody bude třeba?
61. Vypočítejte, zda koncentrace kyseliny močové v krevním séru 8 mg/100 ml ($M = 168,1 \text{ g/mol}$) odpovídá fyziologickému rozmezí 120–420 $\mu\text{mol/L}$.
62. Jaký objem roztoku HCl (0,5 mol/l) obsahuje 18,25 g kyseliny chlorovodíkové?
63. Vypočítejte látkovou koncentraci glukózy ($M = 180,16 \text{ g/mol}$) v krevní plazmě, pokud obsahuje 90 mg/100 ml.
64. Kolik gramů CaCl_2 je třeba rozpustit ve vodě, abyste připravili 250 ml roztoku o koncentraci 0,2 mol/l?
65. Jaký objem 10% roztoku NaCl (hustota 1,084 g/ml) je nutný pro přípravu 500 ml roztoku o koncentraci 0,9% NaCl?
66. Kolik ml 85% H_3PO_4 (hustota 1,685 g/ml) je potřeba k přípravě 1 litru roztoku o koncentraci 0,2 mol/l?
67. Roztok Na_2SO_4 o koncentraci 2 mol/l má hustotu 1,25 g/ml. Jaká je jeho koncentrace v hmotnostních procentech?
68. Jaká je látková koncentrace 98% H_2SO_4 o hustotě 1,84 g/ml?
69. Kolik ml 20% roztoku KOH (hustota 1,22 g/ml) je třeba k přípravě 400 ml roztoku o koncentraci 0,5 mol/l?
70. Vypočítejte hmotnost $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, kterou je třeba rozpustit, aby vznikl 250 ml roztoku o koncentraci 0,1 mol/l na bázi bezvodé soli.

3.3.1 KONTROLNÍ OTÁZKY

1. Co je roztok a z čeho se skládá?
2. Jaké jsou jednotky koncentrace roztoku? Uveďte příklady.
3. Jaký je rozdíl mezi hmotnostním zlomkem a molární koncentrací?
4. Jak byste připravili roztok o zadané koncentraci?
5. Jaké laboratorní pomůcky byste použili při přípravě roztoku?
6. Jak byste připravili roztok z pevné látky o zadané koncentraci a objemu?
7. Jak byste naředili koncentrovaný roztok na požadovanou koncentraci?
8. Jak vypočítáte výslednou koncentraci při smíchání dvou roztoků o různých koncentracích?
9. Jaký je postup, pokud máte smíchat kyselý a zásaditý roztok?
10. Jak vypočítáte molární koncentraci roztoku, pokud znáte množství rozpuštěné látky a objem roztoku?
11. Jak přepočítáte molární koncentraci na hmotnostní procento a naopak?
12. Jak zjistíte počet molů rozpuštěné látky, pokud znáte objem a koncentraci roztoku?

4 PRAKTICKÉ CVIČENÍ N° 2

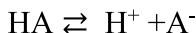
4.1 TEORIE KYSELIN A ZÁSAD

V chemii existuje několik teorií, které nám umožňují definovat kyseliny a zásady a pochopit jejich chování v různých prostředích. Pojďme si představit tři hlavní teorie kyselin a zásad, které se často využívají: Arrheniovu teorii, Brønsted-Lowryho teorii a Lewisovu teorii. Každá z nich přináší odlišný pohled na to, co kyseliny a zásady vlastně jsou a jak fungují.

1. Arrheniova teorie

Tuto teorii formuloval švédský chemik Svante Arrhenius v roce 1887. Arrheniova teorie definuje kyseliny a zásady následovně:

- **Kyselina** je látka, která ve vodném roztoku uvolňuje vodíkové ionty (H^+).



Například: $HCl \rightleftharpoons H^+ + Cl^-$.

- **Zásada** je látka, která uvolňuje hydroxidové ionty (OH^-).



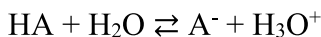
Například: $NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$

Tato teorie je velmi užitečná pro popis reakcí ve vodném prostředí, ale má svá omezení. Platí pouze pro látky, které jsou schopné uvolňovat H^+ nebo OH^- , a tedy například nevysvětluje kyselinotvorné a zásadotvorné vlastnosti v nevodných roztocích. Navíc nevysvětluje zásaditý charakter látek, které neobsahují skupinu OH^- ($NH_3 \cdot H_2O$).

2. Brønsted-Lowryho teorie

Brønsted-Lowryho teorii vyvinuli v roce 1923 nezávisle na sobě chemici Johannes Brønsted a Thomas Lowry. Tato teorie definuje kyseliny a zásady na základě přenosu protonů (H^+):

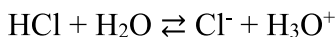
Kyselina je látka, která je schopna darovat proton (H^+).



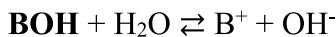
Kde:

HA představuje kyselinu.

A⁻ je aniont, který vzniká po uvolnění protonu.



Například: HCl se může chovat jako kyselina, protože daruje proton a přemění se na iont chloridu (Cl^-).



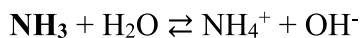
Zásada je látka, která proton přijímá.

Kde:

BOH představuje zásadu.

B⁺ je kationt, který vzniká po disociaci.

Například: Amoniak (NH_3) naopak může přijmout proton a stát se iontem amonným (NH_4^+), a proto je zásadou.



Ve skutečnosti není iont H^+ schopen ve vodném prostředí samostatně existovat. Ihned se váže koordinačně-kovalentní vazbou na molekulu vody a vzniká tak oxoniový ion (H_3O^+). Množství vytvořených oxoniových iontů H_3O^+ je stejné jako množství původních H^+ iontů. Tento proces je klíčový pro pochopení chování kyselin ve vodném prostředí, protože právě oxoniové ionty (H_3O^+) jsou zodpovědné za kyselost roztoku.

Částicím, které se liší o jeden proton (H^+), říkáme **konjugované páry**. Konjugovaný pár se skládá z **konjugované kyseliny** a **konjugované zásady**.

Když kyselina předá proton, stává se z ní konjugovaná zásada. Naopak když zásada přijme proton, stává se z ní konjugovaná kyselina.

Příklady konjugovaných párů:

- **HCl a Cl^-** tvoří konjugovaný pár. HCl je konjugovaná kyselina, protože může darovat proton, a Cl^- je konjugovaná zásada, která vznikne po uvolnění protonu.
- **NH_3 a NH_4^+** také tvoří konjugovaný pár. NH_3 je konjugovaná zásada, protože může přijmout proton, a NH_4^+ je konjugovaná kyselina, která vznikne přijetím protonu.

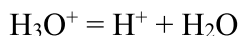
Některé látky mohou v různých reakcích vystupovat buď jako konjugované kyseliny, nebo jako konjugované zásady. Takové látky nazýváme amfoterní. Typickým příkladem amfoterní látky je voda (H_2O).

Voda se může chovat jako zásada nebo jako kyselina podle povahy reakce:

Při reakci s kyselinou se voda chová jako zásada a přijímá proton (H^+), čímž vzniká oxoniový ion (H_3O^+).

Při reakci se zásadou se naopak chová jako kyselina a uvolňuje proton (H^+), čímž vzniká hydroxidový ion (OH^-).

Amfoterní chování vody je důležité pro mnoho biologických a chemických procesů, protože umožňuje její účast v širokém spektru reakcí, kde funguje jako přenašeč protonů.



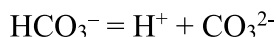
Amfolity jsou látky, které mohou v závislosti na prostředí působit buď jako kyseliny, nebo jako zásady, podobně jako amfoterní látky. Amfolity tedy mohou přijmout i darovat proton (H^+) v závislosti na podmínkách reakce, čímž se řadí mezi látky s amfoterními vlastnostmi.

Amfolity se nejčastěji vyskytují mezi látkami s obsahem kyselých i zásaditých funkčních skupin. Typickými příklady amfolitů jsou:

- **Kyseliny** – obsahují jak kyselou karboxylovou skupinu ($-COOH$), která může darovat proton, tak zásaditou aminoskupinu ($-NH_2$), která může proton přijmout.



- **Hydrogenuhličitanový ion (HCO_3^-)** – může se chovat jako zásada (přijímá proton a tvoří H_2CO_3) nebo jako kyselina (odštěpuje proton a tvoří CO_3^{2-}).



Amfolity hrají důležitou roli v chemii i biologii, zejména v systémech s pufrovací kapacitou, kde pomáhají udržovat stabilní pH.

4. Lewisova teorie

Lewisova teorie byla představena chemikem Gilbertem Lewisem v roce 1923 a je nejvíce obecná z těchto tří teorií. Definuje kyseliny a zásady na základě přenosu elektronů:

- **Kyselina** je látka, která přijímá elektronový pár.
- **Zásada** je látka, která poskytuje elektronový pár.

Například:

Boran trifluorid (BF_3) se chová jako Lewisova kyselina, protože má prázdný orbital a může přijmout elektronový pár.

Amoniak (NH_3) se chová jako Lewisova zásada, protože má volný elektronový pár, který může poskytnout.

Lewisova teorie je velmi univerzální a zahrnuje i takové reakce, kde není přítomen vodík. Díky tomu lze Lewisovu teorii použít k popisu širokého spektra chemických reakcí.

Každá z uvedených teorií nám poskytuje jiný úhel pohledu na to, co kyseliny a zásady jsou:

Arrheniova teorie je užitečná, když pracujeme s vodnými roztoky a látkami, které uvolňují H^+ nebo OH^- .

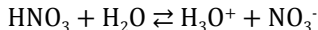
Brønsted-Lowryho teorie rozšiřuje definici na látky, které mohou darovat nebo přijmout proton (H^+), což zahrnuje i nevodné prostředí.

Lewisova teorie je nejvíce univerzální a popisuje kyseliny a zásady na základě přenosu elektronových párů, což nám umožňuje vysvětlit širší spektrum reakcí.

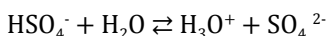
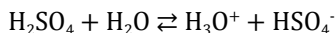
4.2 DISOCIACE KYSELIN A ZÁSAD

Disociace kyselin a zásad je proces, při kterém se kyseliny a zásady ve vodném prostředí rozkládají na ionty. Tento proces je klíčový pro pochopení kyselosti a zásaditosti roztoků a pro chování elektrolytů.

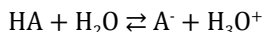
Jednosytné kyseliny disociují ve vodném prostředí do prvního stupně za vzniku oxoniového kationtu a aniontu kyseliny.



Dvojsytné kyseliny disociují do dvou stupňů.



V acidobazických rovnováhách charakterizují disociační konstanty sílu kyselin a zásad. Tyto mohou být definovány jako koncentrační:



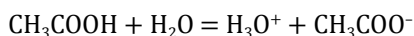
$$K_d = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{HA}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}$$

Za molární koncentraci vody můžeme ve zředěných roztocích dosadit 1 neboť voda je ve velkém nadbytku. Dostáváme výraz pro disociační konstantu.

$$K_d = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

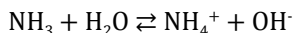
V hranatých závorkách jsou koncentrace v mol/L.

Pokud dosadíme za obecný symbol kyseliny konkrétní kyselinu, například CH_3COOH , získáme pro disociační rovnováhu následující tvar:



$$K_d = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{COOH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Pokud vezmeme konkrétní zásadu, například NH_3 , získáme rovnováhu ve tvaru:



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

Mírou disociace je **disociační konstanta K_d** , která je pro kyseliny i zásady tabelována. Čím vyšší je K_d , tím je kyselina silnější. U vícesytných kyselin je počet disociačních konstant roven počtu stupňů, do kterých kyselina disociuje. Za silné kyseliny a zásady se považují ty, které mají hodnotu K_d větší než 10^{-3} . Pokud jsou tyto konstanty menší než 10^{-3} , jedná se o slabé kyseliny nebo zásady. Například kyselina šťavelová má dvě disociační konstanty, protože disociuje ve dvou stupních. Kyselina trihydrogenboritá má tři disociační konstanty, odpovídající jejím třem stupňům disociace. Obecně platí, že disociační konstanta pro první stupeň disociace je nejvyšší. Ve většině tabulek nenajdeme disociační konstanty pro silné kyseliny. Pro výpočty nejsou potřebné, protože se předpokládá, že tyto kyseliny jsou zcela disociované.

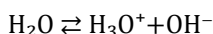
Velmi slabé kyseliny mají obecný vzorec H_nXO_n . Patří k nim například kyselina chlorná, trihydrogenboritá nebo tetrahydrogenkřemičitá.

Slabé kyseliny mají obecný vzorec $\text{H}_n\text{XO}_{n+1}$. Patří k nim například kyselina uhličitá, trihydrogenfosforečná, dusitá nebo siřičitá.

Silné kyseliny mají obecný vzorec $\text{H}_n\text{XO}_{n+2}$. Patří k nim například kyselina sírová, dusičná nebo chlorečná.

Velmi silné kyseliny mají obecný vzorec $\text{H}_n\text{XO}_{n+3}$. Patří k nim například kyselina chloristá nebo manganistá.

Ve vodném prostředí je disociace kyselin a zásad ovlivněna rovnovážným stavem vody, která se také částečně disociuje:



Při disociaci vody se v ionty přemění jen velmi málo molekul (při 25°C připadá na dvojici iontů H_3O^+ a OH^- asi 555 milionů nedisociovaných molekul vody). Produkt koncentrací H_3O^+ a OH^- iontů se nazývá **iontový součin vody** (K_v), který při 25°C má hodnotu 1×10^{-14} .

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

Tento iontový součin je základem pro měření pH a pOH roztoků, což nám umožňuje určit jejich kyselost či zásaditost.

Veličinu zvanou vodíkový exponent pH, definovaný jako záporný dekadický logaritmus koncentrace vodíkových iontů. Přibližnou hodnotu pH zředěných vodných roztoků lze určit výpočtem ze zjednodušeného vztahu:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]; [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} \text{ nebo } \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Použijeme-li pro K_v přibližnou hodnotu 10^{-14} a víme-li, že v čisté vodě je koncentrace H_3O^+ a OH^- iontů stejná, platí:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7}$$

$$\text{pH} = -\log 10^{-7} = 7$$

V čisté vodě, která má neutrální reakci, je při 25 °C hodnota pH rovna 7. V kyselých roztocích je koncentrace oxoniových iontů vyšší než 10^{-7} mol/l, což vede k pH nižšímu než 7. Naopak v zásaditých roztocích je koncentrace oxoniových iontů nižší než 10^{-7} mol/l, a pH je tedy vyšší než 7 (Obr 3).

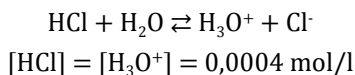


Obr. 3 pH škála (<https://www.handymade.cz/jak-funguji-ph-papiry/>)

4.2.1 PH SILNÝCH KYSELIN A ZÁSAD.

U silných kyselin, kde díky téměř úplné disociaci můžeme koncentraci oxoniových iontů považovat za rovnou celkové koncentraci kyseliny, lze pH snadno vypočítat pomocí definičního vztahu.

Například u kyseliny chlorovodíkové s koncentrací 0,0004 mol/l



Platí vztah:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,0004 = 3,39$$

Pro silné kyseliny platí následující vztahy mezi koncentrací c_{kyseliny} a koncentrací oxoniových iontů $c(\text{H}_3\text{O}^+)$

Jednosytné kyseliny: $c_{\text{kyseliny}} = c(\text{H}_3\text{O}^+)$

Dvojsytné kyseliny: $2 \cdot c_{\text{kyseliny}} = c(\text{H}_3\text{O}^+)$

Trojsytné kyseliny: $3 \cdot c_{\text{kyseliny}} = c(\text{H}_3\text{O}^+)$

Výpočet pH pro silné zásady

U zásad je výpočet pH mírně odlišný, protože se disociací uvolňují hydroxidové ionty (OH^-). Proto pracujeme s pOH, což je hodnota vypočítaná z koncentrace hydroxidových iontů:

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

A pro výpočet pH platí vztah:

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

Podobně jako u kyselin, můžeme pro zásady uvést vztah mezi koncentrací OH^- iontů a koncentrací zásady $c_{\text{zásady}}$:

Jednosytné zásady: $c_{\text{zásady}} = c(\text{OH}^-)$

Dvojsytné zásady: $2 \cdot c_{\text{zásady}} = c(\text{OH}^-)$

Například hydroxid sodný (NaOH) s koncentrací 0.01 mol/l je silná zásada, která ve vodném roztoku zcela disociuje na Na^+ a OH^- ionty. Proto koncentrace hydroxidových iontů je $c(\text{NaOH}) = c(\text{OH}^-)$

Pro výpočet pH použijeme vztah:

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

1. Nejprve vypočítáme pOH:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log(0,01) = -\log(10^{-2}) = 2$$

2. Poté použijeme vztah mezi pH a pOH:

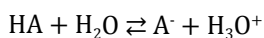
$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2 = 12$$

Výsledek: pH 0,01 M roztoku hydroxidu sodného je 12.

4.2.2 VÝPOČET PH PRO SLABÉ KYSELINY A ZÁSADY

Pro slabé kyseliny a zásady, které nejsou úplně disociovány, je výpočet pH trochu složitější a zahrnuje disociační konstantu K_A (pro kyseliny) nebo K_B (pro zásady). V tomto výpočtu předpokládáme, že disociace je částečná, a proto musíme vzít v úvahu rovnovážné koncentrace iontů.

U **slabých jednosytných kyselin** probíhá disociace podle rovnovážné reakce:



s rovnovážnou konstantou která je definována jako:

$$K_d = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{HA}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}$$

Naopak předpokládáme, že:

kyselina disociuje velmi málo, rozdíl mezi $[\text{HA}]$ a c_{HA} zanedbáváme a proto $[\text{HA}] \approx c_{\text{HA}}$,

disociace kyseliny je jediným zdrojem oxoniových kationtů v systému, tedy podle poměrů látkových množství chemické rovnice

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

Protože lze koncentraci vody považovat za konstantní, zavádí se tzv. disociační konstanta

$K_A = K \cdot [\text{H}_2\text{O}]$, jejíž hodnota je pro každou kyselinu tabelována. Dostáváme tedy:

$$K_A = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

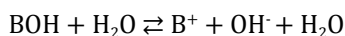
Podle předpokladů dosadíme za a a za a vyjádřením koncentrace oxoniových kationtů dostaneme:

$$[\text{H}_3\text{O}^+]^2 = K_A \cdot [\text{HA}] = K_A \cdot c_{\text{HA}}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log \sqrt{K_A \cdot c_{\text{HA}}} = -\frac{1}{2} \log(K_A \cdot c_{\text{HA}}) = -\frac{1}{2} \log K_A - \frac{1}{2} \log c_{\text{HA}}$$

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \text{p}K_A - \frac{1}{2} \log c_{\text{HA}}$$

U **slabých jednosytných zásad** probíhá disociace podle rovnovážné rovnice:



s tabelovanou disociační konstantou která je definována jako:

$$K_B = \frac{[\text{B}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{BOH}]}$$

Předpokládáme, že:

- zásada disociuje velmi málo, rozdíl mezi $[BOH]$ a c_{BOH} (tedy $[B^+]$) zanedbáváme, a proto $[BOH] \approx c_{BOH}$
- disociace zásad je jediným zdrojem hydroxidových aniontů v systému, tedy podle poměrů látkových množství chemické rovnice $[OH^-] = [B^+]$,
- vznik hydroxidových aniontů působí úbytek oxoniových kationtů podle rovnice pro iontový součin vody

$$[H_3O^+] = \frac{K_v}{[OH^-]}$$

Dosažením podle předpokladů do definice disociační konstanty dostáváme:

$$[OH^-]^2 = K_B \cdot [BOH] = K_B \cdot c_{BOH}$$

$$[OH^-] = \sqrt{K_B \cdot c_{BOH}} = (K_B \cdot c_{BOH})^{\frac{1}{2}}$$

Dosaďme do rovnice pro iontový součin vody:

$$[H_3O^+] = \frac{K_v}{(K_B \cdot c_{BOH})^{\frac{1}{2}}}$$

Zlogaritmuje a vynásobíme $-\log [H_3O^+] = \frac{1}{2} \log K_B + \frac{1}{2} \log c_{BOH} - \log K_v$

$$-\log [H_3O^+] = \frac{1}{2} \log K_B + \frac{1}{2} \log c_{BOH} - \log K_v$$

Při 25 °C tedy pH spočítáme podle vzorce

$$pH = 14 + \frac{1}{2} \log c_{BOH} - \frac{1}{2} pK_B$$

4.2.3 SLABÉ VÍCESYTNÉ KYSELINY A ZÁSADY

U slabých vícesytných kyselin a zásad je přesný výpočet pH složitější, protože je třeba znát disociační konstanty pro každý stupeň disociace. Tento výpočet zahrnuje sestavení soustavy rovnic pro jednotlivé disociační reakce a jejich řešení pomocí algebry, což je zdouhavé. Z tohoto důvodu se v praxi často přistupuje k přibližnému výpočtu, při kterém se zanedbávají méně významné disociační stupně. Výsledný výpočet pak probíhá podle vzorce pro slabé jednosytné kyseliny. Chyba způsobená tímto zjednodušením bývá obvykle malá, protože jednotlivé disociační konstanty se liší o několik řádů, což znamená, že vliv méně preferovaných reakcí na výsledné pH je zanedbatelný.

4.3 ACIDOBÁZICKÉ REAKCE

Acidobázické reakce, také známé jako kyseliny a zásady (nebo kyseliny a báze), jsou chemické reakce, ve kterých dochází k přenosu protonů (vodíkových iontů H^+) mezi látkami. Jsou základním typem reakcí v chemii a hrají důležitou roli v mnoha biologických, průmyslových a environmentálních procesech.

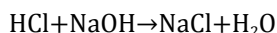
V acidobázických reakcích hrají dvě hlavní látky důležité role:

Kyselina – je látka, která je schopna darovat proton (H^+).

Zásada (báze) – je látka, která je schopna přijmout proton (H^+).

Když kyselina a zásada reagují, vzniká nová kyselina a nová zásada. Tento proces se často nazývá **neutralizace**, protože kyselina a zásada se navzájem neutralizují, což vede k vzniku soli a vody.

Například při reakci kyseliny chlorovodíkové (HCl) s hydroxidem sodným (NaOH) vzniká voda (H_2O) a chlorid sodný (NaCl):



Tento typ reakce je důležitý v chemii, biologii a v průmyslu a také pomáhá udržovat pH rovnováhu v přírodě i v našich tělech.

4.4 ACIDOBAZICKÉ TITRACE

Acidobazická titrace je analytická metoda používaná k určení koncentrace kyseliny nebo zásady v roztoku. Principem acidobazické titrace je přidávání roztoku titrantu (standardního roztoku kyseliny nebo zásady s přesně známou koncentrací) do roztoku analyzované látky, až do dosažení bodu ekvivalence, kdy je množství přidaného titrantu stechiometricky ekvivalentní s množstvím analytu v roztoku.

Kyseliny a zásady reagují v bodě ekvivalence tak, že dochází k výrazné změně pH. Pro zjištění bodu ekvivalence se používají pH indikátory nebo pH metr.

Indikátory jsou látky, které mění barvu při dosažení určité hodnoty pH. Výběr indikátoru závisí na tom, zda titrujeme silnou či slabou kyselinu nebo zásadu. Například fenolftalein mění barvu při pH kolem 8, což je vhodné pro titraci silné zásady slabou kyselinou. Příklady indikátoru jsou v tabulce 3

Tabulka 3 Indikátory

Indikátor	pH rozmezí
Fenolftalein	8,0 – 9,8
Bromthymolová modř	6,0 – 7,6
Methylčerven	4,4 – 6,3
Methyloranž	3,1 – 4,5

Výpočet koncentrace: V bodě ekvivalence platí vztah mezi koncentrací a objemem kyseliny a zásady. Podle rovnice:

$$c_{\text{kyseliny}} \cdot V_{\text{kyseliny}} = c_{\text{zásady}} \cdot V_{\text{zásady}}$$

můžeme spočítat neznámou koncentraci analyzované látky, známe-li objem a koncentraci titrantu.

Typy acidobazických titrací

- **Titrace silné kyseliny silnou zásadou:** pH roztoku v průběhu titrace se výrazně mění kolem bodu ekvivalence, což usnadňuje přesné stanovení bodu ekvivalence.
- **Titrace slabé kyseliny silnou zásadou:** pH v bodě ekvivalence bývá vyšší než 7. Tato titrace obvykle vyžaduje speciální indikátory nebo pH metr.
- **Titrace slabé zásady silnou kyselinou:** pH v bodě ekvivalence bývá nižší než 7, což také ovlivňuje výběr vhodného indikátoru.

Acidobazická titrace je široce využívána v chemii a biochemii pro stanovení koncentrací kyselin, zásad a jejich solí. V praxi ji lze použít například při analýze čistoty látek, v potravinářství, farmaceutickém průmyslu, ekologii (např. měření kyselosti vod) nebo v medicíně (např. analýza žaludečních šťáv).

4.4.1 KONTROLNÍ OTÁZKY

1. Jaké jsou základní definice kyselin a zásad podle: Arrheniovy teorie, Brønstedovy-Lowryho teorie, Lewisovy teorie?
2. Jaké jsou typické fyzikální vlastnosti kyselin a zásad?
3. Jaký je rozdíl mezi silnou a slabou kyselinou/zásadou?
4. Jaké jsou příklady silných a slabých kyselin a zásad?
5. Co jsou amfoterní látky?
6. Co je neutralizační reakce?
7. Jaký produkt vzniká při reakci kyseliny se zásadou?
8. Co znamená pH a jak se počítá?
9. Jaká je hodnota pH čisté vody?
10. Jaký je vztah mezi pH a pOH?
11. Co znamená, když má roztok $\text{pH} < 7$, $\text{pH} = 7$ nebo $\text{pH} > 7$?
12. Jaké jsou běžné kyseliny a zásady používané v domácnosti a průmyslu?
13. Jak byste určili pH roztoku pomocí indikátoru?
14. Jaké indikátory se používají pro určení kyselého a zásaditého prostředí?

4.5 VÝPOČTY PH

Příklad: 0,5 g 50% kyseliny sírové bylo zředěno na objem 1 dm³. Jaké bude pH takto připraveného roztoku?

Úkol	Řešení
$m_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,5 \text{ g}$ $w(\text{H}_2\text{SO}_4) = 50 \%$ $V = 1 \text{ dm}^3$ pH - ?	K výpočtu pH tohoto roztoku kyseliny sírové potřebujeme nejprve zjistit koncentraci H_2SO_4 a poté spočítat koncentraci iontů H^+ v roztoku. $w = \frac{m}{m_r}$ $m = w * m_r = 0,5 * 0,5 \text{ g} = 0,25 \text{ g}$ Vypočítáme molární koncentrace $c = \frac{n}{V}$ Vypočítáme látkové množství H_2SO_4 $n = \frac{m}{M}$ Molární hmotnost H_2SO_4 je přibližně 98g/mol Dosadíme do vzorce $n = \frac{m}{M} = \frac{0,25}{98} = 0,0025 \text{ mol}$ Výpočet koncentrace H_2SO_4 v roztoku: $c = \frac{n}{V} = \frac{0,0025}{1} = 0,0025 \text{ mol/l}$ Kyselina sírová je silná dvojsytná kyselina, která v roztoku disociuje ve dvou krocích. Za předpokladu úplné disociace můžeme předpokládat, že koncentrace iontů H^+ bude dvojnásobkem koncentrace H_2SO_4: $c(\text{H}^+) = 2 \cdot c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 0,0025 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$ $= 0,005 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$ Výpočet pH: $\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 0,005 = 2,29$ Výsledek: pH takto připraveného roztoku kyseliny sírové je přibližně 2,29.

Příklad: Jaká je koncentrace kyseliny sírové o pH = 1,45?

Úkol	Řešení
pH = 1,45 c - ?	Kyselina sírová je silná, dvojsytná kyselina. Její disociaci lze popsat rovnicí: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HSO}_4^-$ $\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$ $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-1,45} = 0,0354 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$ Koncentrace kyseliny je rovna polovině koncentrace protonů, protože se z jedné molekuly kyseliny uvolní dva H_3O^+: $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,017 \text{ M}$

4.5.1 PŘÍKLADY K SAMOSTATNÉMU PROCVIČENÍ:

1. Vypočítejte pH roztoku kyseliny dusičné o koncentraci 0,001 mol/l.
2. Vypočítejte pH roztoku hydroxidu draselného s koncentrací 0,012 mol/l.
3. Vypočítejte pH roztoku KOH, jehož molární koncentrace je $4,2 \cdot 10^{-3}$ mol/l.
4. Vypočítejte koncentraci iontů H_3O^+ a OH^- v roztoku, jehož pH je 10,8.
5. Vypočítejte molární koncentraci a pH roztoku hydroxidu draselného, považujte jeho disociaci za úplnou, pokud je známo, že 1 litr roztoku obsahuje 0,28 g KOH.
6. Je stejná koncentrace iontů H^+ v roztocích HCl a CH_3COOH , pokud je jejich molární koncentrace stejná a rovna 0,1 mol/l?
7. Jaká je molární koncentrace roztoků HNO_3 a NaOH, pokud pro první roztok platí pH = 2 a pro druhý pH = 12? Stupně disociace elektrolytů jsou rovny 1.
8. Vypočítejte pH roztoku hydroxidu barnatého $\text{Ba}(\text{OH})_2$, ve 2 litrech kterého je obsaženo 1,713 g bezvodého hydroxidu barnatého.

5 LABORATORNÍ CVIČENÍ N° 1

5.1 POTENCIOMETRICKÉ MĚŘENÍ PH

5.1.1 LABORATORNÍ pH METR PH8+DHS S KOMBINOVANOU SKLENĚNOU ELEKTRODOU

V laboratořích se často používají pH metry pH8+DHS, které jsou vybaveny kombinovanou skleněnou elektrodou. Tento přístroj umožňuje měření pH, stejnosměrného napětí a teploty, což ho činí velmi univerzálním nástrojem pro analýzu.

5.1.2 HLAVNÍ FUNKCE A VLASTNOSTI PH METRU PH8+DHS:

- **Automatické rozpoznávání pufrů a vícebodová kalibrace:** Přístroj automaticky identifikuje použité pufrы a umožňuje provést kalibraci na více bodech, čímž zajišťuje vysokou přesnost měření.
- **Displej:** Kromě aktuální měřené hodnoty zobrazuje displej i hodnoty pufrů použité při kalibraci, stav elektrody.
- **Digitální milivoltmetr:** Přístroj je konstruován jako digitální milivoltmetr, který je kalibrován pro jednotky pH a mV, což zlepšuje přesnost a spolehlivost výsledků.

Technické parametry:

- **Rozsah měření pH:** 1 až 14, s rozlišením 0,01 a přesností $\pm 0,02$ pH.
- **Teplotní kompenzace:** Přístroj má teplotní kompenzaci pro rozsah teplot od -10 °C do 110 °C s přesností $\pm 0,5$ °C, což zaručuje správné výsledky i při měření vzorků při různých teplotách.

Tento přístroj je tak ideální pro přesná laboratorní měření pH a další parametry potřebné v široké škále experimentů a analytických aplikací.

5.1.3 PŘÍPRAVA PŘÍSTROJE K MĚŘENÍ

Použití pH metru s kombinovanou skleněnou elektrodou

Kombinovaná skleněná elektroda se připojuje k laboratornímu pH metru, konkrétně do zdířky typu BNC (Bayonet Neill Concelman konektor) označené jako pH/mV, která se nachází v zadní části přístroje. Tento pH metr umožňuje přesné měření pH, napětí i teploty vzorků.

Skleněná elektroda

Skleněná elektroda patří mezi membránové iontové selektivní elektrody a je vyrobena z tenké skleněné membrány, často kulovitěho tvaru, ze speciálního sodno-vápenatého skla. Elektroda je vyplněna roztokem s konstantním pH, do kterého je ponořena chloridostříbrná elektroda sloužící jako vnitřní referenční elektroda.

Při kontaktu s vodou dochází k hydrolýze membrány, což vede k výměně iontů sodíku ve skle za ionty H^+ z měřeného roztoku. Výsledkem je měření aktivity iontů H^+ (pH) přesně ovlivňující pouze koncentraci vodíkových iontů, aniž by byla ovlivněna přítomností oxidačně-redukčních látek, iontů těžkých kovů nebo organických látek.

Skleněná elektroda vykazuje chyby při extrémním pH. V alkalických roztocích ($pH > 12$) dochází k sodné chybě (naměřené pH je nižší než skutečné), zatímco v silně kyselých roztocích ($pH < 1$) vzniká kyselá chyba (naměřené pH je vyšší než skutečné). Tyto chyby lze minimalizovat kalibrací přístroje pomocí standardních roztoků.

Tlumivé roztoky (pufrы)

Tlumivé roztoky neboli pufrы, jsou směsi slabé kyseliny a její konjugované zásady, například kyseliny octové a octanu. Pufrы tlumí změny pH při přidání malého množství silné kyseliny nebo zásady, a také při ředění. Pufr lze připravit smísením obou složek, nebo částečnou neutralizací slabé kyseliny silnou zásadou či naopak. Obecné pufrы, jako je fosfátový pufr, obsahují směsi dihydrogenfosforečnanu (konjugovaná kyselina) a hydrogenfosforečnanu (konjugovaná zásada).

Pufry, jako ftalátový (pH 4), fosfátový (pH 7) a borátový (pH 9), se běžně používají pro kalibraci pH metru a bývají dodávány spolu s přístrojem. Univerzální pufry, jako Britton-Robinsonův pufr, nabízejí široké využití pro různé hodnoty pH, ale nejsou vhodné pro kalibraci pH metrů.

Postup kalibrace a měření

Po připojení elektrody a zapnutí přístroje hlavním vypínačem (se ozve zvukový signál a displej se rozsvítí). Přístroj je v základním nastavení pro měření pH. Před měřením je nutné provést kalibraci pH metru pomocí 2 bodů kalibrace s pufry o známých pH.

5.1.4 PRACOVNÍ NÁVOD K KALIBRACI PH METRŮ

1. Výběr kalibračních roztoků

- Kalibrace se provádí pomocí dvou kalibračních roztoků, jejichž pH odpovídá předpokládané oblasti měření pH 4,01 a pH 9,0.



Obr. 4 Kalibrační roztoky

2. Postup kalibrace

- **Vstup do kalibračního módu:** Podržte tlačítko (ESC/CAL), dokud se nezobrazí symbol pro opláchnutí elektrody.



Obr. 5 pH metr

- **Příprava elektrody:** Elektroda se opláchne destilovanou vodou.
- **Kalibrace v prvním kalibračním roztoku:**
 - » Ponořte elektrodu do prvního kalibračního roztoku tak, aby keramická fritka byla zcela ponořená s pH 7.0.
 - » Po zobrazení symbolu 😊 potvrďte tlačítkem (OK/Setup), čímž se hodnota uloží.
- **Příprava elektrody před druhým měřením:** Elektroda se znovu opláchne destilovanou vodou.
- **Kalibrace v druhém kalibračním roztoku:**
 - » Ponořte elektrodu do druhého kalibračního pufru s pH 4.0, zobrazení symbolu 😊 potvrďte tlačítkem (OK/Setup).

3. Dokončení kalibrace

- Ukončete kalibraci tlačítkem (Esc/CAL), čímž zavřete kalibrační tabulku.
- Elektroda se opláchne a, pokud se ihned nebude měřit, se ponoří do destilované vody.
- Doporučuje se kalibraci opakovat alespoň jednou denně pro zajištění přesnosti měření.

Tím je přístroj připraven k dalšímu měření.

5.1.5 KONTROLNÍ OTÁZKY:

1. Jak je definováno pH?
2. Na čem jsou založena potenciometrická měření?
3. Z jakých elektrod se skládá elektrochemický článek používaný pro potenciometrická měření?
4. Jaký je pracovní rozsah pH běžné skleněné elektrody?
5. Jaké typy látek jsou používány jako tlumivé roztoky?
6. Co je tlumivá kapacita roztoku?

5.2 ACIDOBAZICKÉ TITRACE - STANOVENÍ KONCENTRACE KYSELINY OCTOVÉ

Neutralizace je acidobazická reakce, při které dochází k reakci kyseliny s zásadou. Tato reakce je základem pro kvantitativní stanovení látek ve vzorcích. Metoda neutralizační odměrné analýzy spočívá v titraci roztoku neznámé koncentrace pomocí roztoku o známé koncentraci. Hlavní princip této analýzy je založen na reakci mezi ionty H_3O^+ a OH^- , které se spojují za vzniku vody. V bodě ekvivalence, kdy dochází ke změně barvy acidobazického indikátoru, jsou koncentrace iontů H_3O^+ a OH^- ve stechiometrické rovnováze.

Chemikálie: kyselina octová (CH_3COOH), hydroxid sodný (NaOH), 1% fenol ftalejin v ethanolu, destilovaná voda

Laboratorní pomůcky: Kádinky, váženka, lžíce, titrační aparatura, odměrný válec, odměrná baňka, pipety, byreta, stojan, 2 držáky na byretu, byreta a titrační baňka, pH metr.

Příklad přípravy 1 M roztoku NaOH

Pro přípravu 1 M roztoku NaOH v objemu 250 ml (0,25 l) je třeba vypočítat, kolik gramů NaOH je potřeba navážít.

Úkol	Řešení
$c(\text{NaOH}) = 1 \text{ M}$ $V = 250 \text{ mL} = 0,25 \text{ l}$ $M(\text{NaOH}) = 40 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ $m = ?$	Napišeme vzorec molární koncentrace: $c = \frac{n}{V}$ Napišeme vzorec látkového množství: $n = \frac{m}{M}$ Dosadíme do vzorce pro molární koncentraci: $c = \frac{m}{M \times V}$ Vyjádříme hmotnost: $m = c \times V \times M = 1 \text{ M} \times 0,25 \text{ L} \times 40 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0,5 \text{ g}$

Postup přípravy:

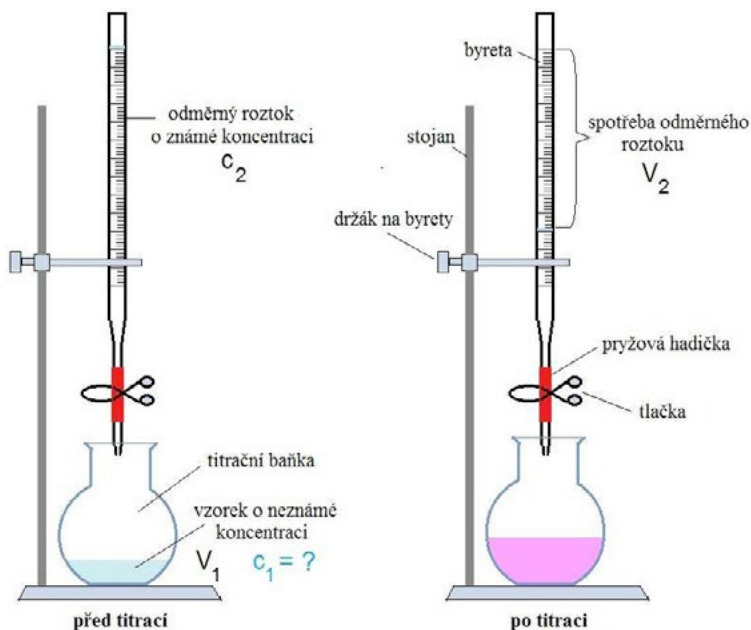
1. Navážete 1 g NaOH na laboratorní váze. Pro vážení používejte váženku. (Dbejte na bezpečnost, NaOH je žíravina.)
2. Přesypete NaOH do kádinky a rozpustíte v malém množství destilované vody, cca 75 ml.
3. Připravte 250 ml odměrnou baňku.
4. Opatrně přilejte rozpuštěný NaOH do baňky.
5. Opláchněte kádinku destilovanou vodou a zbytek přilijte do baňky. Opakujte 2–3 krát, dokud NaOH úplně nerozpustí.
6. Po úplném rozpuštění NaOH dolijte destilovanou vodu do baňky až po rysku označující 250 ml.
7. Zavřete baňku zátkou a důkladně promíchejte.

Úkol: Připravte roztok NaOH o koncentraci **0,05 M** do objemu 250 ml (50 ml, 100 ml). Vypočítejte pH roztoku. Zkontrolujte pH pomocí indikačního papírku a změřte pH pomocí pH metru.



Obr. 6 Měření pH pomocí indikačního papírku

Pro titraci se byreta uchyťí do stojanu tak, aby byla stupnicí obrácena k nám, přibližně ve spodní třetině své délky. Byreta musí být svislá a její špička musí být umístěna ve správné výšce nad stolem, aby asi o 1 cm zasahovala do postavené titrační baňky.



Obr. 7 Titrační aparatura

(zdroj https://archiv.gymck.cz/storage/inovace/Chemie/Laboratori_navody/01_Titrace_acidobaz.pdf)

8. Byretu naplníme roztokem 0,05 M NaOH, jehož faktor určujeme, a hladinu nastavíme na značku 0 cm³ buď doplněním roztoku NaOH, nebo vypuštěním přebytečného roztoku do *kádinky na odpad*.
9. Do titrační baňky přidáme 100 ml kyseliny octové pomocí odměrného válce a přidáme 2 - 3 kapky roztoku fenolftaleinu.
10. Začneme titrace. Při titraci byretou s přímým kohoutem může být její ovládání pro začátečníky trochu nezvyklé. Kohout byrety se ovládá levou rukou tak, že ukazovák a prostředník obejmou kohout zezadu a špičky těchto prstů jsou opřeny o konce příčky kohoutu. Palec obejmě kohout zepředu a opře se o střed příčky kohoutu. Pravá ruka uchopí titrační baňku do úžlabí mezi palec a ukazovák a lehkým pohybem zápěstí intenzivně krouží roztokem v baňce. Intenzivní míchání je důležité, aby roztok v baňce co nejrychleji reagoval s přidávaným titračním činidlem. Titrujeme louhem z byrety za stálého promíchávání roztokem v baňce do růžového zbarvení.

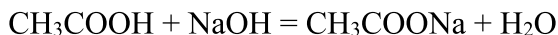


Obr. 8 Barva roztoku v bodě ekvivalence

11. Objem spotřebovaného roztoku NaOH odečteme s přesností na 0,1 cm³.
12. Vypočítejte koncentrace kyseliny octové.
13. Vypočítejte hmotnost kyseliny octové

Vypočty:

Kyselina octová reaguje s hydroxidem sodným dle rovnice:



Z reakční rovnice je vidět, že látkové množství kyseliny octové $n(\text{CH}_3\text{COOH})$ se rovná látkovému množství hydroxidu sodného $n(\text{NaOH})$

$$n_1 = n_2$$

$$n(\text{CH}_3\text{COOH}) = n(\text{NaOH})$$

Výpočet látkového množství $n(\text{NaOH})$:

$$n(\text{NaOH}) = c(\text{NaOH}) \times V(\text{NaOH})$$

Výpočet látkového množství $n(\text{CH}_3\text{COOH})$:

$$n(\text{CH}_3\text{COOH}) = c(\text{CH}_3\text{COOH}) \times V(\text{CH}_3\text{COOH})$$

Podle vztahu pro rovnost látkových množství:

$$c_1 \times V_1 = c_2 \times V_2$$

$$c(\text{CH}_3\text{COOH}) \times V(\text{CH}_3\text{COOH}) = c(\text{NaOH}) \times V(\text{NaOH})$$

Výpočet koncentrace kyseliny octové:

$$c(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{c(\text{NaOH}) \times V(\text{NaOH})}{V(\text{CH}_3\text{COOH})}$$

$$c(\text{CH}_3\text{COOH}) =$$

Výpočet hmotnosti kyseliny octové:

$$m(\text{CH}_3\text{COOH}) = c(\text{CH}_3\text{COOH}) \times V(\text{CH}_3\text{COOH}) \times M(\text{CH}_3\text{COOH})$$

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

14. Napište závěr k laboratornímu cvičení. . Závěr by měl obsahovat stručný popis metody a získané výsledky.

Vaše hodnocení provedené práce.

6 LABORATORNÍ CVIČENÍ № 2

6.1 KAPALINOVÁ CHROMATOGRAFIE S PDA DETEKTOREM

Kapalinová chromatografie (LC - Liquid Chromatography) je analytická technika, která se využívá k separaci, identifikaci a kvantifikaci jednotlivých složek směsi. Princip LC spočívá v dělení složek mezi dvě fáze: mobilní (kapalnou) a stacionární (pevnou). Jedním z pokročilých detekčních systémů používaných v LC je fotodiodový detektor (PDA - Photodiode Array Detector), který umožňuje simultánní měření absorpance světla na různých vlnových délkách.

6.1.1 PRINCIP KAPALINOVÉ CHROMATOGRAFIE

Kapalinová chromatografie pracuje na základě interakce analytů se stacionární fází a mobilní fází. Základní princip lze shrnout do následujících kroků:

1. Vzorek, který má být analyzován, se rozpustí v mobilní fázi.
2. Vzorek je injektován do proudu mobilní fáze pomocí autosampleru nebo manuální injekční stříkačky.
3. Mobilní fáze je poháněna vysokotlakým čerpadlem, které zajišťuje její stabilní tok kolónou.
4. Kolona je naplněna stacionární fází (typicky silica gel s různými funkčními skupinami). Jak mobilní fáze prochází kolónou, analyty interagují se stacionární fází a separují se na základě své afinity k ní.
5. Po separaci v kolóně analyty procházejí detektorem, který měří jejich koncentraci. PDA detektor je schopný měřit absorpaci na různých vlnových délkách současně, což umožňuje identifikaci a kvantifikaci jednotlivých složek na základě jejich spektrálních charakteristik.

6.1.2 FOTODIODOVÝ DETEKTOR (PDA)

PDA detektor je pokročilý optický detektor, který umožňuje simultánní měření absorpance v širokém spektrálním rozsahu. Jeho hlavní výhodou je schopnost získávat kompletní absorpční spektra analyzovaných složek, což umožňuje jejich lepší identifikaci a kvantifikaci.

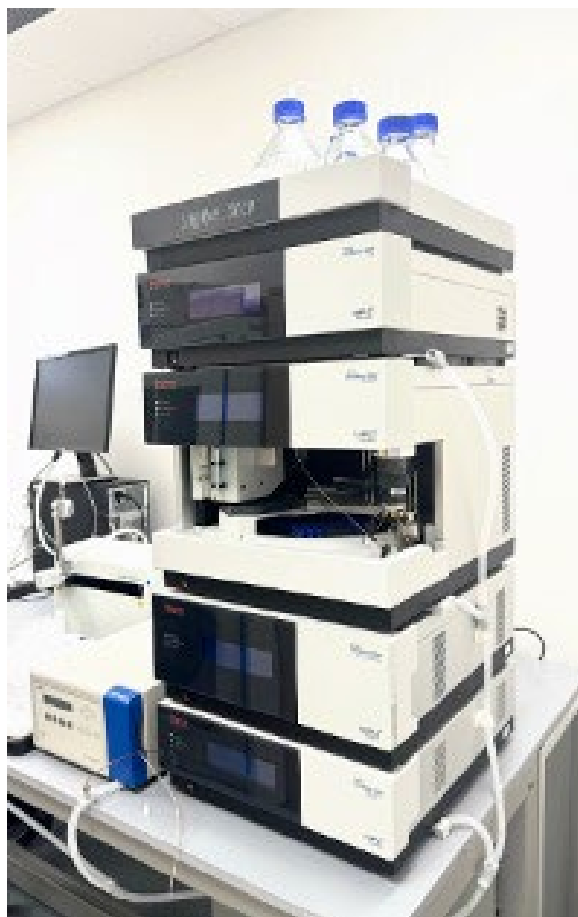
Princip fungování:

- Světelný zdroj (typicky deuterium nebo wolframová lampa) produkuje polychromatické světlo, které prochází vzorkem.
- Po průchodu vzorkem se světlo rozkládá pomocí mřížky nebo hranolu na jednotlivé vlnové délky.
- Fotodiodové pole (array) detekuje intenzitu světla na různých vlnových délkách současně.
- Výsledkem je absorpční spektrum, které poskytuje informace o koncentraci a spektrálních vlastnostech analyzovaných složek.

6.1.3 KOMPONENTY ZAŘÍZENÍ ULTIMATE THERMOFISHER

1. Vysokotlaké čerpadlo:

- Zajišťuje stabilní a přesný tok mobilní fáze kolónou.
- Umožňuje nastavení různých gradientů eluce pro optimalizaci separace analyzovaných složek.



Obr. 9 HPLC-PDA

2. Autosampler:

- Automatizuje proces injekce vzorku do systému.
- Umožňuje přesné dávkování a vyšší propustnost analýz.

3. Kolona:

- Klíčová komponenta, ve které dochází k separaci analyzovaných složek.
- Obsahuje stacionární fázi, která je vybrána na základě chemických vlastností analyzovaných látek.

4. Termostat kolóny:

- Udržuje konstantní teplotu kolóny, což zvyšuje reprodukovatelnost a stabilitu analýzy.
- Umožňuje nastavení různých teplot pro optimalizaci separace.

5. PDA detektor:

- Detekuje analyty na základě jejich absorpčních spekter.
- Umožňuje získání dat v širokém spektrálním rozsahu.

6. Řídící software:

- Slouží k nastavení parametrů analýzy, sledování a zpracování dat.

6.1.4 DRUHY KOLON

V kapalinové chromatografii (LC) se používá široká škála kolon, které se liší typem stacionární fáze a jejich vlastnostmi. Tyto kolony jsou vybírány na základě povahy analyzovaných látek a požadovaného typu separace. Zde jsou některé z hlavních druhů kolon používaných v LC:



Obr. 10 Kolony pro LC analýzu

1. Reverzní fáze (RP-HPLC)

Reverzní fáze jsou nejpopulárnější typ kolon v kapalinové chromatografii. Stacionární fáze je hydrofobní (nepolární), zatímco mobilní fáze je polární (například směs vody a organických rozpouštědel, jako je methanol nebo acetonitril).

Typické stacionární fáze:

- **C18 (octadecylsilan):** Nejběžnější, velmi hydrofobní, široce používaná pro širokou škálu analytů.
- **C8 (oktylsilan):** Méně hydrofobní než C18, vhodná pro méně hydrofobní analyty.

Tyto kolony se používají pro analýzu farmaceutických látek, biochemických sloučenin, potravinářských přísad a dalších organických sloučenin.

2. Normální fáze (NP-HPLC)

V normální fázi je stacionární fáze polární a mobilní fáze je nepolární (např. hexan, isopropanol).

Typické stacionární fáze:

- **Silica gel:** Nejčastěji používaná stacionární fáze s polárními povrchy.
- **Alumina:** Používá se pro specifické aplikace, kde je požadována vyšší bazicita.
- Tyto kolony se používají pro separace nepolárních nebo málo polárních sloučenin, jako jsou lipidy, sacharidy, a některé organické sloučeniny.

3. Iontově výměnné kolony (IEC)

Iontově výměnné kolony používají stacionární fázi, která obsahuje iontově vázané skupiny schopné výměny iontů s analyty v mobilní fázi.

Typické stacionární fáze:

- **Kationtově výměnné kolony:** Obsahují negativně nabitě skupiny, které přitahují a vážou kationty.
- **Aniontově výměnné kolony:** Obsahují pozitivně nabitě skupiny, které přitahují a vážou anionty.

Tyto kolony se používají pro separace iontových nebo polárních sloučenin, jako jsou aminokyseliny, proteiny, nukleotidy, a ionty kovů.

4. Hydrofilní interakční chromatografie (HILIC)

HILIC kolony jsou speciálně navrženy pro separaci polárních sloučenin. Stacionární fáze je polární, ale mobilní fáze je směs polárního rozpouštědla s vysokým podílem organického rozpouštědla.

Typické stacionární fáze:

- **Silica:** S nepolárními funkcionalizacemi, jako je amin, diol nebo cyano.
- **Polymerní materiály:** Modifikované hydratované polymery.

Používají se pro separace velmi polárních sloučenin, jako jsou sacharidy, nukleotidy, a některé léčiva.

7. Chirální kolony

Chirální kolony jsou navrženy pro separaci enantiomerů (optických izomerů) na základě jejich interakce s chirální stacionární fází.

Typické stacionární fáze:

- **Cyclodextriny:** Specifické chirální molekuly, které vytvářejí hostitelsko-hostitelské komplexy.
- **Proteiny:** Například ovomucoid nebo alfa-1 kyselý glykoprotein.

Používají se pro separace chirálních sloučenin, důležité v farmaceutickém průmyslu pro analýzu léčiv a dalších bioaktivních molekul.

Tyto různé typy kolon umožňují kapalinové chromatografii analyzovat širokou škálu sloučenin, od malých organických molekul po velké biomakromolekuly, s vysokou přesností a reprodukovatelností. Výběr správné kolony je klíčový pro úspěšnou separaci a analýzu daných analytů.

6.2 PRINCIP KAPALINOVÉ CHROMATOGRAFIE S QTOF DETEKTOREM

Kapalinová chromatografie spojená s kvadrupólovým časově-letovým hmotnostním spektrometrem (qTOF) představuje vysoce citlivou a přesnou techniku pro analýzu komplexních směsí. Tento systém kombinuje výhody separačních schopností kapalinové chromatografie (LC) s vysokou citlivostí a přesností hmotnostní spektrometrie (MS). Hmotnostní spektrometrie je analytická technika založená na separaci iontů ve vakuu a v plynné fázi podle poměru hmotnosti a náboje (m/z). Proces začíná ionizací analyzovaných molekul, při níž dochází ke vzniku molekulárních iontů nebo (de)protonovaných molekul, což závisí na použité ionizační technice. Pokud tyto molekuly získají dostatečné množství vnitřní energie, mohou podléhat dalším fragmentačním procesům. Všechny vytvořené ionty jsou následně separovány hmotnostním spektrometrem na základě jejich poměru m/z , což umožňuje jejich identifikaci a kvantifikaci.

qTOF detektory nabízejí kombinaci vysoké přesnosti a rozlišení díky TOF analyzátoru, což umožňuje přesnou identifikaci složitých směsí a izotopových vzorců. Jejich široký dynamický rozsah umožňuje současnou detekci hlavních i stopových analytů, zatímco rychlá akvizice dat podporuje analýzy s vysokou propustností. Díky schopnosti poskytovat jak kvalitativní, tak kvantitativní informace jsou qTOF spektrometry ideální pro detailní a komplexní analýzy různorodých vzorků.



Obr. 11 Kapalinový chromatograf s qTOF detektorem

6.3 PRINCIP PLYNOVÉ CHROMATOGRAFIE

Plynová chromatografie (GC) je separační technika používaná k analýze těkavých látek. Princip této metody spočívá v rozdělení směsi analyzovaných látek mezi mobilní a stacionární fázi.

- **Mobilní fáze:** Je tvořena inertním nosným plynem (např. heliem, dusíkem nebo vodíkem), který transportuje analyzovanou směs kolonou.
- **Stacionární fáze:** Je tvořena tenkou vrstvou kapaliny nebo polymeru na povrchu vnitřních stěn chromatografické kolony.

Analyty jsou do kolony zaváděny ve formě plynné fáze, přičemž se opakovaně rozdělují mezi mobilní fázi (plyn) a stacionární fázi (adsorbent). Každá složka směsi má jinou afinitu ke stacionární fázi, což vede k rozdílné rychlosti jejich pohybu kolonou. Na konci kolony jsou jednotlivé složky detekovány, přičemž doba, kterou stráví v koloně (retenční čas), je charakteristická pro konkrétní látku.

Tato metoda umožňuje kvalitativní i kvantitativní analýzu těkavých organických a anorganických látek a nachází široké uplatnění v chemii, potravinářství, farmaceutickém průmyslu i v environmentální analýze.

6.3.1 TYPY KOLON V PLYNOVÉ CHROMATOGRAFII (GC)

Kolony používané v plynové chromatografii se liší konstrukcí, materiálem a typem stacionární fáze. Obecně se dělí na dva hlavní typy: **plnicí kolony** a **kapilární kolony**.

Plnicí kolony jsou trubice o větším průměru (2–4 mm) a délce 1–5 m, obvykle vyrobené z kovu nebo skla. Stacionární fáze je tvořena porézním materiálem (např. diatomit) potaženým vrstvou kapaliny nebo polymeru. Tyto kolony jsou robustní, vhodné pro separaci velkých množství vzorků, ale poskytují nižší rozlišení a účinnost než kapilární kolony.

Kapilární kolony jsou úzké trubice (průměr 0,1–0,53 mm, délka 10–100 m) z křemenného skla s vnějším polymerovým povlakem. Dělí se na WCOT (tenká vrstva stacionární fáze na stěnách), SCOT (stacionární fáze na podpurném materiálu) a PLOT (porézní pevná stacionární fáze). Kapilární kolony umožňují analýzu komplexních směsí s vysokým rozlišením a citlivostí, ale mají menší kapacitu vzorku a vyšší nároky na čistotu. Plnicí kolony se využívají pro robustní aplikace, zatímco kapilární jsou preferovány pro přesné analytické aplikace.



Obr.12 Kapilární kolona (zdroj <https://www.chromservis.eu/cz/rxi-xlb-kapilarni-gc-kolona-30m-x-0-53mm-x-0-50mm#gallery>)

6.3.2 TYPY DETEKTORŮ V PLYNOVÉ CHROMATOGRAFII

V plynové chromatografii se používají různé typy detektorů, které se dělí na univerzální a selektivní. **Univerzální detektory** reagují na většinu analyzovaných látek. Patří sem například **detektor tepelné vodivosti (TCD)**, který měří změnu tepelné vodivosti plynné fáze a je jednoduchý, nereaktivní, ale méně citlivý.

Dalším univerzálním detektorem je **hmotnostní spektrometr (MS)**, který identifikuje analyty na základě poměru hmotnosti a náboje (m/z) a nabízí vysokou citlivost, přesnost a možnost kvalitativní i kvantitativní analýzy, ale je nákladný.

Selektivní detektory reagují pouze na specifické skupiny sloučenin. Nejčastěji používaný je **plameno-ionizační detektor (FID)**, který měří ionizaci organických sloučenin při spalování v plameni vodík-vzduch. FID je vysoce citlivý pro uhlovodíky, má široký dynamický rozsah, ale není vhodný pro neorganické látky. Další selektivní detektory zahrnují například **detektor elektronového záchytu (ECD)**, který je vysoce citlivý na halogenované sloučeniny, a **sírový fotometrický detektor (FPD)** pro analýzu sloučenin obsahujících síru. Výběr detektoru závisí na vlastnostech analyzovaných látek a požadavcích na analýzu.

6.3.3 KONTROLNÍ OTÁZKY

1. Co je principem kapalinové chromatografie?
2. Jaké jsou hlavní součásti systému HPLC?
3. Jaký je rozdíl mezi reverzní fází (RP-HPLC) a normální fází (NP-HPLC)?
4. Jak ovlivňuje složení mobilní fáze separaci?
5. Co znamená retenční čas a jak se využívá v analýze?
6. Jaké druhy stacionárních fází se používají v HPLC?
7. Jaký je princip separace v plynové chromatografii?
8. Jaký plyn se nejčastěji používá jako nosný plyn?
9. Co je to kapilární kolona a jak se liší od plněné kolony?
10. Jaké vlastnosti musí mít vzorky pro GC analýzu?
11. Jaké jsou hlavní detektory používané v GC?
12. Jaký je princip fungování PDA detektoru?
13. Jaké výhody má PDA detektor oproti UV/VIS detektoru?
14. Jak PDA detektor zaznamenává spektrum vzorku?
15. Pro jaké typy sloučenin je PDA detektor vhodný?
16. Co je izokratická a gradientová eluce a jak na ně PDA reaguje?
17. Co je principem MS detektoru?
18. Co je hmotnostní spektrum a co z něj lze vyčíst?
19. Jaké jsou hlavní výhody spojení LC nebo GC s MS detektorem?
20. Co znamená tandemová hmotnostní spektrometrie (MS/MS)?
21. Jaké typy analyzátorů se používají v MS?

7 LABORATORNÍ CVIČENÍ N°3

7.1 STANOVENÍ TVRDOSTI VODY

Stanovení tvrdosti vody zahrnuje měření koncentrací vápenatých (Ca^{2+}) a hořečnatých (Mg^{2+}) iontů, protože tyto ionty přispívají k celkové tvrdosti vody. Tvrdost vody se obvykle vyjadřuje v miligramech ekvivalentu uhličitanu vápenatého ($\frac{\text{mg}}{\text{l}} \text{CaCO}_3$), v německých stupních tvrdosti ($^\circ\text{dH}$), nebo $\frac{\text{mmol}}{\text{l}}$

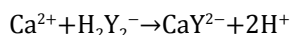
Klasifikace tvrdosti vody:

Tvrdost vody	Počet mmol Ca a Mg v 1 litru [mmol/l]	Německé stupně [$^\circ\text{dH}$]	Slovní charakteristika
Velmi měkká	0 - 0,5	0 - 2,8	Velmi měkká
Měkká	0,5 - 1,25	2,8 - 7	Měkká
Středně tvrdá	1,25 - 2,5	7 - 14	Středně tvrdá
Tvrdá	2,5 - 3,75	14 - 21	Tvrdá
Velmi tvrdá	Nad 3,75	Nad 21	Velmi tvrdá

Reakce mezi vápenatými ionty (Ca^{2+}) a EDTA (ethylenediamintetraoctová kyselina) je komplexotvorná reakce, při které se vytvoří stabilní chelátový komplex. EDTA je často používána v komplexometrické titraci pro stanovení koncentrací kovových iontů, včetně Ca^{2+} , díky své schopnosti tvořit stabilní komplexy s těmito ionty.

Chemická reakce

Reakce mezi Ca^{2+} a EDTA probíhá podle následující rovnice:



kde:

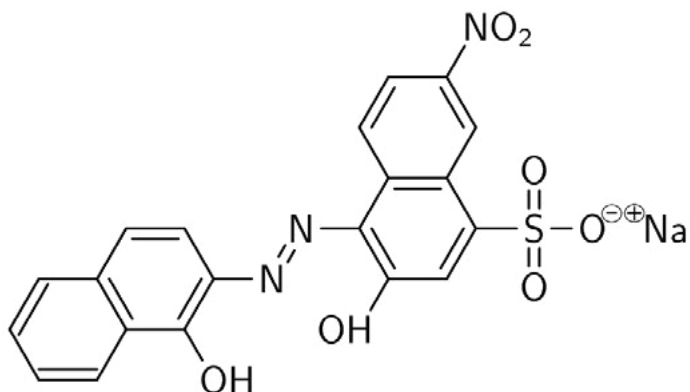
H_2Y^{2-} je zkratka pro EDTA v jeho deprotonované formě.

CaY^{2-} je chelátový komplex tvořený vápenatým iontem a EDTA.

Vysvětlení reakce:

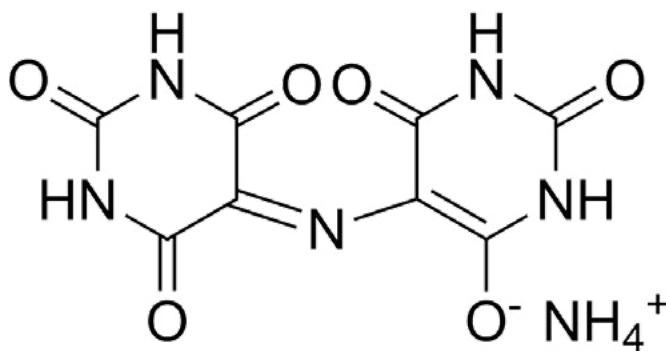
- **Chelatace:** EDTA má šest donorových atomů (čtyři karboxylové skupiny a dva dusíky v ethylenediaminové části), které mohou tvořit koordinované vazby s kovovým iontem, jako je Ca^{2+} . To vede k vytvoření stabilního šestičlenného chelátového komplexu.
- **Deprotonace:** Při reakci dochází k uvolnění protonů (H^+) z EDTA, což může ovlivnit pH roztoku. Proto se často používá pufrovací roztok (např. amoniakální pufr), aby se pH udrželo v optimálním rozmezí pro tvorbu komplexů.
V komplexu CaY^{2-} je vápenatý iont koordinován k šesti donorovým atomům EDTA, což vede ke stabilní struktuře, která je velmi odolná vůči disociaci.

Pro titrace používají metalochromní indikátory. Metalochromní indikátory jsou povahou slabé kyseliny či báze, nejvyužívanější jsou Eriochromčern T (obr. 13) a murrexid (obr. 14). Eriochromčern T patří mezi azobarviva a v prostřední pH 6 přechází z vínově červené barvy na modrou a v pH = 12 dostává roztok barvu oranžovou. Eriochromčern T se využívá v chelatometrickém stanovení obsahu iontů Ca^{2+} a Mg^{2+} .



Obr. 13 Eriochromčern T

Murexid je amonnou solí kyseliny purpurové, která v alkalických roztocích vytváří modrofialové zbarvení, zatímco v kyselých roztocích je červenofialový. V chelatometrickém zjištění tvrdosti vody se využívá ke stanovení obsahu Ca^{2+} iontů.



Obr. 14 Murexid

Potřebné chemikálie a vybavení

Chemikálie: EDTA titrační roztok (0,01 M), pušrovací roztok (pH 10, například amoniakální pufr), indikátor Eriochromová čern T (1 % roztok v ethanolu), indikátor Murexid (pro stanovení vápníku), roztok NaOH (1 M), roztok MgCl_2 (standardní roztok pro kalibraci), destilovaná voda, standardní roztok CaCO_3 (pro kalibraci)

Vybavení: odměrná baňka (250 ml), byreta (50 ml), pipety (10 ml, 25 ml), kádinka (250 ml).

Příprava vzorku pro celkovou tvrdost ($\text{Ca}^{2+} + \text{Mg}^{2+}$)

1. Příprava 0,01 M EDTA roztoku

Výpočet množství EDTA:

Úkol	Řešení
$M(\text{EDTA}) = 372,24 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ $c(\text{EDTA}) = 0,05 \text{ M}$ $m - ?$	Použijme vzorec pro výpočet hmotnosti: $m = c \times V \times M = 0,05 \text{ M} \times 1 \text{ l} \times 372,29 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ $= 18,6 \text{ g}$

1. Na váhách odvažte přesně 18,6 g disodné soli EDTA. Přeneste navážené EDTA do odměrné baňky o objemu 1 litr. Přidejte destilovanou vodu a míchejte, dokud se EDTA úplně nerozpustí. Po rozpuštění EDTA doplňte destilovanou vodou do objemu 1 litru.
2. Odfiltrovaný vzorek vody (100 ml) přelijte do titrační baňky. Přidejte 10 ml pufovacího roztoku k vzorku, aby se pH upravilo na přibližně 10.
3. Přidejte 2-3 kapky indikátoru Eriochromové černi T. Roztok se zbarví do vínově červené barvy.
4. Naplňte byretu EDTA roztokem.
5. Pomalu titrujte vzorek EDTA roztokem za stálého míchání, dokud se barva roztoku nezmění na čistě modrou.
6. Zaznamenejte objem EDTA roztoku spotřebovaného k dosažení koncového bodu (V1).

Podle vztahu pro rovnost látkových množství:

$$c_1 \times V_1 = c_2 \times V_2$$

$$c(\text{Ca}^{2+} + \text{Mg}^{2+}) \times V(\text{H}_2\text{O}) = c(\text{EDTA}) \times V(\text{EDTA})$$

$$c(\text{Ca}^{2+} + \text{Mg}^{2+}) = \frac{c(\text{EDTA}) \times V(\text{EDTA})}{V(\text{H}_2\text{O})}$$

$$c(\text{Ca}^{2+} + \text{Mg}^{2+}) = \frac{\text{mmol}}{l}$$

Stanovení vápníku (Ca^{2+}):

1. Připravte 1 M roztok NaOH.
2. Odfiltrovaný vzorek vody (100 ml) přelijte do kádinky.
3. Přidejte 1 ml 1 M NaOH roztoku k vzorku, aby se pH upravilo na přibližně 12-13. Tento krok sráží hořčík jako hydroxid hořečnatý ($\text{Mg}(\text{OH})_2$).
4. Přidejte 0,2 g indikátoru Murexid. Roztok se zbarví do růžové barvy.
5. Naplňte byretu 0,05 M roztokem EDTA.
6. Pomalu titrujte vzorek EDTA roztokem za stálého míchání, dokud se barva roztoku nezmění na fialovou.
7. Zaznamenejte objem EDTA roztoku spotřebovaného k dosažení koncového bodu

Podle vztahu pro rovnost látkových množství:

$$c_1 \times V_1 = c_2 \times V_2$$

$$c(\text{Ca}^{2+}) \times V(\text{H}_2\text{O}) = c(\text{EDTA}) \times V(\text{EDTA})$$

$$c(\text{Ca}^{2+}) = \frac{c(\text{EDTA}) \times V(\text{EDTA}) \times 1000}{V(\text{H}_2\text{O})}$$

1000 – přepočítávací faktor (přepočet $\frac{\text{mol}}{l} \rightarrow \frac{\text{mmol}}{l}$)

$$c(\text{Ca}^{2+}) = \frac{\text{mmol}}{l}$$

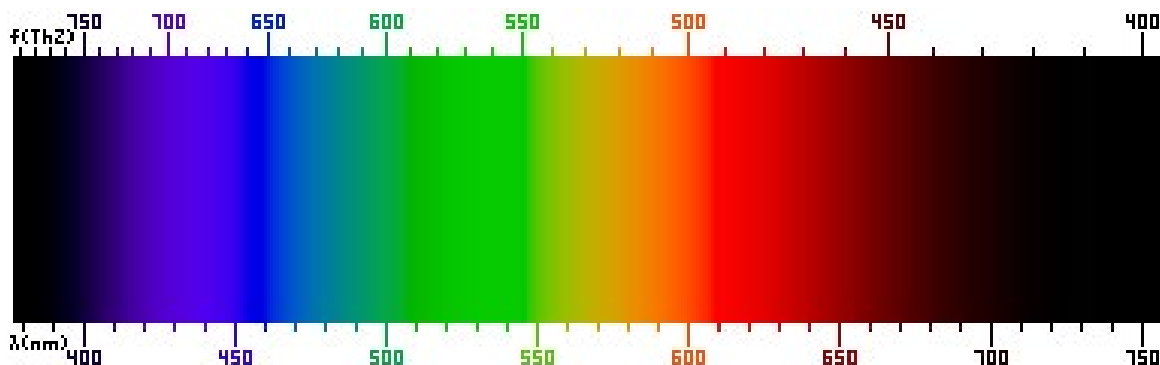
Výpočet hořčíku ve vodě:

$$c(\text{Mg}^{2+}) = c(\text{Ca}^{2+} + \text{Mg}^{2+}) - c(\text{Ca}^{2+}) = \frac{\text{mmol}}{l}$$

8 PRAKTICKÉ CVIČENÍ N° 3

8.1 UV-VIS SPEKTROFOTOMETRIE

UV-Vis spektrofotometrie je jednou z nejčastěji používaných analytických metod ve vědeckém výzkumu, průmyslu i medicíně. Její princip spočívá v měření absorpce světla v ultrafialové (200–400 nm) a viditelné (400–700 nm) oblasti elektromagnetického spektra látkami. Některé látky obsahují valenční elektrony, které mohou být prostřednictvím elektromagnetického záření uvedeny do excitovaného stavu na vyšší energetické hladině. Takové látky pohlcují záření s určitou vlnovou délkou, přičemž energie fotonů odpovídá energetickému rozdílu mezi těmito hladinami.



Obr. 15 Spektrum viditelného světla (zdroj <https://cs.wikipedia.org/>)

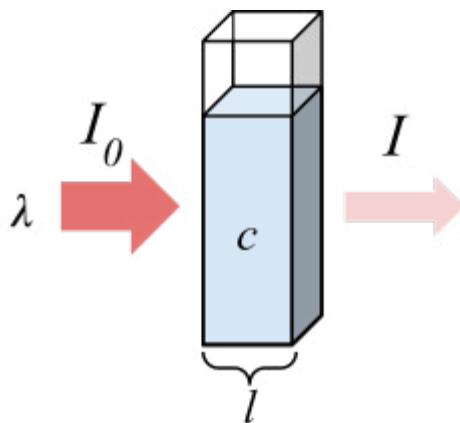
Absorbovaná vlnová délka λ (nm)	Odpovídající barva	Doplňková barva
380–435	fialová	žlutozelená
435–480	modrá	žlutá
480–490	zelenomodrá	oranžová
490–500	modrozelená	červená
500–560	zelená	purpurová
560–580	žlutozelená	fialová
580–595	žlutá	modrá
595–650	oranžová	zelenomodrá
650–760	červená	modrozelená

Absorpce je závislá na molekulární struktuře látky, její koncentraci a vlnové délce použitého světla. Díky tomu je UV-Vis spektrofotometrie vhodná pro kvalitativní i kvantitativní analýzu.

Princip metody

Množství světla, které je látkou propuštěno, odraženo nebo pohlceno, závisí na vlnové délce záření a koncentraci dané látky. Protože intenzita světla, které prošlo látkou (I), je vždy menší než intenzita světla dopadajícího (I_0), byla zavedena veličina zvaná transmitance (T). Hodnoty transmitance se pohybují od 0 (veškeré záření je pohlceno) do 1 (veškeré záření projde). U fluorescenčních látek může transmitance nabývat hodnot větších než 1. Často se vyjadřuje také v procentech.

$$T = \frac{I}{I_0}$$



Obr. 14 Absorpce světla (zdroj [https://www.wikiskripta.eu/w/Spektrofotometrie_\(2_LF_UK\)_OLD](https://www.wikiskripta.eu/w/Spektrofotometrie_(2_LF_UK)_OLD))

Když světlo prochází látkou, část jeho energie je pohlcena molekulami vzorku, což způsobí excitaci elektronů z nižší energetické hladiny na vyšší. Tato absorbovaná energie odpovídá konkrétní vlnové délce světla, která závisí na struktuře molekuly. Výsledkem měření je spektrum, které zobrazuje závislost absorbance (A) na vlnové délce (λ).

Kvantitativní analýza využívá **Lambert-Beerův zákon**:

$$A = \varepsilon \times c \times l$$

kde:

- A - absorbance,
- ε - molární absorpční koeficient ($\text{l} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}$)
- c - koncentrace ($\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$),
- l - délka kyvety (cm).

Lambert-Beerův zákon se v praxi využívá při spektrofotometrických měřeních ke stanovení neznámé koncentrace látek v roztoku. Tuto koncentraci lze určit dvěma způsoby: metodou kalibrační křivky nebo metodou standardního přídatku.

8.2 NÁVOD NA POUŽÍVÁNÍ SPEKTROFOTOMETRU



Obr. 15 Spektrofotometr Biowave 3+

1. Zapnutí přístroje

Připojte spektrofotometr k elektrické síti a stiskněte hlavní vypínač. Po zapnutí nechte přístroj zahřát po dobu doporučenou výrobcem, obvykle 15 minut, aby se stabilizoval zdroj světla.

2. Výběr měřicího režimu

Na ovládacím panelu zvolte vhodný měřicí režim podle typu analýzy, kterou chcete provést. Například pro měření absorbance vyberte režim „Absorbance“.

3. Nastavení vlnové délky

Pomocí ovládacích prvků nastavte požadovanou vlnovou délku, při které bude měření probíhat. Pokud neznáte optimální vlnovou délku pro váš vzorek, můžete provést spektrální skenování v rozsahu 200–900 nm a identifikovat absorpční maximum.

4. Příprava kyvet

Před měřením se ujistěte, že jsou kyvety čisté a bez škrábanců, které by mohly ovlivnit výsledky. Pro měření v UV oblasti použijte kyvety z křemenného skla; pro viditelnou oblast mohou být použity skleněné nebo plastové kyvety.

5. Měření blanku

Naplněnou kyvetu referenčním rozpouštědlem vložte do držáku kyvet. Stiskněte tlačítko pro měření blanku, aby se přístroj kalibroval na nulovou absorbanci.

6. Měření vzorku

Vyjměte kyvetu s blankem a nahraďte ji kyvetou obsahující vzorek. Ujistěte se, že je kyveta správně orientována, pokud má matné nebo označené strany. Zavřete kryt a stiskněte tlačítko pro měření. Na displeji se zobrazí hodnota absorbance vzorku.

7. Záznam a interpretace výsledků

Zaznamenejte naměřené hodnoty absorpance. Pro kvantitativní analýzu můžete použít kalibrační křivku nebo metodu standardního přídatku k určení koncentrace analytu ve vzorku.

8. Ukončení měření a vypnutí přístroje

Po dokončení všech měření vyjměte kyvetu, vyčistěte ji podle pokynů výrobce a uložte. Vypněte spektrofotometr stisknutím hlavního vypínače a odpojte jej od elektrické sítě, pokud neplánujete další měření v blízké době.

8.3 PRINCIP STANOVENÍ KONCENTRACE ANALYTU POMOCÍ KALIBRAČNÍ KŘIVKY

Kalibrační křivka je klíčový nástroj v analytické chemii, který umožňuje kvantitativní stanovení koncentrace analytu v neznámém vzorku. Tento proces zahrnuje několik kroků, včetně přípravy standardních roztoků, měření jejich signálů, tvorby kalibrační křivky a následného určení koncentrace analytu v neznámém vzorku na základě této křivky.

Krok 1: Příprava standardních roztoků

Nejprve je nutné zvolit vhodný analytický standard. Tento standard musí být čistý, aby neobsahoval nežádoucí příměsi, a jeho koncentrace musí být přesně stanovena. Použití spolehlivého standardu je klíčové pro dosažení přesných a reprodukovatelných výsledků.

Pro analýzu se připravuje série standardních roztoků s různými koncentracemi analytu. Tyto koncentrace by měly pokrývat rozsah, ve kterém se předpokládají hodnoty měřených vzorků. Standardní roztoky umožňují vytvoření kalibrační křivky, která je základem kvantitativní analýzy. Standardní roztoky se obvykle připravují ředěním základního (stock) roztoku, který obsahuje známou a přesnou koncentraci analytu. Při ředění se používá přesná laboratorní technika, aby bylo dosaženo požadovaných koncentrací jednotlivých roztoků. Tento postup zajišťuje jejich správnou přípravu a snižuje riziko chyby.

Krok 2: Měření signálu

1. Měření signálu pro standardy:

Každý standardní roztok se analyzuje stejnou metodou, která bude použita pro neznámý vzorek (např. pomocí UV-Vis spektroskopie, HPLC-PDA, LC-MS, GC-MS.). Pro každý standardní roztok se zaznamená intenzita signálu, který je úměrný koncentraci analytu.

Krok 3: Tvorba kalibrační křivky

Naměřené signály (např. absorpance, plocha píku, intenzita signálu) se vynesou na osu y. Koncentrace standardních roztoků se vynesou na osu x. Pomocí lineární nebo nelineární regresní analýzy se vytvoří kalibrační křivka. Lineární regresní analýza je nejčastější, kde se předpokládá vztah ve tvaru $y = mx + b$, kde:

- y je naměřený signál,
- x je koncentrace analytu,
- m je směrnice křivky (citlivost metody),
- b je y-odchylka (intercept).

Regresní rovnice (rovnice kalibrační křivky) se získá z regresní analýzy. Koeficient determinace (R^2) se používá k hodnocení kvality kalibrační křivky. Hodnota R^2 blízka 1 naznačuje dobrou shodu.

Krok 4: Stanovení koncentrace v neznámém vzorku pomocí UV-Vis spektrofotometrie

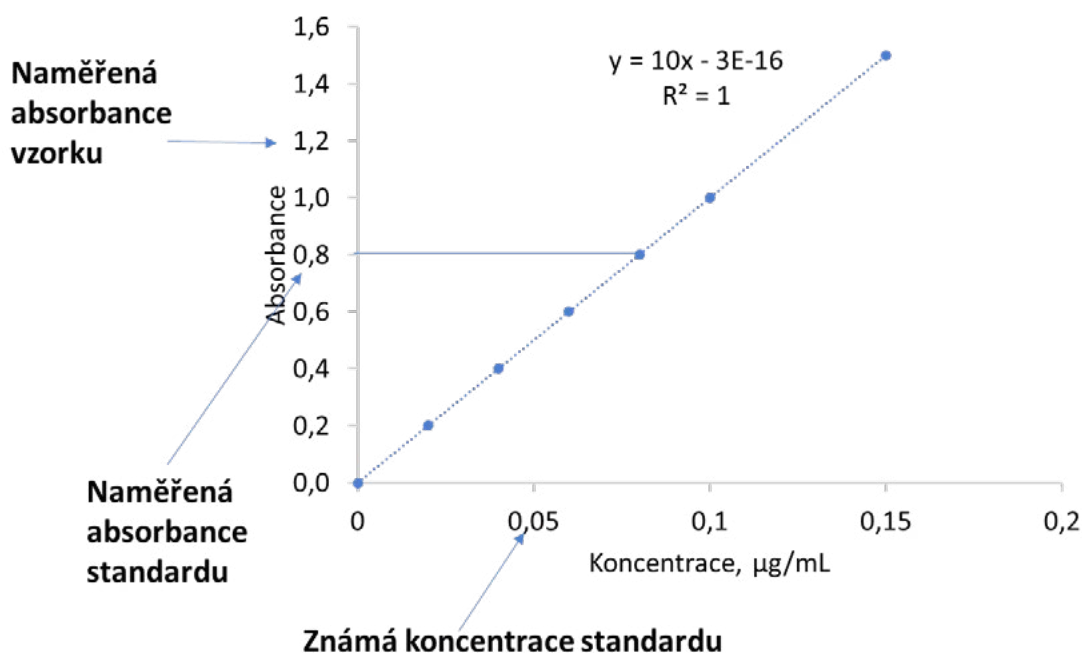
Neznámý vzorek se analyzuje stejnou metodou jako standardní roztoky a zaznamená se jeho signál. Naměřený signál neznámého vzorku se dosadí do rovnice kalibrační křivky. Pomocí rovnice se vypočítá koncentrace analytu v neznámém vzorku.

Příklad postupu:

1. **Příprava standardních roztoků** o koncentrace: 0-0,15 $\mu\text{g g}^{-1}$
2. **Měření signálu** při jedné vlnové délce 750 nm.

Koncentrace standardu, $\mu\text{g/mL}$	Absorbance, 750 nm
0	0
0,02	0,2
0,04	0,4
0,06	0,6
0,08	0,8
0,10	1,0
0,15	1,5

3. **Tvorba kalibrační křivky:** Absorbance se vynesou proti koncentracím a vytvoří se lineární křivka



4. **Stanovení koncentrace neznámého vzorku:**

Naměřil se absorbance neznámého vzorku: 1,25.

Z rovnice kalibrační křivky koncentrace neznámého vzorku je

$$Cx = \frac{(1,259 - 3 \times 10^{-16})}{10} = 0,13 \frac{\mu\text{g}}{\text{ml}}$$

8.3.1 KONTROLNÍ OTÁZKY:

1. Jaký je princip UV-Vis spektrofotometrie?
2. Co znamená Lambert-Beerův zákon a jaký je jeho význam?
3. Jaké parametry měření lze určit z UV-Vis spektra?
4. Jaký je rozdíl mezi absorbancí a transmitancí?
5. V jakém rozsahu vlnových délek pracuje UV-Vis spektrofotometr?
6. Co je to molární absorpční koeficient a jak se využívá?
7. Jak se připravují vzorky pro měření v UV-Vis spektrofotometru?
8. Jaký je účel použití kyvet a jaké materiály jsou pro ně vhodné?
9. Jaké typy detektorů se používají v UV-Vis spektrofotometrech?
10. Jak lze UV-Vis spektrofotometrii využít při stanovení koncentrace látek?
11. Pro jaké aplikace se UV-Vis spektrofotometrie nejčastěji používá?

9 LABORATORNÍ CVIČENÍ № 4

9.1 SPEKTROFOTOMETRICKÉ STANOVENÍ CHLOROFYLU A A B VE VZORCÍCH SMRKU

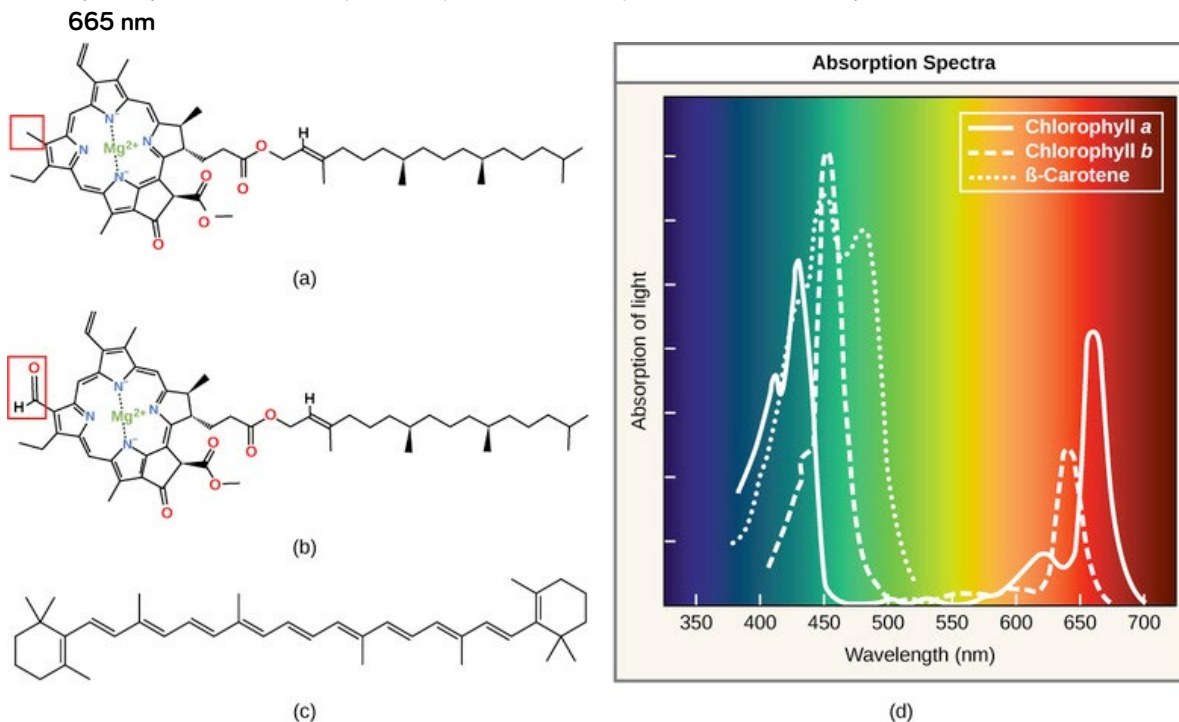
Spektrofotometrická analýza chlorofylů *a* a *b* v extraktu pigmentů je založena na měření absorpčních maximu v červené oblasti viditelného spektra, kde karotenoidy neabsorbují a tím neovlivňují výsledky měření. K tomuto účelu je nutné použít spektrofotometr s dostatečným rozlišením. Koncentrace chlorofylů v extraktu se vypočítávají pomocí rovnic využívajících známé molární absorpční koeficienty pro dané rozpouštědlo. Aby se předešlo degradaci chlorofylů, analýza by měla probíhat za tlumeného osvětlení a bez zbytečných prodlev.

Pomůcky: jehlici smrku, 2 ml zkumavky, 15 ml zkumavky, nálevky, spektrofotometr, váhy, oscilačný mlýn.

Materiál: jehlici smrku, 80% aceton, MgCO_3 , mořský písek

Návod na přípravu vzorku a měření pomocí spektrofotometru

1. 75 mg čerstvých jehlic smrku navážíme do 2 ml Eppendorfovy zkumavky
2. Do zkumavky přidáme 1,5 ml acetonu.
3. Přidáme malé množství uhličitanu hořečnatého (MgCO_3) a 3 kovové kuličky.
4. Zkumavku uzavřeme a vložíme do oscilačního mlýnu.
5. Homogenizujeme při 3000 otáčkách za minutu po dobu 6 minut.
6. Po homogenizaci zkumavku vložíme do centrifugy.
7. Centrifugujeme při 13 000 ot./min po dobu 5 minut.
8. Po centrifugaci opatrně přeneseme supernatant (čirou tekutinu) do nové čisté zkumavky.
9. Supernatant naředíme 5 ml acetonu.
10. Výsledný roztok změříme pomocí spektrofotometru při následujících vlnových délkách: **470 nm, 664 nm, 665 nm**



Obř. 16 UV-Vis spektrum chlorofylu (a) a, (b) b a (c) β karatenoidů.

(zdroj <https://vivaopen.oercommons.org/courseware/lesson/473/overview>)

11. Zaznamenáme naměřené hodnoty absorbance.

12. Výsledky použijeme k dalším výpočtům:

$$C \text{ chl } a = 12,25 \times A_{662} - 2,81 \times A_{647}$$

$$C \text{ chl } b = 20,13 \times A_{647} - 5,03 \times A_{664}$$

Výpočet celkového množství karotenoidů

$$C \text{ (celkové množství karotenoidů)} = \frac{1000 \times A_{470} - 3,27 C_{chl \text{ } a} - 104 C_{chl \text{ } b}}{198}$$

kde:

$C \text{ chl } a$ – koncentrace chlorofilu a;

$C \text{ chl } b$ – koncentrace chlorofilu b;

A_{662} – absorbance při vlnové délce 662;

A_{647} – absorbance při vlnové délce 647;

A_{664} – absorbance při vlnové délce 664;

A_{440} – absorbance při vlnové délce 440.

10 LABORATORNÍ CVIČENÍ № 5

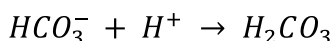
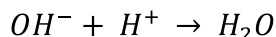
10.1 STANOVENÍ ZÁSADITÉ A KYSELÉ NEUTRALIZAČNÍ KAPACITY VODY

10.1.1 STANOVENÍ ALKALITY

Princip

Neutralizační kapacita vody představuje schopnost vody vázat určité množství kyseliny (kyselinová neutralizační kapacita, KNK, známá také jako alkalita) nebo zásady (zásadová neutralizační kapacita, ZNK, označovaná jako acidita) až do dosažení určité hodnoty pH.

Hodnota pH přírodních a užitkových vod vyšší než 8,3 obvykle indikuje přítomnost hydroxidových a uhličitano-
vých iontů. Pro určení tzv. zjevné alkality dochází k těmto reakcím:



Alkalita se stanovuje titrací vzorku roztokem silné kyseliny. Množství kyseliny spotřebované k dosažení pH 8,3 odpovídá zjevné alkalitě, zatímco množství spotřebované k dosažení pH 4,5 odpovídá celkové alkalitě.

Použití

Tato metoda je důležitá pro analýzu přírodních a užitkových vod, zejména pokud alkalita přesahuje 0,05 mmol/l.

Chemikálie: Na_2CO_3 , HCl, 0,5 % Fenolftalein, 0,05 % Methyloranž, Bromkresolová zeleň

Příprava roztoků

- 0,1 M Na_2CO_3 :** Rozpusťte 1,059 g Na_2CO_3 v malém množství destilované vody, přeneste do 100ml odměrné baňky a doplňte po značku destilovanou vodou.
- 0,1 M HCl:** Do 250ml odměrné baňky přidejte 2,1 ml koncentrované HCl, doplňte destilovanou vodou po značku a promíchejte.
- Směsný indikátor:** Rozpusťte 0,2 g bromkresolové zeleně a 0,015 g methylčerveně v 150 ml 96% etanolu. Skladujte v tmavé lahvi.

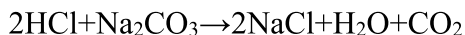
Laboratorní pomůcky

- Kádinka (50 ml)
- Odměrné baňky (2×250 ml, 100 ml)
- Titrační baňky (3×250 ml)
- Byreta
- Odměrné válce (10 ml, 100 ml)
- Pipeta (10 ml)
- Pomůcky pro pipetování

Postup stanovení

a) Standardizace 0,1 M HCl pomocí bezvodého Na_2CO_3

Reakce probíhá podle rovnice:



1. Odpipetujte 10 ml 0,1 M roztoku Na_2CO_3 do titrační baňky.
2. Přidejte destilovanou vodu do objemu cca 60 ml.
3. Po přidání 2 kapek fenolftaleinu titrujte roztok 0,1 M HCl, dokud se barva neztratí.
4. Přidejte 2 kapky bromkresolové zeleně a pokračujte v titraci, dokud se roztok nezbarví zeleně.
5. Roztok zahřejte k varu, abyste odstranili CO_2 , a ochlaďte. Pokud se barva změní na modrou nebo fialovou, pokračujte v titraci do zeleného zbarvení.
6. Titraci opakujte třikrát a vypočítejte průměrnou hodnotu spotřeby HCl.

Vypočet:

$$C_{\text{HCl}} = \frac{2 \times C (\text{Na}_2\text{CO}_3)}{V (\text{HCl})}$$

b) Stanovení alkality

Stanovení zjevné alkality:

- Odpipetujte 100 ml vzorky vody.
- Přidejte 2-3 kapky fenolftaleinu jako indikátor.
- Titraci provádějte pomocí 0,1 M HCl, dokud indikátor neztratí barvu.

9.1.2 STANOVENÍ CELKOVÉ ALKALITY:

- Odpipetujte 100 ml vzorky vody, případně použijte vzorek po stanovení zjevné alkality.
- Pro přibližné stanovení přidejte 3 kapky methyloranže.
- Titraci provádějte pomocí 0,1 M HCl, dokud se roztok nezbarví z cibulového odstínu do růžového, (vyvaří se CO_2 a po ochlazení se do titruje opět do cibulového zbarvení - při vyšším obsahu uhličitánů). Zaznamenaná se celková spotřeba HCl.

Pro přesné stanovení se provádí titrace za přidání tří kapek směsného indikátoru (pH 5), přičemž vzorek je neustále provzdušňován, dokud indikátor nezíská šedé zbarvení (pH 5). Poté se v provzdušňování pokračuje a po pěti minutách se titrace dokončí.

$$\rho = \frac{V_{(\text{HCl})} \times C (\text{HCl}) \times 1000}{V_{\text{vz}}}$$

Kde:

ρ – zjevná alkalita $\left(\frac{\text{mmol}}{\text{L}} \right)$

$c (\text{HCl})$ – koncentrace HCl $\left(v \left(v \frac{\text{mol}}{\text{L}} \right) \right)$

V_{vz} – objem vzorku (ml)

$V_{(\text{HCl})}$ – objem 0,1 M HCl spotřebovaný při titraci (ml)

Celková alkalita (hodnota m) se vypočítá podle vzorce, $\frac{\text{mmol}}{\text{L}}$:

$$m = \frac{V (\text{HCl}) \times C (\text{HCl})}{V_{\text{vz}}} \times 1000$$

Kde:

m – celková alkalita (mmol/L);

$V_{(HCl)}$ – objem 0,1 M HCl spotřebovaný při titraci (ml)

c – koncentrace HCl ($v \frac{\text{mol}}{\text{L}}$)

V_{vz} – objem vzorku (ml)

11 PROTOKOLY

Práce v laboratoři se považuje za vyplenu, pokud je řádně zdokumentována v písemném protokolu. Jedním z cílů tohoto cvičení je naučit správně psát protokoly. Z tohoto důvodu klademe na protokoly velký důraz a jejich odevzdání a schválení vedoucím cvičení je nezbytnou podmínkou pro získání zápočtu.

Laboratorní práce jsou obvykle naplánovány tak, že během vymezeného času není možné vytvořit kvalitní protokol. Proto si během cvičení děláme podrobné pracovní poznámky, které později použijeme k vypracování protokolu. Tyto poznámky zapisujeme zásadně do sešitu, nikoli na volné papíry, abychom předešli jejich ztrátě. Do poznámek zaznamenáváme všechny číselné údaje, výsledky měření a také veškerá pozorování, fotografie, která mohou být později důležitá při analýze dat.

Každý student (i v rámci skupiny) musí protokol psát a odevzdávat samostatně. Formát a úprava protokolu záleží na tvořivosti a preferencích každého studenta. Protokoly musí být odevzdány na volných listech zpracované na počítači nebo zaslané na email vyučujícímu ve formátu .doc nebo pdf.

11.1 PŘÍKLAD PROTOKOLU

Název práce:	
Datum a čas	
Jméno a příjmení studenta	
Skupina:	

Cíl práce:

Princip metody:

Zařízení:

Sklo a reagenty:

Postup laboratorního cvičení

Výpočty:

Závěr

Závěr musí být podrobněji popsán. Měl by obsahovat stručný popis metody, získané výsledky a Vaše hodnocení provedené práce.

11.2 PŘÍRUČKA K LABORATORNÍMU CVIČENÍ

11.2.1 POSTUP PRÁCE PŘI POUŽÍVÁNÍ PIPETY

1. Příprava pipety:

- Ujistěte se, že pipeta je čistá a suchá.
- Zkontrolujte, zda je pipeta kalibrovaná a vhodná pro požadovaný objem.

2. Nabírání kapaliny:

- Připravte si nádobu s kapalinou, kterou budete pipetovat.
- Stiskněte pipetovací balónek nebo stiskací hrušku a ponořte špičku pipety do kapaliny.
- Pomalu uvolňujte tlak, aby kapalina postupně natekla do pipety, dokud hladina kapaliny nepřesáhne požadovanou rysku.

3. Nastavení objemu:

- Rychle přesuňte pipetu do svislé polohy a sledujte meniskus kapaliny.
- Pomalu uvolňujte nebo vyfukujte přebytečnou kapalinu, dokud dolní meniskus nedosáhne přesně rysky označující požadovaný objem.

4. Přenos kapaliny:

- Přeneste pipetu k nádobě, do které chcete kapalinu vypustit.
- Pokud používáte pipetu typu „na vylití“ (EX), jednoduše nechte kapalinu samovolně vytéct a počkejte, až přestane kapat.
- Pokud používáte pipetu typu „na vyfouknutí“ (IN), jemně vyfoukněte zbytek kapaliny pomocí balónku nebo hrušky.

5. Dokončení:

- Po přenesení kapaliny pipetu opatrně vyjměte a umístěte ji na čisté místo.
- Ujistěte se, že pipeta nezůstane v kapalině, která by mohla způsobit kontaminaci.
- Pipetu po použití důkladně vyčistěte a vysušte.

Dodržování tohoto postupu zajistí přesné a spolehlivé měření a přenos kapalin pomocí pipety.

11.2.2 POSTUP PRÁCE PŘI POUŽÍVÁNÍ BYRETY:

1. Příprava byrety:

- Ujistěte se, že je byreta čistá a suchá.
- Namontujte byretu svisle ke stojanu pomocí držáku.

2. Naplnění byrety:

- Zkontrolujte, že je kohout byrety uzavřen.
- Pomocí nálevky opatrně naplňte byretu požadovanou kapalinou.
- Po naplnění nálevku opatrně vyjměte.

3. Odečtení nulového bodu:

- Opatrně otevřete kohout a vypusťte malé množství kapaliny, aby se odstranily vzduchové bubliny.
- Zkontrolujte, že dolní meniskus kapaliny je přesně na nulové značce. V případě potřeby upravte množství kapaliny.

4. Titrace:

- Umístěte nádobu, do které budete titrovat, pod byretu.
- Pomalu otevřete kohout a začněte přidávat titrační činidlo do nádoby.
- Neustále míchejte roztok v nádobě, aby se činidlo rovnoměrně rozptýlilo.

5. Odečítání objemu:

- Sledujte meniskus kapaliny a pravidelně odečítejte objem na stupnici byrety.
- Jakmile dosáhnete požadovaného bodu titrace, uzavřete kohout.

6. Dokončení:

- Zaznamenejte konečný objem vypuštěné kapaliny z byrety.
- Opatrně vyjměte byretu ze stojanu a vypláchněte ji vodou nebo vhodným rozpouštědlem.
- Uložte byretu na čisté a bezpečné místo.

Dodržování tohoto postupu zajistí přesné měření a správné provedení titrace pomocí byrety.

11.2.3 PŘÍPRAVA ROZTOKŮ

1. Výběr a příprava chemikálií:

- Ujistěte se, že máte všechny potřebné chemikálie a vybavení.
- Zkontrolujte čistotu a koncentraci používaných látek.

2. Výběr nádoby:

- Vyberte vhodnou nádobu pro přípravu roztoku, například odměrnou baňku nebo kádinku.
- Ujistěte se, že nádoba je čistá a suchá.

3. Vážení pevné látky:

- Použijte analytické váhy k přesnému zvážení potřebného množství pevné látky.
- Při vážení použijte vážicí lodičky nebo papírky, abyste zabránili kontaminaci váhy.

4. Rozpuštění pevné látky:

- Pevnou látku přeneste do nádoby a přidejte malé množství rozpouštědla, obvykle destilované vody.
- Míchejte, dokud se pevná látka zcela nerozpustí.

5. Doplnění na požadovaný objem:

- Přelijte roztok do odměrné baňky, pokud již není v ní.
- Dolijte rozpouštědlo, obvykle destilovanou vodu, až po značku označující požadovaný objem.
- Zajistěte, aby byl meniskus kapaliny přesně na rysce.

6. Homogenizace roztoku:

- Pečlivě promíchejte roztok, aby byla zajištěna jeho homogennost.

7. Přelévání a skladování roztoku:

- Přelijte roztok do čisté a označené nádoby pro skladování.
- Ujistěte se, že nádoba je pevně uzavřena, aby nedošlo ke kontaminaci nebo odpařování.

8. Označení roztoku:

- Nádobu označte štítkem obsahujícím název roztoku, koncentraci, datum přípravy a vaše iniciály.
- Pokud je to nutné, přidejte další bezpečnostní informace.

12 POUŽITA A DOPORUČENA LITERATURA

- ŠPALKOVÁ V., VYSKOČILOVÁ V., Doplnkový studijní materiál, chemické výpočty, Veterinární a farmaceutická univerzita, Česko, Brno 2014
- VARGOVÁ Z., ALMÁŠI M., KUCHÁR J., DINAJOVÁ J. Základné laboratórne cvičenia z anorganickej chémie, Univerzita Pavla Jozefa Šafárika v Košiciach , Slovensko, Košice 2019, ISBN 978-80-8152-794-4 (e-publikácia)
- HANDLÍŘ K., NÁDVORNÍK M., VLČEK M., Laboratorní cvičení z obecné chemie ISBN80-85113-90-2, Pardubice, Česko, Univerzita Pardubice, 1994
- BARTOŠ M., ŠVANCARA I., ŠRÁMKOVÁ J., Laboratorní cvičení z Analytické chemie Univerzita Pardubice, Pardubice, Česko, ISBN 978-80-7395-822-0, 2014
- MAREČEK, A.; HONZA, J. *Chemie pro čtyřletá gymnázia – 3. Díl*, Olomouc, Nakladatelství Olomouc, 2006. ISBN 978-80-7182-057-4.
- VINŠOVÁ H., ZACHAŘ P., ZÁRUBA K., Potenciometrické měření pH https://uanlch.vscht.cz/files/uzel/0012437/0007~~M44PyC_RLfBQOFUwMjCOAAA.pdf?redirected
- Základní chemické výpočty. Koncentrace roztoků https://is.muni.cz/el/med/podzim2008/BPBC011c/um/1_Zakladni_chemicke_vypocty__osm.tlak_pa.pdf
- SUBHANOVA I., Spektrofotometrie. Praktické cvičení z lékařské biochemie Všeobecné lékařství, Ustav lékařské biochemie a laboratorní diagnostiky 1. LF UK 2022/2023
- LUKEŠOVÁ E., Laboratorní cvičení z analytické chemie pro 4. ročník Obor: 29-42-M/01 Analýza potravin, VOŠES a SPŠPT, Praha, 2011.
- PŘÍHODA J., ČERNÍK M., JANKŮ J., LITERÁK J., Laboratorní technika. Příručka pro začínajícího chemika, Masarykova univerzita Přírodovědecká fakulta, Brno 2012
- Laboratorní technika <https://www.ped.muni.cz/wchem/sm/hc/labtech/pages/kadinky.html>
- HRDLIČKA J. Titrace a odměrné nádoby, <https://otik.uk.zcu.cz/bitstream/11025/29388/1/Titrace.pdf>
- BERKA, A. FETL L., NĚMEC I. *Příručka k praktiku z kvantitativní analytické chemie*. 1. vydání. Bratislava : SNTL, 1985. 228 s. s. 56–66.
- PALOŤOVÉ-BALANG, P., REPČÁK M., BAČKOR M., GAJDOŠOVÁ S. Návod na cvičenia z fyziológie rastlín, Univerzita Pavla Jozefa Šafárika v Košiciach , Slovensko, Košice 2014, ISBN 978-80-8152-233-84

Název: Praktická a laboratorní cvičení z Aplikované chemie v životním prostředí

Autoři: RNDr. Alina Kalyniukova, Ph.D., Ing. Anna Jirošová, Ph.D.

Vydavatel: Česká zemědělská univerzita v Praze

Schváleno ediční komisí FLD

Publikace prošla recenzním řízením.

Tisk: Tisk Kvalitně s.r.o.

Počet stran: 70

Rok vydání: 2025

ISBN: 978-80-213-3453-3

Vydavatel: Česká zemědělská univerzita v Praze, Kamýcká 129, 165 00 Praha-Suchbát

Publikace vznikla za podpory Fakulty lesnické a dřevařské.

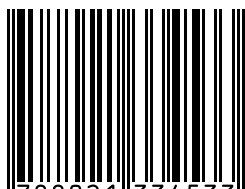
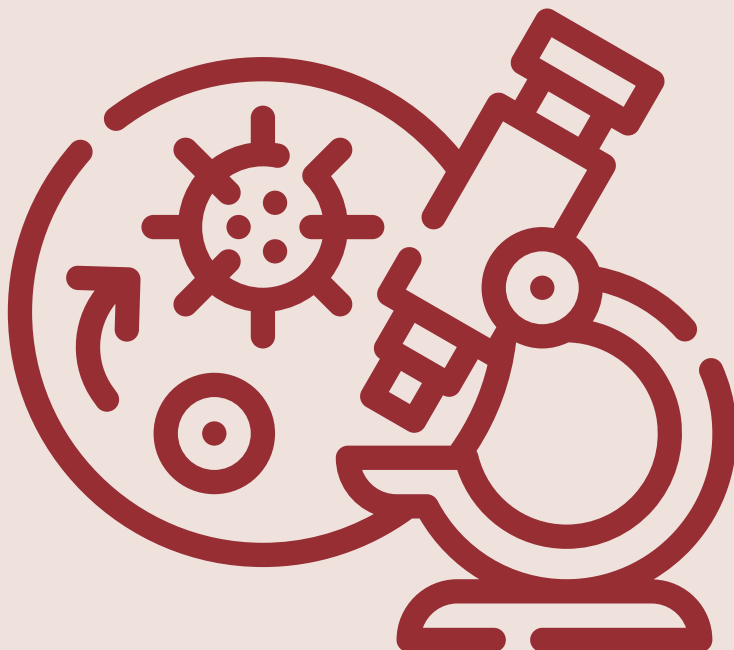
Tisk: Tisk Kvalitně s.r.o., Petržilkova 13, 158 00 Praha 13

Praktická a laboratorní cvičení z Aplikované
chemie v životním prostředí

RNDr. Alina Kalyniukova, Ph.D.

Ing. Anna Jirošová, Ph.D.

2025



9 788021 334533