

UNIVERZITA PALACKÉHO V OLOMOUCI

Přírodovědecká fakulta

Katedra fyzikální chemie



Sledování kvality vybraných zdrojů podzemních vod v okolí Havířova

BAKALÁŘSKÁ PRÁCE

Autor práce:

Martin Slabý

Vedoucí práce:

doc. RNDr. Taťjana Nevěčná, CSc.

Studijní obor:

Aplikovaná chemie

Olomouc 2019

Prohlašuji, že jsem předloženou práci zpracoval samostatně pod vedením doc. RNDr. Taťjany Nevěčné CSc. a že jsem všechnu použitou literaturu a ostatní zdroje, z kterých jsem ve své práci čerpal, uvedl v seznamu použité literatury.

V Olomouci dne.....

.....

Martin Slabý

Poděkování:

Za cenné rady, odborné vedení a veškerou pomoc při zpracování této bakalářské práce bych rád poděkoval mé vedoucí práce doc. RNDr. Tat'janě Nevěčné CSc. Velké poděkování patří také společnosti MORAVSKÁ VODÁRENSKÁ a. s. za umožnění práce v jejich laboratořích a všem pracovnícím za ochotu, trpělivost a pomoc při analýzách. Dále bych chtěl poděkovat všem majitelům vybraných studní za pravidelné umožnění odběru vzorků vody. Zapomenout nesmím ani na své rodiče, kteří mi umožnili studium na univerzitě a podporovali mě po celou dobu mého studia.

BIBLIOGRAFICKÁ IDENTIFIKACE

Jméno a příjmení:	Martin Slabý
Název práce:	Sledování kvality vybraných zdrojů podzemních vod v okolí Havířova
Typ práce:	Bakalářská práce
Pracoviště:	Katedra fyzikální chemie
Vedoucí práce:	doc. RNDr. Taťjana Nevěčná, CSc.
Rok obhajoby:	2019
Abstrakt:	<p>V této bakalářské práci jsem se zaměřil na sledování jednotlivých hygienických ukazatelů kvality podzemních vod po dobu jednoho roku, konkrétně od dubna 2017 do března 2018. Hlavním cílem bylo pravidelné sledování šesti vybraných studní nacházejících se na soukromých pozemcích v okolí statutárního města Havířov. Nejprve jsem se v rámci teoretické části zaměřil na charakteristiku jednotlivých ukazatelů a možný vliv na kvalitu podzemních vod. Následně jsem v praktické části vyhodnotil teplotu, pH, konduktivitu, dusičnany (NO_3^-), dusitany (NO_2^-), sírany (SO_4^{2-}), bromičnany (BrO_3^-), amonné ionty (NH_4^+), chloridy (Cl^-), fluoridy (F^-), vápník (Ca^{2+}), hořčík (Mg^{2+}), celkovou tvrdost vody, železo (Fe), mangan (Mn) a chemickou spotřebu kyslíku (CHSK_{Mn}). Všechny výsledné hodnoty jsem na závěr porovnal s limity pro pitnou a teplou vodu stanovené vyhláškou č. 70/2018 Sb. a posoudil, jaký vliv má roční období na kvalitu podzemních vod.</p>
Klíčová slova:	podzemní vody, studna, kvalita vod, voda
Počet stran:	59
Počet příloh:	14
Jazyk:	Český

BIBLIOGRAPHICAL IDENTIFICATION

Author's first name and surname: Martin Slabý

Title: Quality monitoring of selected groundwater resources
in Havířov area.

Type of thesis: Bachelor work

Department: Department of physical chemistry

Supervision: doc. RNDr. Taťjana Nevěčná CSc.

Year of presentation: 2019

Abstract: This bachelor thesis is focused on monitoring individual hygienic markers of groundwater quality in the span of one year, specifically April 2017 to March 2018. The main goal was regular observation of six selected wells in the vicinity of Havířov city. First, in the theoretical phase of this study I focused on researching individual markers and their possible influence on the quality of the groundwater. Subsequently, in the practical phase, I evaluated temperature, pH levels, conductivity, nitrates (NO_3^-), nitrites (NO_2^-), sulfates (SO_4^{2-}), bromates (BrO_3^-), ammonium ions (NH_4^+), chlorides (Cl^-), fluorides (F^-), calcium, magnesium, overall water hardness, iron, manganese and chemical oxygen demand. In the end I compared all the results with the limits for drinking and hot water set by the 70/2018 Sb. decree and assessed the effect of seasons on the general groundwater quality.

Key words: water, analysis, groundwater, well, water quality

Number of pages: 59

Number of appendices: 14

Language: Czech

Obsah

1. Úvod.....	2
2. Teoretická část	4
2.1. Charakteristika vody	4
2.1.1. Pitná voda	6
2.1.2. Užitková voda.....	7
2.1.3. Atmosférické vody	7
2.1.4. Podzemní vody	8
2.2. Fyzikálně – chemické vlastnosti vody	10
2.3. Organoleptické vlastnosti vody	16
2.4. Nekovy ve vodách	22
2.4.1. Sloučeniny chloru	22
2.4.2. Sloučeniny dusíku	23
2.4.3. Sloučeniny síry	25
2.5. Kovy a polokovy ve vodách.....	25
2.5.1. Sodík a draslík	26
2.5.2. Vápník a hořčík.....	26
2.5.3. Železo.....	27
2.5.4. Mangan	28
2.6. Organické látky ve vodách.....	29
2.6.1. Chemická spotřeba kyslíku manganistanem draselným (CHSK _{Mn}).....	29
3. Experimentální část.....	30
3.1. Použité chemikálie	30
3.2. Použité přístroje	31
3.3. Odběr a zpracování vzorků vod	31
3.4. Metody stanovení	34
4. Výsledky a diskuse	39
5. Závěr	53
6. Summary	55
7. Seznam použité literatury a zdrojů	57
8. Seznam použitých zkratk a symbolů	
9. Přílohy	

1. Úvod

Voda představuje pro celý svět velmi důležitou a nenahraditelnou látku. Právě díky ní vznikl na naší planetě Žemi život, který se postupem dlouhého vývoje zformoval do podoby, v jaké ho známe dnes. I přes své jednoduché složení je voda významnou sloučeninou, která tvoří základ všech živých organismů. Vzhledem k jejím výjimečným vlastnostem, kterými se liší od ostatních kapalin, ji najdeme v téměř všech přírodních podmínkách. Kromě jiného představuje voda přirozené prostředí nespočtu živočichů, od primitivních mikroorganismů až po obří savce.

Již od samotného prvopočátku si lidé uvědomovali významnost vody. Zakládání osad a prvních větších měst probíhalo výhradně v bezprostřední blízkosti řek nebo jiných vodních zdrojů. Pro některé starší civilizace představovala voda víc než jen životadárnou tekutinu. Zdroje vody jsou i v dnešní době velmi diskutovatelným tématem, jelikož díky lidské činnosti dochází jak k úbytku zdrojů vody, tak i její kvality.

Na planetě Žemi je voda rozvrstvena nerovnoměrně. Pevnina zaujímá necelých 29 %, kdežto voda tvoří 71 % celkového povrchu Země. Z toho je až 94 % vody slané, která je ve velkém množství rozdělena do moří a oceánů. Sladká voda představuje pouhých 6 % a na Žemi se vyskytuje v podobě ledovců, podzemní vody, řek a jezerech. V dřívějších dobách byla kvalita vody závislá pouze na podnebí a lesích, které ochraňují kvalitu vodních zdrojů. Rozvojem průmyslu a nárůstu populace dochází stále k větším nárokům na množství spotřebované vody, které je rok od roku méně. Výrazný podstav pitné vody panuje převážně v rozvojových zemích, kde voda představuje každodenní náplň života tamějších obyvatel, jelikož na dodávku pitné vody čekají mnohdy i několik hodin.

Z těchto důvodů se již plánuje mnoho výzkumů, jak mořskou vodu odsolovat a zvýšit tak množství pitné vody pro lidské využití. Klesající zásoby vody jsou také důvodem k tomu, aby byl kladen důraz na její kvalitu. Z tohoto důvodu jsem se rozhodl pro výběr tohoto téma mé bakalářské práce, jelikož mě velmi zajímalo, v jakém stavu jsou zdroje podzemní vody v okolí mého bydliště.

Dalším důvodem výběru tohoto téma byl zájem samotných majitelů studní. Přesný stav kvality podzemních vod nebyl ani jedním majitel přesně znám. Proto jsem si položil otázku, zdali by bylo v krajních situacích možné využít tyto vody k přímé spotřebě. Z těchto důvodů jsem se rozhodl pro roční sledování kvality podzemních vod ze šesti vybraných studní z okolí města Havířova. Jednou měsíčně jsem proměřil vybrané fyzikálně-chemické

parametry, jejíž hodnoty jsem následně porovnal s vyhláškou č. 70/2018 Sb. vydanou Ministerstvem zdravotnictví. Z výsledků jsem následně určil, jaký vliv na kvalitu podzemních vod má roční období a jestli by bylo možné jednotlivé zdroje podzemních vod využít ke přímé spotřebě.

2. Teoretická část

2.1. Charakteristika vody

Na planetě Zemi je voda považována za jednu z nejrozšířenějších a nejdůležitějších sloučenin biosféry. Společně se sacharidy, vitamíny, bílkovinami, lipidy a minerálními látkami se řadí mezi živiny, což jsou látky, které jsou nezbytné pro správné fungování živého organismu. V důsledku normálního fungování lidského, ale i živočišného těla dochází ke kontinuální ztrátě vody, kterou je nutno kompenzovat vodou, která vzniká oxidací živin. Tato voda se označuje jako endogenní. Množství této vody však není dostatečné, proto je nutné organismu dodávat vodu obsaženou v potravinách, především v nápojích. Tato voda se následně označuje jako exogenní. Skutečnost, že potraviny jsou významným zdrojem vody však často přehlízíme a uvědomujeme si význam pouze pitné vody a vody obsažené v nápojích.^[1,2,3]

Voda se na Zemi vyskytuje na mnoha místech, v různé kvalitě a v několika skupenstvích. V nejrozšířenějším kapalném skupenství můžeme vodu najít jak na povrchu Země v podobě oceánů, řek nebo jezer, tak i pod jejím povrchem. Oceány tvoří zdroj přibližně 97 % veškeré vody na Zemi. Dále je voda přítomná ve formě plynu v podobě mraků v atmosféře nebo v pevné formě jako ledovce, ledy a sníh. Ledovce představují zdroj přibližně 75 % veškeré sladké vody na Zemi, řeky a jezera poté pouze 1 % a v podzemních vodách je obsaženo dalších 24 %.^[3,4,5]

K rozdělování vod dochází podle různých kritérií, zejména však podle výskytu a použití. Podle výskytu v přírodě se voda rozděluje na srážkovou (déšť, mlha, sníh), povrchovou (řeky a jezera), minerální (s vysokou koncentrací solí a plynů), podzemní a mořskou (slaná voda v mořích a oceánů). Podle využití na pitnou (musí vyhovovat aktuálním normám pro pitnou vodu), užitkovou (nekonsumní), průmyslovou (určená pro dopravu, chlazení, čištění), závlahovou (používá se v hospodářství na zavlažování) a odpadní. Stálý oběh a s ním související přeměna výše popsanych druhů vod navzájem se označuje jako tzv. hydrologický cyklus, případně koloběh vody (viz Obr. 1). Tento hydrologický koloběh dokáže denně využít až trilión litrů vody.^[2,4,5]

Jakost vod závisí rovněž na přítomnosti dalších látek, které jsou ve vodě rozpuštěny, nerozpuštěny a občas i suspendovány. Projevit se mohou i další faktory, jako například vyšší koncentrace organických látek, výskyt mikroorganismů nebo bakterií. V přírodě se nikdy

nesetkáme s chemicky čistou vodou. Za chemicky čistou se považuje pouze destilovaná, případně demineralizovaná voda.^[1,4]



Obrázek 1: Schéma koloběhu vody^[6]

2.1.1. Pitná voda

Pitná voda je definovaná jako voda v původním nebo upraveném stavu, která nezpůsobuje žádné zdravotní komplikace ani po dlouhodobém používání. Má proto velice širokou škálu využití. Kromě přímého pití je často určena rovněž k vaření, umývání, přípravě jídel, nápojů, k péči o tělo, čištění předmětů, které přicházejí do styku s lidským tělem nebo potravinami atd. Přírodní minerální voda nebo léčivý zdroj se dle definice za pitnou vodu nepovažuje. Kvalita pitné vody se pravidelně kontroluje a hodnotí dle platných limitů, které stanovuje vyhláška Ministerstva zdravotnictví.^[5,7]

Veškeré hygienické požadavky, které určují nezávadnost a čistotu (jakost) pitných vod, se sledují limity biologických, chemických, mikrobiologických, fyzikálních a organoleptických (takové, které lze vnímat smysly) ukazatelů. Mezi hygienické limity patří nejvyšší mezní hodnota (NMH), mezní hodnota (MH) a doporučená hodnota (DH).^[7]

Jako nejvyšší mezní hodnota se rozumí ukazatel, při jehož překročení dochází k zamezení používání vody jako vody pitné, pokud orgán ochrany veřejného zdraví neurčí jinak. Mezi ukazatele NMH patří například arsen, benzen, nikl, uran, akrylamid nebo bakterie *Pseudomonas aeruginosa*. Mezní hodnota odpovídá hodnotě především organoleptických ukazatelů, jejichž překročení nepředstavuje závažné zdravotní riziko. Patří zde například koliformní bakterie, hliník, mangan nebo železo. Doporučená hodnota pak představuje nezávadnou hodnotu, která stanoví minimální žádoucí, případně přijatelnou koncentraci určitých látek, např. vápník nebo hořčík.^[5,7]

Zdroje pitné vody jsou omezeny na povrchové a podzemní. Nej kvalitnější pitnou vodou jsou vody podzemní, jejíž zásoby jsou malé, a proto je nutno využívat i povrchové zdroje. Do měst je voda ze zdrojů dopravována vodovodním potrubím, ale přibližně 14 % obyvatel ČR je zásobováno vodou z veřejných nebo soukromých studní.^[4,7]

Pro pitnou vodu je nejdůležitější zdravotní nezávadnost. Kromě toho musí obsahovat mnoho látek prospěšných pro správné fungování živého organismu a vyhovovat musí i jednotlivými organoleptickými vlastnostmi. Člověk z vody získává až čtvrtinu všech důležitých esenciálních minerálních látek, které tělo dále využívá. Velmi důležitým hlediskem zdravotně nezávadných vod jsou proto i zárodky infekčních a parazitních chorob, které se do vod dostávají s živočišným odpadem a označují se jako tzv. fekální znečištění. Dokázat přítomnost tohoto znečištění lze chemickými nebo mikrobiologickými rozbory, kdy se sledují indikátory, kterými může být kyselina močová, amoniakální dusík, dusitany,

koliformní bakterie, prvoci nebo bakterie *Escherichia coli*. Při těchto rozborech je však nutno zohlednit jak zdroj pitné vody, tak i její okolí.^[7,8]

2.1.2. Užitková voda

Jedná se o hygienicky nezávadnou vodu, která se využívá ve výrobní sféře, v hospodářství nebo ostatních sociálních zařízeních, s výjimkou přímého pití nebo vaření. Na jakost užitkových vod se kladou stejné požadavky jako na vody pitné, některé požadavky na určité parametry mohou být však méně přísné. V případě užitkové teplé vody, jejíž konstrukce je propojená se směšovací baterií a vodovodním potrubím pitné vody, musí být kontrolovány hygienické limity biologických, chemických, mikrobiologických a organoleptických ukazatelů jakosti, které odpovídají platným právním předpisům. V teplé užitkové vodě je velmi přísně sledován obsah CO_2 , SO_4^{2-} , Mg^{2+} , Ca^{2+} , Fe a hodnoty pH, aby se předešlo uvolňování vodního kamene a tím spojenou korozi potrubí a následným usazováním tuhých nečistot.^[7]

2.1.3. Atmosférické vody

Veškerá voda nacházející se v ovzduší bez ohledu na skupenství se označuje jako tzv. atmosférická voda. V plynném skupenství se voda v ovzduší nachází ve formě vodní páry, která může kondenzovat a dopadat tak na zemský povrch v podobě atmosférických srážek. Ty se dále dělí na dva druhy podle skupenství, v jakém dopadají na zemský povrch. Prvním druhem jsou srážky tuhé v podobě krup nebo sněhu. Druhým typem jsou pak srážky kapalné v podobě deště nebo mlhy.^[4,7]

Na chemickém složení atmosférických srážek se podílí hned několik faktorů. Jedním z nich je chemické složení a čistota atmosférického vzduchu v místě, kde dochází ke kondenzaci. Nejčistší srážky bývají v horských oblastech, kde je srážková voda nasycena plyny vyskytujícími se běžně v atmosféře (dusík – 78 %, kyslík – 21 %, argon – 0,93 % a oxid uhličitý – 0,03 %). V průmyslových nebo příměstských oblastech může být atmosféra nasycena dalšími látkami (sloučeniny síry, dusíku, uhlovodíky, organické látky, výfukové plyny apod.), které významně znečišťují srážkovou vodu. Tyto znečišťující látky se do srážkových vod mohou dostat buď vymýváním aerosolů v oblaku nebo vymýváním pod oblakem.^[4,7,11]

Proces, při kterém dochází k přenosu znečišťujících látek z atmosféry na zemský povrch, se označuje jako tzv. atmosférická depozice. Prvním typem je suchá atmosférická depozice, při které dochází k přenosu tuhých látek a plynů. Druhým typem je pak

atmosférická depozice mokrá, která představuje vertikální přenos deštěm, případně sněhem a horizontální v podobě mlhy. Součtem těchto dvou druhů získáme celkovou atmosférickou depozici. Původ znečištění může být různý. V prvním případě dochází k uvolňování polutantů přírodní cestou, kterou mohou být vulkanické erupce nebo požáry. V druhém případě se jedná o antropogenní příčinu, např. těžký průmysl, případně spalování fosilních paliv.^[7,12]

2.1.4. Podzemní vody

Voda přirozeně nacházející se pod zemským povrchem, která je v bezprostředním styku s horninami, je označována jako voda podzemní. Současně se jedná o nejkvalitnější zdroj pitné vody. Nachází se ve zvodněných zemských vrstvách a dutinách, kde protéká drenážními systémy ve studnách nebo vrtech. Nejčastějším zdrojem podzemních vod jsou povrchové vody (řeky, jezera nebo přírodní nádrže), které působením gravitační síly prosakují pod zemský povrch. V momentě, kdy voda prosákne a dostane se na překážku nebo izolátor (nepropustná vrstva), začne se hromadit. Takovou překážkou může být náhlá změna propustnosti půdních vrstev z propustných (písek) na nepropustné (jíly). Pokud se podzemní voda dostane na horninové prostředí, začne vyplňovat volné prostory a vytvoří souvislou hladinu. Na vzájemném vztahu mezi podzemní vodou a horninami, se podílí zemská gravitace, atmosférický tlak, kapilární síly, fyzikální a chemické vlastnosti hornin a další faktory.^[5,7,9]

Jedním z možných způsobů vzniku podzemní vody je kondenzace vodních par vzniklých při magmatických činnostech. Tyto vody se označují jako fosilní (juvenilní). Častěji však dochází ke vsakování povrchové a srážkové vody do zemské půdy, čímž vzniká tzv. vadózní voda. Na výslednou kvalitu má vliv jak složení hornin a půd, kterými podzemní voda protéká, tak i složení povrchových a srážkových vod v určité oblasti (např. v místech se silně znečištěnou atmosférou). Přímým rozpouštěním se do vody dostávají snadno rozpustné minerály, např. sádrovec ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$), kamenná sůl (NaCl), sylvín (KCl) apod. Chemickým působením dochází k přeměně málo rozpustných uhličitánů (FeCO_3 , CaCO_3 , MgCO_3) na rozpustné hydrogenuhličitany. Docházet může k dalším chemickým a biochemickým pochodům, při kterých dochází ke vzniku modifikací ze vzniklých látek.^[7,9]

Podzemní vody se podle celkového chemického složení dělí na prosté a minerální. Prosté vody obsahují nízké koncentrace rozpuštěných látek a plynů, a zároveň žádné z kritérií pro minerální vodu nespĺňují. Minerální voda má pak převážně vyšší teplotu a vyšší

obsah rozpuštěných látek. Hlavním kritériem pro podzemní vody je celková mineralizace (obsah všech rozpuštěných anorganických látek) a volný CO_2 o hodnotě $1\,000\text{ mg} \cdot \text{l}^{-1}$, respektive $20\text{ mmol} \cdot \text{l}^{-1}$, pokud je průměrná hmotnost hlavních makrokomponent přibližně $50\text{ mmol} \cdot \text{l}^{-1}$. Po překročení této hodnoty se jedná již o vodu minerální. Tento proces mohou zapříčinit mimořádné události, např. vulkanické činnosti.^[5,7,9]

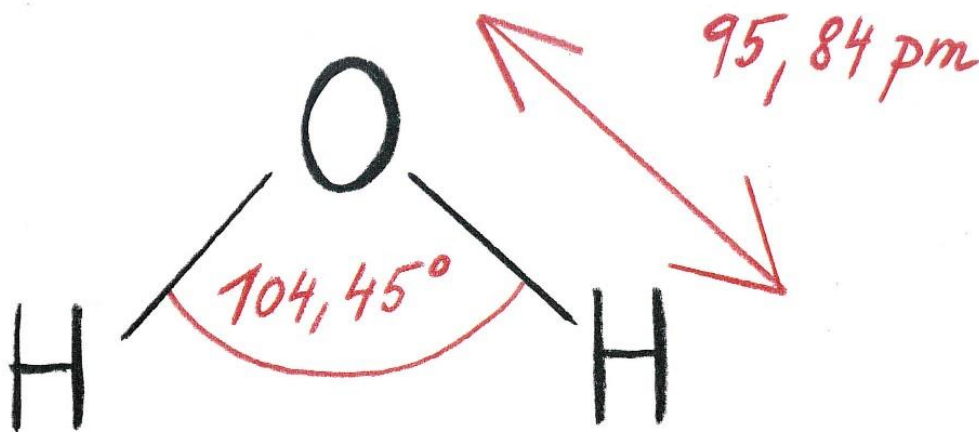
Celková kvalita podzemní vody závisí převážně na podzemních vrstvách, ve kterých se voda nachází. Z jednotlivých podloží se určité složky uvolňují rozpuštěním (např. chloridy, uhličitany a sírany) nebo rozpouštěním, určitých látek na rozpustnější. Těchto procesů se účastní i různé plyny (O_2 , CO_2 nebo H_2S) vznikající iontovýměnnými, případně bakteriálními reakcemi. Sírné bakterie mohou redukovat sírany na sulfidy a jiné oxidují sulfidy na sírany. Ve větších hloubkách dochází k anaerobním procesům, při kterých dochází např. k redukci dusičnanů. Veškeré znečištění podzemních vod se špatně eliminuje, proto by se mělo jakémukoli znečištění zabránit.^[5]

K faktorům, které ovlivňují výslednou kvalitu vody patří i místo jejího odběru. Vzorke získané ze studni, pramenů, studánek, mělkých a hlubokých vrtů, se od sebe budou lišit. Vody získané z mělkých vrtů mohou být často znečištěny hospodářskou činností, kdy dochází například k průsaku agrochemikálií. Znečištění vody lidským zaviněním se označuje jako tzv. antropogenní znečištění. Vody pocházející z hlubokých vrtů jsou před těmito procesy do jisté míry chráněny. Na hloubce odběru podzemní vody závisí rovněž i teplota a s ní spojené změny v kvalitě vody. V mělkých vrtech (0,5 až 1 m) dochází během dne k výraznějším výkyvům teploty než v hlubokých vrtech (20 až 30 m), které mají zpravidla stálou teplotu. V neposlední řadě jsou podzemní vody výrazně méně organicky znečištěny.^[4,5,7]

Místa, kde dochází k samovolnému výtoku podzemní vody na zemský povrch, se souhrnně označují jako prameny. Pro tyto prameny jsou velice rizikové letní teploty a s nimi spojené období sucha, při kterých je jejich výtok značně omezen nebo zcela zanikne. Podle toho dělíme prameny na trvalé a dočasné. Podzemní vodu lze v kapalném skupenství najít až 10 km, v zemské kůře je to obvykle kolem 2 km.^[9,10]

2.2. Fyzikálně – chemické vlastnosti vody

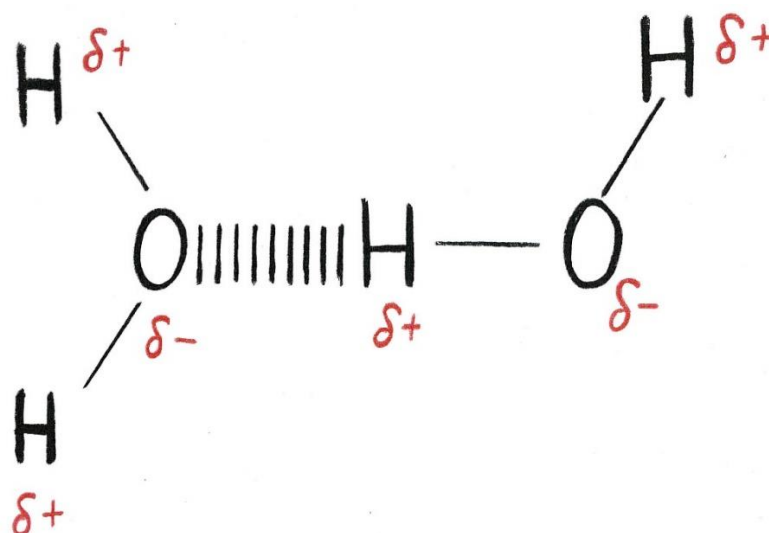
Většina fyzikálních i chemických vlastností vody úzce souvisí se stavbou její molekuly, která je tvořena dvěma atomy vodíku a jedním atomem kyslíku. Chemický vzorec vody je H_2O . Geometrie chemické vazby mezi těmito atomy není lineární. Úhel mezi atomy kyslíku a vodíku je roven $104,45^\circ$ ^[14] (viz Obr. 2). Vzdálenost mezi dvěma atomy vodíku je $1,6 \cdot 10^{-10}$ pm, vzdálenost atomu kyslíku a vodíku je pak $0,96 \cdot 10^{-10}$ m.^[4] Vazebná energie mezi atomem vodíku a kyslíku je následně $464 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$. Jedná se o velmi pevnou vazbu. Pevnější vazbu s kyslíkem dokáže vytvořit pouze fluor. Na atomu kyslíku se nachází volné elektronové páry, které způsobují částečně záporné nabití molekuly, naopak vodíky způsobují částečně kladné nabití. Tento jev se označuje jako tzv. dipól molekuly vody. Díky tomuto jevu voda vykazuje polární charakter a dokáže disociovat iontové a polární sloučeniny, které jsou jinak nerozpustné. Největší hustotu má voda při $3,98 \text{ }^\circ\text{C}$.^[4,13,14]



Obrázek 2: Schéma geometrie molekuly vody

Vodíkové můstky

Významnou chemickou vlastností vody je schopnost vytvářet vodíkové můstky (viz Obr. 3). V porovnání s ostatními vazbami (např. kovalentní) se jedná o slabší typ vazby, jejíž energie se pohybuje kolem $20 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$. Mezi kyslíkem a vodíkem v různých molekulách však vytváří velice pevné vazby, které mají vliv na skupenské teplo tání a varu, které je vzhledem k vodě podobným molekulám (např. H_2S) značně vyšší.^[11,13,15]



Obrázek 3: Schéma tvorby vodíkových můstků molekul vody

Anomálie vody

Charakteristickou vlastností vody je i její závislost objemu na teplotě. Při zahřívání vody o teplotě 0 °C dochází ke zmenšování jejího objemu. Od 3,98 °C, kdy je její hustota největší, se začíná chovat jako ostatní kapaliny a se zvyšující se teplotou její hustota roste. Tento jev se označuje jako anomálie vody. Názorným příkladem je zamrzání v jezerech a rybnících, kdy voda zamrzá nejdříve na hladině, což je velmi důležité pro přežití vodních živočichů v zimě. [7,13,14]

Povrchové napětí vody

Hladina vody svými vlastnostmi připomíná tenkou elastickou blánu. Tato vlastnost je projevem povrchového napětí. Voda, ale i jiná kapalina určitého objemu, se vždy snaží na hladině zaujmout co nejmenší obsah. Destilovaná voda při 20 °C má hodnotu povrchového napětí přibližně 72,7 mN · m⁻¹. Snižování povrchového napětí vody v řekách se projevuje pěněním a má nepříznivý vliv na živé organismy. Způsobují ho povrchově aktivní látky (tenzidy), které mohou být přírodního (např. saponiny a některé huminové látky) nebo látky antropogenního původu. Při klesající teplotě vody povrchové napětí roste. [2,7]

Autoprotolýza vody

Autoprotolýza vody představuje reakci, při které společně reagují dvě molekuly vody za vzniku hydroxidového aniontu a oxoniového kationtu (viz rovnice 1). Tento proces probíhá vratně a rychlost, kterou je voda disociovaná, je stejná, jako rychlost vznikajících produktů. Tímto principem můžeme vysvětlit další reakce, které s molekulou vody probíhají.

Voda v těchto reakcích může vystupovat jako donor (viz rovnice 2) nebo jako akceptor (viz rovnice 3) vodíkového protonu H^+ .



Koncentrace iontů vzniklých autoprotolýzou vody má hodnotu $10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$. Z toho lze určit disociační konstantu vody (iontový součin vody, viz rovnice 4), která odpovídá $1 \cdot 10^{-14} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ za standardních podmínek (25 °C, tlak 101,325 kPa). Ionizační konstanta K pak odpovídá hodnotě $1,8 \cdot 10^{-16}$.^[7,13]

$$K = \frac{a_{H_3O^+} \cdot a_{OH^-}}{a_{H_2O}^2} \quad (4)$$

Modifikace vody

V pevném stavu se voda může vyskytovat v devíti možných modifikacích, jejichž stálost závisí na určité teplotě a tlaku. Při teplotě 0 °C a tlaku 101,325 Pa (1 atmosféra) se vytváří běžný led, který označujeme jako led-I. V tomto případě se jedná o otevřenou strukturu, která je složená ze šestičlenných deformovaných kruhů. Jednotlivé molekuly vody jsou tetraedricky obklopeny atomy kyslíku čtyř sousedních molekul. Jako celek jsou následně nesymetricky propojené vodíkovými vazbami.^[17]

Nejčastějším výskytem v přírodě je molekula vody s atomy v podobě 1H_2 a $^{16}O_2$. Dalšími stabilními izotopy jsou pak 1H (protium) 2H (D, deuterium) 3H (tritium) ^{16}O nebo ^{17}O . Současně s běžnou vodou se v přírodě ve velmi malém množství vyskytuje i těžká voda, tzv. deuteriumoxid (D_2O) v přibližném zastoupení 0,015 %. Existuje i supertěžká (tritiová) voda T_2O , která vykazuje známky radioaktivity. Chemicky se tyto vody od sebe liší rychlostí reakcí, které v D_2O probíhají pomaleji. Těžká voda se uplatňuje například v jaderných elektrárnách jako chladicí médium a připravit ji můžeme elektrolýzou vody.^[7,13,17]

Elektrolytická konduktivita

Označuje základní schopnost vody vést elektrický proud. Jedná se o základní aditivní vlastnost roztoků elektrolytů. V rozborech vody se často označuje zkráceně jako konduktivita. Udává míru koncentrace ionizovatelných organických a anorganických součástí vody. V případě přírodních a užitkových vod s velmi nízkou koncentrací

organických látek je konduktivita mírou anorganických elektrolytů (aniontů a kationtů). Ionty, které mají zásadní vliv na konduktivitu vody, jsou H^+ , Na^+ , K^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+} , Cl^- nebo SO_3^{2-} . Další ionty, kterými mohou být Fe^{3+} , Al^{3+} , $H_2PO_4^-$, NO_3^- a ostatní rozpuštěné plyny mají značně menší vliv na celkovou konduktivitu. Ostatní složky, které jsou ve vodách přítomny ve formě neelektrolytů (např. Si nebo B) na konduktivitu nemají žádný vliv. V analýze vod se konduktivita stanovuje běžně u většiny druhů vod, jelikož se jedná o rychlý ukazatel celkového iontového zastoupení prvků i celkové mineralizace vody a bývá prováděná bezprostředně po odběru vzorku, jelikož může dojít k výměně plynů s okolím (CO_2 nebo NH_3).^[3,7,18]

Konduktivita se označuje řeckým písmenem κ a odpovídá převrácené hodnotě odporu roztoku (Ω - ohm), který se nachází mezi dvěma elektrodami o ploše 1 m^2 a známé vzdálenosti (např. 1 m) od sebe (viz rovnice 5). Základní jednotkou konduktance (vodivosti) je S (Siemens, viz rovnice 6) a u konduktivity pak $S \cdot m^{-1}$. Vzhledem k často malým hodnotám se však používají menší jednotky ($\mu S \cdot cm^{-1}$ nebo $mS \cdot m^{-1}$). Jednotlivé veličiny mohou být navzájem přepočítány podle daného vztahu (viz rovnice 7).^[3,7,18]

$$\kappa = G \cdot \frac{1}{A} \quad (5)$$

$$G = \frac{1}{R} \quad (6)$$

$$1\ \mu S \cdot cm^{-1} = 0,1\ mS \cdot m^{-1} \quad (7)$$

G	konduktance [S]
l	vzdálenost elektrod od sebe [m]
A	plocha elektrody [m^2]
R	elektrický odpor [Ω]

Stanovení konduktivity závisí jak na koncentraci iontů, pohyblivosti a nábojovém čísle, tak i na teplotě. Z tohoto důvodu musíme při stanovení konduktivity vzorek vody vždy temperovat. Při vzrůstu/poklesu teploty o $1\text{ }^\circ C$ může dojít ke změně konduktivity nejméně o 2% . Nejčastěji se provádí měření konduktivity při $25\text{ }^\circ C$. Destilovaná voda má při teplotě $25\text{ }^\circ C$ konduktivitu v rozsahu přibližně 5 až $50\ mS \cdot m^{-1}$. Mezní hodnota konduktivity v pitných vodách v ČR je $125\ mS \cdot m^{-1}$.^[7,8,18]

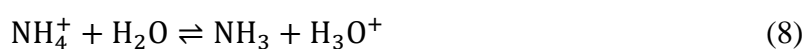
Měření konduktivity probíhá v konduktometrech, které je nutno před samotným měřením kalibrovat roztokem chloridu draselného (KCl) o koncentraci $0,01 \text{ mol}^{-1}$. Ten má při teplotě $25 \text{ }^\circ\text{C}$ hodnotu $141 \text{ mS} \cdot \text{m}^{-1}$. Rušivými vlivy při stanovování konduktivity mohou být různé nerozpuštěné látky (dehty, tuky, kovové částice nebo minerální látky). Rušivě mohou působit i vzduchové bubliny, které vznikají při zahřívání vzorku vody na požadovanou teplotu.^[7,18]

Měření pH

Hodnota pH a s ním spojený oxidačně-redukční potenciál má značný vliv na chemické i biochemické procesy, které ve vodách probíhají. Z toho důvodu je měření pH velmi důležité a provádí se vždy u všech typů vod. S pomocí pH dokážeme rozlišit formy výskytu určitých prvků ve vodách nebo posoudit agresivitu vody. Ovlivňuje rovněž účinnosti jak chemických, fyzikálně-chemických i biochemických procesů, které se používají při úpravě nebo čištění vod (sorpce, srážení, koagulace, redukce, oxidace, hydrolyza apod.).^[7,19,20]

Pro výslednou hodnotu pH jsou důležité homogenní i heterogenní rovnováhy, které se ve vodách ustavují. Disociované a nedisociované formy různých kyselin a zásad se mohou z chemického hlediska chovat odlišným způsobem. Například toxicita nedisociované formy H_2S nebo NH_3 je mnohem větší než toxicita forem iontů HS^- a NH_4^+ .^[7]

Látky schopné odštěpit vodíkový, resp. hydroxoniový ion, jsou podle Brønstedovy teorie kyselin a zásad definovány jako kyseliny. Látky schopné tento odštěpený vodíkový ion na sebe vázat, jsou následně definovány jako zásady. Jelikož se jedná o výměnu protonu, tak se tyto rovnováhy označují jako protolytické. Podle počtu odštěpovaných nebo vázaných protonů rozlišujeme jednosytné a vícesytné kyseliny a zásady. Díky této skutečnosti patří mezi kyseliny i amonný ion, jelikož ve vodě probíhá reakce (viz rovnice 8). V případě protolytické rovnováhy amfiprotního rozpouštědla se jedná o reakci dvou molekul daného rozpouštědla, kdy vzniká konjugovaná báze a kyselina. V případě vody jde o již známou autoprotolýzu vody (viz rovnice 1). Pro obecné rozpouštědlo platí rovnice (viz rovnice 9).^[7,18,19,20]



Disociace neutrálních molekul vody (viz rovnice 2) způsobuje velmi malou vodivost, díky tomu dokáže i čistá voda vést elektrický proud. Podle konvence se aktivita nedisociované vody považuje za jednotkovou, tudíž díky ní můžeme určit vztah (viz rovnice 10) pro rovnovážnou konstantu vody K_w , kterou také označujeme jako iontový součin vody nebo autoprotolytickou konstantu vody. Tato konstanta je závislá na teplotě a představuje vztah mezi vodíkovým a hydroxidovým iontem. V dnešní době se používá zjednodušená Sørensenova úprava vztahu (viz rovnice 11), podle které pH počítáme a vyjadřujeme jeho hodnotu. pH je definováno jako záporná hodnota dekadického logaritmu aktivity vodíkových iontů vyjádřených v molech na liter. Aktivita vodíkových iontů je však menší než jejich koncentrace, jelikož dochází k interakci iontů. V případě velmi zředěných roztoků se aktivita blíží hodnotě koncentrace.^[7,18,19]

$$K_w = a_{H_3O^+} \cdot a_{OH^-} \quad (10)$$

$$pH = -\log a_{H_3O^+} \quad (11)$$

Hodnota K_w se za laboratorní teploty 25 °C rovná $1,00 \cdot 10^{-14}$, kdy jsou aktivity obou iontů stejné (viz rovnice 12). Roztoky s hodnotou pH menší než 7 se označují jako kyselé, v případě, kdy je pH větší než 7, jsou roztoky zásadité. Pokud je pH rovno 7, jsou roztoky neutrální. Ze vztahu (10) je patrné, že součet pH (aktivita vodíkových iontů) a pOH (aktivita hydroxidových iont) se rovná 14 (viz rovnice 13).^[18,19,20]

$$a_{H_3O^+} = a_{OH^-} = 10^{-14} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \quad (12)$$

$$pH + pOH = 14 \quad (13)$$

V praxi se pH měří u všech druhů vod dvěma možnými metodami. Prvním způsobem jsou kolorimetrické metody, které jsou založeny na barevné změně použitých indikátorů (např. lakmusový papírek). Jelikož mají velmi omezenou přesnost, tak se používají pouze pro orientační stanovení nebo terénní měření. Kromě univerzálních indikátorů se využívá rovněž i mnoho acidobazických indikátorů účinných v úzkém rozsahu pH. Výsledné zbarvení indikátorů se dále porovná s barevnými změnami standardních tlumivých vzorků a na základě toho se určí výsledná hodnota pH.^[18,19]

Přesnější a účinnější je potenciometrické stanovení. Při tomto měření se využívají srovnávací (převážně kalomelová, méně často argentschloridová) a měrná (skleněná) elektroda. Použít můžeme i kombinovanou elektrodu. Ta dokáže vytvořit článek sama díky svému vnitřnímu uspořádání. Elektromotorická síla tohoto článku je následně v mezích

1 až 13 jednotek pH lineární funkcí pH vzorku. Projevit se mohou odchylky od lineárního průběhu, a to buď jako pozitivní chyba (v případě silně alkalického vzorku) nebo negativní chyba (v případě silně kyselého vzorku).^[3,18]

Rušivými vlivy při potenciometrickém měření pH může být teplota vzorku. Při změně teploty dochází ke změně napětí na elektrodě, které může být kompenzováno teplotními čidly u moderních elektrod. Dále teplota ovlivňuje rovnovážnou konstantu látek obsažených ve vzorku (převážně tlumivé složky vzorku). Jelikož je tato odchylka závislá na teplotě, nelze ji obecně omezit. Rušivé vlivy mohou vykazovat také sodné ionty v silně alkalickém roztoku, které ovlivňují potenciál na elektrodě. Rušivě může působit i obsah rozpuštěných plynů, suspenzí nebo organických látek (oleje nebo tuky).^[18,20]

Před každým měřením je nutné provést kalibraci vhodným tlumivým kalibračním roztokem. Po měření se elektrody uchovávají v roztoku KCl o koncentraci $3 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ nebo v tlumivém roztoku o $\text{pH} = 4$. Například destilovaná voda zbavená veškerého CO_2 má při $25 \text{ }^\circ\text{C}$ hodnotu $\text{pH} = 7$. Při $100 \text{ }^\circ\text{C}$ vzhledem ke změně iontového součinu vody odpovídá tato hodnota 6,1, kdežto při $0 \text{ }^\circ\text{C}$ pak 7,47. Mezní limita pro pH v pitných vodách v ČR je v rozmezí 6,5 – 9,5.^[7,8,18]

2.3. Organoleptické vlastnosti vody

Jedná se o vlastnosti vody ovlivňující smyslový vjem a smyslové orgány (např. zrak nebo čich). Mezi tyto vlastnosti patří teplota, barva, zákal, pach a chuť. V případě, kdy dochází ke zkoušení jednotlivých vlastností vod prostřednictvím smyslových vjemů, hovoříme o sensorické analýze. Tato analýza je rozšířená převážně v potravinářství, kdy dokážeme při dodržování jistých zásad docílit spolehlivých a reprodukovatelných výsledků. Sensorickou analýzou je rovněž důležitá při stanovení některých typů sloučenin, které působí smyslové obtíže v koncentracích menších, než je jejich analytická mez stanovitelnosti. Kromě sensorické analýzy můžeme použít i instrumentální analýzu (v případě teploty, zákalu nebo barvy).^[2,7,18]

Teplota vody

Teplota je velmi významný ukazatel jakosti a vlastnosti vody. Ovlivňuje jak chemickou, tak i biochemickou reaktivitu v poměrně úzkém rozmezí v přírodních i užitkových vodách. Údaje o vzorku vody jsou nezbytné při posuzování agresivity vody, vápenato-uhličitanové rovnováhy, rozpustnosti tuhých látek nebo biochemické spotřeby kyslíku. Teplota

má rovněž zásadní vliv i na hodnotu toxického nedisociovaného amoniaku, který se zvyšující se teplotou roste. Projevit se může i na celkové koncentraci amoniakálního dusíku, kdy v rozmezí 5 až 25 °C dochází k několikanásobnému zvýšení této hodnoty.^[7,18]

V podzemních vodách může být teplota vody od 0 do 100 °C a je nezávislá na ročním období. Teplota vzrůstá s hloubkou formování a chemického složení vody. V nepřístupných hloubkách můžeme teplotu vody odhadnout ze složení pomocí van't Hoffovy reakční izobary. Tato metoda se využívá při hledání nových geotermálních zdrojů energie. Teplota podzemních vod s hlubokým oběhem je během roku stálá (v Evropě v hloubce 10 metrů činí 9,5 °C) a jen málo závislá na ročním období. Vody s mělkým oběhem jsou poté závislé na ročním období a jejich teplota vzhledem k počasí kolísá.^[7,18]

Vody, které při vývěru přesahují určitou teplotní mez, označujeme jako tzv. termální. V tomto případě jde o vody s teplotou od 20 do 25 °C. Pokud je teplota vody při vývěru v rozmezí 40 až 50 °C, jde o vody hypertermální. Známé příklady termálních vod jsou například minerální vody v Karlových Varech nebo Piešťanech, které mají až 70 °C. Pro pitné vody je nejvhodnější teplota 8 až 12 °C. Voda teplejší nad 15 °C již neosvěžuje a voda chladnější pod 5 °C může poškodit gastrointestinální trakt. Podle teploty se vody dále dělí na vlažné (do 35 °C), teplé (do 42 °C) a horké (nad 42 °C).^[7,30,31]

Teplota hraje významný vliv i na povrchové vody, jelikož ovlivňuje rozpustnost kyslíku, rychlost biochemických pochodů a tím i proces samočištění. Například močovina má ve vodě v teplotním rozsahu 5 až 20 °C mnohonásobně vyšší poločas rozpadu. Docházet může k tepelnému znečištění (zatížení) vod, které je způsobeno vypouštěním oteplených vod do vod povrchových.^[7,18]

V hlubších jezerech a nádržích má významný vliv na život a reprodukci ryb teplotní stratifikace (viz kapitola Anomálie vody). V letních teplotách se na hladině vody udržuje teplá voda, kdežto chladnější voda se hromadí v hlubších vrstvách s větší hustotou. Vrstva vody na hladině (epilimnion) je od spodní vrstvy (hypolimnion) oddělena tzv. skočnou vrstvou (metalimnion, případně termoklina), která zabraňuje cirkulaci vody v celém objemu. Teplota vody pod skočnou vrstvou zůstává konstantní a označuje se jako letní stagnace. V zimě dochází k inverznímu jevu, kterému říkáme zimní stagnace. Na jaře a na podzim dochází k mísení vrstev, která vede k vyrovnávání teploty. V tomto případě jde o jarní a podzimní cirkulaci.^[7]

K samotnému měření teploty vody dochází bezprostředně po odběru vzorku ve vytemperované nádobě, případně ještě před odběrem přímo pod hladinou a provádí se vždy. Nejčastěji se k měření používá elektrický teploměr s odporovým nebo termistorovým čínidlem s přesností ± 1 °C a odečet teploty se provádí po ustálení digitálního ukazatele. Výsledek se vyjadřuje ve °C a zaokrouhuje na jedno desetinné místo.^[7,18]

Barva

Pro posuzování barvy vody se využívá jejího absorpčního spektra. V případě záření s vlnovou délkou 400 nm se jedná o ultrafialové (UV-oblast) a nad 760 nm infračervené (IR-oblast). Tyto oblasti záření nevyvolávají u člověka žádné světelné vjemy. Z absorpčního spektra vody vyplývá, že voda světlo ve viditelné oblasti téměř neabsorbuje. Výjimku tvoří přechod mezi purpurovou a IR-oblasti, proto se nám voda v tenkých vrstvách zdá bezbarvá a v několika metrových vrstvách jako světle modrá. Přibližná hranice intervalu vlnových délek monochromatického záření s příslušnými barvami jsou k nahlédnutí v tabulce (1).^[7,18]

Tabulka 1: Vlnové délky světla a odpovídající barvy^[8]

Vlnová délka [nm]	Barva	Vlnová délka [nm]	Barva
400 až 435	Fialová	560 až 580	Zelenožlutá
435 až 480	Modrá	580 až 595	Žlutá
480 až 490	Zelenomodrá	595 až 605	Oranžová
490 až 500	Modrozelená	605 až 730	Červená
500 až 560	zelená	730 až 760	purpurová

V přírodních vodách se setkáváme se zbarvením přírodního nebo antropogenního původu. Vliv na barvu vody mají mnohé huminové látky, obsah železa, koloidní částice a další. V období jarní a podzimní cirkulace může být barva vod v jezerech a nádržích ovlivněna cirkulací vody a zvířenými nerozpuštěnými látkami (jíl, fytoplankton). Fulvokyseliny pak zbarvují vodu do žluta nebo žlutohněda. Sinice a řasy mohou způsobit zelenožluté zbarvení.^[7,18]

Při hodnocení se rozeznávají barvy zdánlivé, které jsou v původním vzorku a jsou odstranitelné filtrací a skutečné, které nelze odstranit filtrací. Zdánlivé zbarvení mohou způsobit koloidní nebo suspendované nerozpustné látky, skutečné zbarvení pak barviva, která jsou do vod vypouštěna např. z textilního průmyslu. Hmotnostní

koncentrace látky způsobující barevné znečištění vod se nazývá prahová koncentrace. Údaje prahové koncentrace pro vybrané látky jsou k nahlédnutí v tabulce (2).^[7,18]

Tabulka 2: Prahové koncentrace jednotlivých barvotvorných látek^[8]

Barvotvorná látka	Koncentrace [$\text{mg} \cdot \text{l}^{-1}$]	Barvotvorná látka	Koncentrace [$\text{mg} \cdot \text{l}^{-1}$]
Fuchsin	0,003	Safranin	0,013
Methylenová modř	0,025	Indigokarmín	0,24

Intenzita i barva vod je závislá na pH, ke které se vždy musí vztahovat. Velký vliv má rovněž i oxidačně-redukční potenciál, jelikož může docházet k oxidačně-redukčním reakcím vedoucím k barevné změně barviv nacházejících se ve vodách. Pro stanovení relativní stálosti (hnilobnosti) vody bylo navrženo thiazinové barvivo methylenová modř.^[7,19]

V nejjednodušším případě můžeme barvu vody stanovit vizuálně a výslednou intenzitu a zbarvení popsat slovně. Pokud je voda znečištěna převážně huminovými látkami, můžeme použít metodu srovnávání s řadou barevných standardů. Porovnávací standardy se připravují jako směs roztoků chloroplaticitanu draselného (K_2PtCl_6) a chloridu kobaltnatého (CoCl_2). Výsledná intenzita a zbarvení porovnávacích vod se poté udává v jednotkách Pt $\text{mg} \cdot \text{l}^{-1}$. Toto stanovení nelze provést v případě, kdy se odstín měřených vod značně liší od standardů nebo když jsou vzorky vod znečištěny jinými než huminovými látkami. V ČR je průměrná hodnota barvy pitných vod 4 Pt $\text{mg} \cdot \text{l}^{-1}$, mezní hodnota je pak 20 Pt $\text{mg} \cdot \text{l}^{-1}$.^[5,7,18]

Filtrací vzorku přes membránový filtr o velikosti póru 0,45 μm dokážeme rozlišit skutečnou barvu od zdánlivé. Skutečná barva se stanovuje rovněž spektrofotometricky. Toto měření lze použít však pouze po odstranění rušivých vlivů, kterými mohou být zejména sloučeniny železa a manganu. Ty by mohly narušit fyzikálně-chemickou rovnováhu přechodem na jinou oxidovanou formu. Odstranit se dají přefiltrováním vzorku vody.^[7,18]

Samotné měření probíhá ve viditelné oblasti spektra, kdy se posuzuje objektivní hodnota skutečné barvy vody. Měření při předepsané vlnové délce $\alpha_1 = 432 \text{ nm}$ se provádí vždy. V případě znečištění huminovými látkami nemusí být měření při této vlnové délce dostačující, proto se absorbance vzorků měří i při dalších vlnových délkách ($\alpha_2 = 525 \text{ nm}$

a $\alpha_3 = 620$ nm). Spektrální absorpční koeficient (absorbance převedena na vlnovou délku) pro jednotlivé vlnové délky se vypočítá podle rovnice (14).^[7,18]

$$\alpha(\lambda) = \frac{A(\lambda)}{d} \cdot f \quad (14)$$

$\alpha(\lambda)$ spektrální absorpční koeficient pro vlnovou délku λ v m^{-1}

$A(\lambda)$ absorbance vzorku vody při vlnové délce λ

d optická dráha kyvety v cm

f koeficient převádějící spektrální absorpční koeficient na reciproké metry (v případě kyvety s optickou dráhou c m odpovídá $f = 100$)

Zákal

V případě snížení průhlednosti (transparence) vody nerozpuštěnými látkami hovoříme o zákalu. Většinou je způsoben koloidně dispergovanými nerozpuštěnými anorganickými i organickými látkami přírodního i antropogenního původu. Především se jedná o jílové materiály, hydratované oxidy kovů (mangan a železo), bakterie, plankton (řasy a sinice) nebo jemně dispergované zbytky těl rostlinných a živočišných organismů (detrit).^[2,7,18]

Zákal se dnes měří převážně semikvantitativní nebo kvantitativní metodou. Semikvantitativní metody jsou založeny na optických turbidimetrech a dnes se používají výhradně pro hodnocení zákalu terénních měření. Nejstarší přístroj, kterým se zákal stanovuje, je Jacksonův turbidimetr. Hodnota zákalu se vyjadřovala v JTU (Jackson turbidimeter units). Dnes se jako porovnávací standard používá SiO_2 (křemeliny) a výsledky se vyjadřují jako obsah SiO_2 v mg na litr.^[5,7,18]

Kvantitativní hodnocení zákalu se dnes provádí dvěma metodami. První z nich je turbidimetrie, kdy dochází k měření procházejícího záření. Druhá metoda je nefelometrie, pomocí které měříme rozptýlené záření. Snižování záření procházejícího světla při určité vlnové délce λ je způsobeno jak absorpcí procházejícího záření rozpuštěnými látkami (spektrální absorpční koeficient $\alpha(\lambda)$), tak i rozptylem procházejícího záření nerozpuštěných částic všemi směry (spektrální rozptylový koeficient $s(\lambda)$). Koeficient spektrálního útlumu vyjádříme rovnicí (15).^[7,18]

$$\mu(\lambda) = \alpha(\lambda) + s(\lambda) \quad (15)$$

Turbidimetrická metoda se používá výhradně pro měření zákalu pitných a povrchových vod. Při této metodě dochází ke srovnávání zákalu vzorku se standardem formazinové suspenze. Formazín získáváme reakcí síranu hydrazinia a hexamethylentetraminu. Jednotku 1 ZF získáme reakcí 1,25 mg síranu hydrazinia a 12,5 mg hexamethylentetraminu v 1 litru vody. Provádět se může jak vizuálně, tak spektrofotometricky měřením procházejícího záření při vlnové délce 860 nm. Výsledná hodnota ZF se určí vnesením lineární regrese a výpočtem kalibrační přímky.^[7,18]

Nefelometrické stanovení je založeno na spektrofotometrickém měření části rozptýleného záření. Používá se v případě méně znečištěných a pitných vod. Rušivými vlivy může být zbarvení zkoumaného vzorku. Pokud dochází k rychlé sedimentaci nerozpuštěných látek, nelze tuto metodu použít. Z kalibrační závislosti se nakonec určí hodnota ZF_n , která se zaokrouhlí na 2 desetinná místa.^[7,18]

Pach

V případě znečištění vod některými látkami může voda působit odpudivě, i když není nijak závadná. Primární zdroje pachu vody mohou být přírodní součástí vody (sulfan), látky biologického původu (vznikají umíráním mikroorganismů ve vodě) nebo látky obsažené v průmyslových vodách. Sekundárním zdrojem pachu je pak petrochemický průmysl produkující estery, alkoholy, ethery, chlorované uhlovodíky, merkaptany apod. Pach může vzniknout i čištěním vody vybranými hygienickými přípravky (chlor, chlorfenol).^[7,18]

Pachová koncentrace pachotvorné látky rozpuštěné ve vodě vyvolává postižitelný pach. Nejčastěji se uvádí jako hmotnostní koncentrace ($\text{mg} \cdot \text{l}^{-1}$), pro srovnávání se uvádí ale i hodnoty v látkové koncentraci ($\mu\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$), protože pachový vjem závisí na počtu částic v objemové jednotce vody, nikoli na jejich hmotnosti.^[2,7,18]

Ke stanovení pachu dochází ihned po odběru a účastní se ho několik nezacvičených osob. Vyjádření druhu a stupně pachu bývá hodnoceno slovně. Ve vzorku vody mohou být látky, které se vzájemně potlačují (antagonismus), zesilují (synergismus) nebo se vzájemně nijak neovlivňují. Výsledné hodnocení se udává v prahovém čísle pachu (TON – threshold odour number), které vyjadřují koncentraci pachu látek a sloučenin obsažených ve vodách, kdy je jejich pach ještě nepostřehnutelný.^[7,18]

Chuť

Chuť velmi úzce souvisí s pachem a je ovlivňována stejnými látkami. Množství anorganických látek ovlivňujících chuť je však větší. Chuť vody je ovlivněna nejvíce koncentrací vápníku, hořčíku, železa, manganu, síranů, chloridů atd. Chuť závisí rovněž i na pH, kdy nejhodnější je rozmezí 6,5 – 7,5. V případě pH vyššího než 9 má voda typicky louhovitě mýdlovou chuť. Vápník a hydrogenuhličitany jsou ve vodě žádoucí, neboť její chuť ovlivňují pozitivně. Na chuti vody se projevuje i teplota, kdy intenzita chuťových vjemů s rostoucí teplotou klesá.^[7,18]

Ke stanovení chuti dochází, pokud možno, co nejdříve po odběru vzorku. Ideální teplota pro hodnocení chuti je v rozmezí 20 až 23 °C. Hodnocení se účastní vždy více osob, aby se předešlo větším subjektivním chybám. Výsledné hodnoty jsou vyjadřovány slovně dle intenzity chutě a hodnotí se převážně čtyři druhy chuti (sladká, slaná, kyselá a hořká) a převládající chuť (mýdelná, kovová, mdlá, železitá, zatuchlá apod.). Nakonec se stanoví prahové číslo chuti TFN (threshold flavour number). Toto číslo vyjadřuje koncentraci chuti látek a jejich sloučenin, kdy je jejich vliv ještě postřehnutelný.^[7,18]

2.4. Nekovy ve vodách

2.4.1. Sloučeniny chloru

Ve vodách se chlor stanovuje převážně ve formě chloridů, chlornanů, chloraminů, elementárního chloru, kyseliny chlorné, chlorečnanů apod. Nejrozšířenější formou ve vodách je chlor v podobě chloridů převážně jako ion Cl^- . Při vyšších koncentracích se vytvářejí kovové chlorkomplexy, které potlačují přítomnost volného iontu Cl^- .^[7,18]

Chlor se do vody dostává z hornin a půd, které obsahují průměrně 10 až 500 mg chloridů v 1 kg. Následným zvětráváním a vyluhováním hornin se chloridy dostávají do vody. Mezi sloučeniny obsahující chlor v přírodě patří halit (NaCl), sylvin (KCl), karnalit ($\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$) nebo kainit ($\text{KCl} \cdot \text{MgSO}_4 \cdot 3 \text{H}_2\text{O}$). Dalším přírodním zdrojem chloru ve vodách může být vulkanická činnost (uvolňování HCl) nebo strhávání kapek mořské vody do ovzduší. Antropogenní původ chloru může být například posypová sůl (NaCl , CaCl_2) nebo organický průmysl používající chlorid sodný.^[2,7,18]

Chloridy ve vodách bývají jak chemicky, tak i biologicky velice stabilní. K jejich oxidaci dochází až při vysokých hodnotách oxidačně-redoxního potenciálu, který v případě přírodních vod nepřipadá v úvahu. Chloridy netvoří málo rozpustné

sloučeniny ani minerály. Při vyšších koncentracích chloridů dochází k negativnímu ovlivnění jakosti vody. Mezní hodnota pro chloridy v pitných vodách je $100 \text{ mg} \cdot \text{l}^{-1}$.^[7,17,18]

Chloridy se řadí mezi velmi silně agresivní sloučeniny. Jejím působením dochází jak k plošné, tak i lokální korozi kovů (pitting). V technologii vody se chlorování používá k hygienickým úpravám a zabezpečení pitné vody. Chlor má jak oxidační, tak chlorační účinky, které závisí na prostředí. S organickými látkami chlor reaguje za vzniku toxických, biologicky stabilních a organolepticky závadných sloučenin. Například s fenoly vznikají velice zapáchající chlorfenoly.^[2,7,18]

Oxid chloričitý (ClO_2) se využívá jako dezinfekční činidlo v koncentracích od $0,2$ do $1 \text{ mg} \cdot \text{l}^{-1}$. Roztoky oxidu chloričitého jsou ve vodě stálé, rozkládají se až po delší době nebo v silně alkalickém prostředí za vzniku chloritanů a chlorečnanů. Chloritany ve vodách vznikají při aplikaci oxidu chloričitého a jsou velmi toxické. Při vyšších dávkou mohou způsobit methemoglobinemii. Chlorečnany ve vodách vznikají fotolýzou kyseliny chlorné nebo aplikací oxidu chloričitého a jsou přítomny v detergentech.^[7,18]

Celkový aktivní chlor představuje všechny formy chloru, které v kyselém prostředí dokáží oxidovat jodidy na jod (molekulární chlor, chlornany nebo oxid chloričitý). Dále rozlišujeme volný aktivní chlor (chlornany, ClO_2) a vázaný chlor (chloraminy a organicky vázaný chlor). Zbytkový aktivní chlor pak představuje formy chloru přítomných v odpadních vodách. Všechny zmíněné formy chloru ve vodách pak představují celkový chlor. Po ošetření vody chlorací je mezní hodnota volného aktivního chloru $0,3 \text{ mg} \cdot \text{l}^{-1}$.^[7,18]

Ke stanovení forem chloru se nejčastěji využívají odměrné, amperometrické nebo spektrofotometrické metody. V případě chloridů se můžeme setkat s často využívanou argentometrickou metodou podle Mohra. Tato metoda je založena na titrací chloridů standardním odměrným roztokem dusičnanu stříbrného (AgNO_3) za vzniku málo rozpustného chloridu stříbrného (AgCl). V případě přírodních vod nejsou ve vzorcích obsaženy žádné rušivé vlivy.^[7,18]

2.4.2. Sloučeniny dusíku

Dusík představuje velice důležitý makrobiogenní prvek. Je zařazen do skupiny nutrientů, které mají zásadní vliv na rozvoj mikroorganismů. Je součástí všech biologických procesů a uplatňuje se i při čištění vod. Ve vodách se dusík vyskytuje v mnoha oxidačních stupních, iontové i neiontové formě. Podle klesajícího oxidačního stupně se dusík ve vodě nachází

ve formě dusičnanů, dusitanů, amoniakálního dusíku (NH_3 , NH_4^+) a organické sloučeniny obsahující vázaný dusík.^[2,7,17,18]

Původ dusíku ve vodách může být anorganického nebo organického původu. Množství dusíku ve vodách je ovlivněno převážně biologickými procesy (rozklad organických látek rostlinného a živočišného původu) probíhajícími ve vodách. Významný vliv hrají i splaškové vody, hospodářský průmysl používající dusíkatá hnojiva nebo spalování fosilních paliv.^[7,18]

Amoniakální dusík je součástí všech druhů vod, ve kterých se nachází v podobě disociovaného iontu NH_4^+ (amoniakální dusík) a nedisociovaného iontu NH_3 (ve skutečnosti $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ – amoniakový dusík). Formy výskytu závisí jak na teplota, tak pH vody. Minerál struvit ($\text{MgNH}_4\text{PO}_4 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$) obsahuje amonnou sůl, ale v přírodě ani přírodních vodách se nevyskytuje. Hlavním zdrojem amoniakálního dusíku jsou splaškové vody, odpady zemědělské výroby, dusíkatá hnojiva a rozklad organismů ve vodách.^[7,18]

Volný molekulární NH_3 je těkavý a z vody lze odstranit provzdušňováním. Ve vodách rovněž výrazně zvyšuje korozi mědi a jejich slitin. Na ryby působí velmi toxicky. Toxicita však záleží na pH, jelikož toxické účinky vykazuje pouze nedisociovaná molekula NH_3 . Nejčastěji se amoniakální dusík ve vodách stanovuje spektrofotometricky a mezní hodnota pro pitné vody je $0,5 \text{ mg} \cdot \text{l}^{-1}$.^[7,18]

Dusitany jsou ve vodách velice nestálé, většinou představují přechodný stav při redukci dusičnanů nebo oxidaci amoniakálního dusíku (nitrifikace). V přírodních vodách se dusitany nevyskytují téměř vůbec nebo pouze ve stopových koncentracích. Vyšší koncentrace dusitanů je stanovitelná ve splaškových vodách nebo vodách s intenzivním chovem ryb. Díky tomu patří mezi významné indikátory fekálního znečištění vod. Dusitany ve vyšší koncentraci mohou v pitné vodě působit toxicky a způsobovat methemoglobinemii. Nejvyšší mezní hodnota je $0,5 \text{ mg} \cdot \text{l}^{-1}$.^[7,18]

Dusičnany se vyskytují ve všech typech vod a patří mezi čtyři základní anionty, které se ve vodách vyskytují. Vznikají především jako sekundární produkt oxidace amoniakálního dusíku a zároveň představují konečný stupeň rozkladu. Vznikat mohou také spalováním paliv nebo používáním průmyslových hnojiv.^[7,18]

Ve vodách jsou dusičnany při oxických podmínkách (přítomnost kyslíku) stále a při anoxických podmínkách (bez kyslíkaté) mohou podléhat denitrifikaci, jejíž produktem

je elementární dusík. V případě vysokých koncentrací může dojít k onemocnění zvané dusičnanová alimentární methemoglobiémie, proto je mezní koncentrace dusičnanů v pitné vodě $50 \text{ mg} \cdot \text{l}^{-1}$.^[2,7,18]

2.4.3. Sloučeniny síry

Ve vodách se síra vyskytuje organicky i anorganicky vázaná. Anorganickými sloučeninami ve vodách může být sulfan (H_2S) a jeho následné iontové formy, thiokyanatany (SCN^-), elementární síra (S^0), thiosírany ($\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$), siřičitany (SO_3^{2-}) a sírany (SO_4^{2-}). V případě organických sloučenin jde o aminokyseliny, bílkoviny nebo thioly. Sulfan, elementární síra a sírany jsou v určité oblasti pH a oxidačně-redukčního potenciálu ve vodách termodynamicky stabilní. Thiokyanatany, thiosírany a siřičitany jsou pak termodynamicky nestabilní.^[7,17,18]

Sírany patří mezi čtyři hlavní anionty vod. Přírodními minerály obsahující sírany jsou sádrovec ($\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$) a anhydrid (CaSO_4). Nejčastěji vznikají oxidací sulfidických rud, kterou je např. pyrit (FeS_2). Antropogenním zdrojem síranů jsou odpadní vody, spalování fosilních paliv nebo průmyslová výroba. Ve vodách se nacházejí nejčastěji ve formě jednoduchých aniontů (SO_4^{2-}) nebo v podobě iontových asociátů (sulfatokomplexy), pokud jsou ve vodách vysoké koncentrace síranů. Na sírany nejsou kladeny přísnější hygienické požadavky v pitných vodách. Ve vyšších koncentracích však může mít laxativní (projímavé) účinky, proto je stanovena mezní hodnota v pitné vodě, která je $250 \text{ mg} \cdot \text{l}^{-1}$.^[7,18]

2.5. Kovy a polokovy ve vodách

Kovy a polokovy patří mezi významné hygienické ukazatele jakosti vod. Ve vodách se v alespoň stopovém množství přirozeně vyskytuje většina kovů, polokovů i prvků vzácných zemin nejčastěji ve formě jednoduchých kationtů, aniontů, komplexních aniontů nebo neutrálních molekul. Toxicita kovů i polokovů je závislá na jejich formě výskytu, kdy iontová forma je výrazně toxičtější než komplexní forma.^[7,18]

Přírodním zdrojem kovů a polokovů ve vodách je nejčastěji styk hornin s půdou. Takto se nejčastěji vody obohacují o makrokomponenty, mezi které patří Na, K, Ca a Mg. Dalším významným zdrojem je vulkanická činnost nebo okolí rudných nalezišť, ze kterých se do vody mohou dostat vysoké koncentrace toxických kovů. Významným antropogenním zdrojem kovů i polokovů ve vodách jsou odpadní vody ze zpracování rud, z hutí, válcoven, textilního průmyslu, agrochemikálie nebo spalování fosilních paliv.^[7,18]

2.5.1. Sodík a draslík

V zemské kůře jsou tyto prvky rozšířeny ve stejném podílu 2,5 %. Do vody se přírodní cestou dostávají zvětráváním hlinitokřemičitanů, kterými jsou albit ($\text{NaAlSi}_3\text{O}_8$), ortoklas (KAlSi_3O_8) a slidy, vyluhováním ze solných ložisek (halit) nebo uvolňováním z minerálů (sylvín, sylvinit). Antropogenním zdrojem mohou být průmyslové a odpadní vody, draselná hnojiva, živočišné výkaly nebo posypová sůl.^[2,7,18]

Díky jejich malé komplexační schopnosti se ve vodách vyskytují převážně jako jednoduché kationty Na^+ a K^+ . Patří mezi čtyři základní kationty přírodních vod. V podzemních vodách díky sorbování iontů K^+ minerály převažují ionty Na^+ . Draslík je přednostně z vody vyčerpáván rovněž proto, jelikož tvoří významnou živinu pro rostliny. Sodík i draslík představují pro člověka významné esenciální prvky a není nutno jejich hodnotu ve vodách nijak výrazně kontrolovat. Zvýšená hladina sodíku však může způsobit hypertenzi a cirhózu jater, proto by denní příjem neměl překročit 3 gramy a v pitných vodách platí mezní hodnota $200 \text{ mg} \cdot \text{l}^{-1}$. Draslík takto limitován není.^[7]

Draslík v přírodě obsahuje 0,011 % ^{40}K , který emituje β a γ záření. Z toho důvodu jsou všechny přírodní vody, které obsahují draslík, slabě radioaktivní. Díky této aktivitě můžeme určit přírodní pozadí radioaktivity vod, které se uplatňuje v případě celkové radioaktivity vod, kdy se podíl draslíků odečítá vzhledem k celkové β -aktivitě.^[7,17,18]

2.5.2. Vápník a hořčík

V přírodě jsou tyto kovy alkalických zemin velmi rozšířené. Jejich obsah ve vodách závisí na geologických poměrech ve zvodnatělých vrstvách. V zemské kůře je obsaženo přibližně 0,035 % vápníku a 0,02 % hořčíku. Do vod se dostávají nejčastěji rozkladem vápenatých a hořečnatých hlinitanokřemičitanů, kterými jsou anortit ($\text{CaAl}_2\text{Si}_2\text{O}_8$) a chlorit ($\text{Mg}_5\text{Al}_2\text{Si}_3\text{O}_{10}(\text{OH})_8$). Uvolňovat se mohou rovněž rozpuštěním vápence (CaCO_3), dolomitu ($\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$), magnezitu (MgCO_3), sádrovce ($\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$) a dalších minerálů. Jejich obsah rovněž závisí na rozpuštěném CO_2 , který zvyšuje rozpustnost minerálů na bázi uhličitánů. Antropogenními zdroji mohou být odpadní vody z průmyslových provozů, ve kterých se kyseliny neutralizují vápnem, vápencem, dolomitem nebo magnezitem.^[7,18]

Ve vodách se vyskytují nejčastěji v podobě jednoduchých iontů Mg^{2+} a Ca^{2+} . V případě minerálních vod s vyšší koncentrací hydrogenuhličitanů nebo síranů mohou tvořit různé iontové asociáty. Obsah vápníku ve vodách bývá zpravidla vyšší než obsah hořčíku.

Důvodem je menší zastoupení hořčíku v zemské kůře. Ten při styku vody s některými horninami podléhá sorpci a ve větším množství je využíván rostlinami.^[7,18]

Celkový obsah vápníku a hořčíku ve vodách se označuje jako tvrdost vody. Ve vyšších koncentracích hořčík působí agresivně na beton a negativně ovlivňuje chuť vody, u vápníku je tomu naopak. Z hygienického hlediska jsou oba kovy netoxické a jejich přítomnost ve vodách je žádoucí. Hořčík je významný aktivátor enzymů a kofaktor, který se účastní například enzymových reakcí glykolýzy. Nedostatek hořčíku v lidském těle způsobuje srdeční arytmie a vápník ovlivňuje srážení krve, snižuje nervosvalovou dráždivost a je významný pro správný růst kostí. Výrazně vyšší koncentrace těchto alkalických kovů ve vodách mohou projevovat laxativní (projeímavé) účinky, proto je doporučená hodnota v pitných vodách pro Ca $30 \text{ mg} \cdot \text{l}^{-1}$ a pro Mg $10 \text{ mg} \cdot \text{l}^{-1}$. Pro Ca + Mg pak $2,0$ až $3,5 \text{ mmol} \cdot \text{l}^{-1}$.^[7,18]

2.5.3. Železo

Ve vodách se železo nachází v rozpuštěné i nerozpuštěné formě, kdy jednotlivé formy závisí na hodnotě pH, oxidačně-redukčním potenciálu a přítomných komplexotvorných látkách. Přírodním zdrojem železa ve vodách jsou železné rudy, mezi které patří pyrit (FeS_2), krevet (Fe_2O_3), magnetovec (Fe_2O_3) limonit ($\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$) a siderit (FeCO_3). Antropogenním zdrojem mohou být odpadní vody z válcoven a drátoven nebo korozní procesy.^[7,18]

U dna nádrží a jezer v anoxickém redukčním prostředí se železo vyskytuje v oxidačním stavu Fe^{II} . Rozpustnost Fe^{II} je limitována rozpustností $\text{Fe}(\text{OH})_2$, FeCO_3 a FeS . Z vod dokážeme Fe^{II} odstranit v silně zásaditém prostředí, kdy pH převyšuje hodnotu 9. Oxidační stupeň Fe^{III} je nejstabilnější forma výskytu železa a nachází se nejčastěji ve vodách bohatých na rozpuštěný kyslík.^[7,18]

V přírodě je železo v nízkých koncentracích běžnou součástí vod. Koncentrace železa zpravidla nepřevyšuje koncentraci manganu. V atmosférických vodách je koncentrace Fe velmi nízká. Výjimky mohou tvořit oblasti kolem rašelinišť, které obsahují vyšší koncentrace huminových látek. V povrchových vodách je obsah zastoupení železa v jednotkách setin až desetin $\text{mg} \cdot \text{l}^{-1}$. K vertikální stratifikaci železa dochází v nádržích a jezerech v době letní a zimní stagnace, kdy se ve spodních vrstvách u dna (hypolimniu) hromadí všechny druhy rozpuštěného i nerozpuštěného železa, jehož koncentrace mohou dosahovat až několika jednotek $\text{mg} \cdot \text{l}^{-1}$, kdežto ve svrchních vrstvách (epilimniu) mohou být zjištěny setiny $\text{mg} \cdot \text{l}^{-1}$. V době jarní a podzimní cirkulaci se Fe^{II} rozptýluje

po celém objemu vody a na povrchu se stykem s rozpuštěným kyslíkem oxiduje na Fe^{III} a následně podléhá hydrolyze. Podzemní vody, které neobsahují rozpuštěný kyslík, mají obvykle koncentraci Fe^{II} v desítkách $\text{mg} \cdot \text{l}^{-1}$.^[2,7,18]

Železo ve vodách může způsobit převážně technické závady. Materiály, s kterými přichází do styku, zbarvuje žlutě až hnědě. Ve vyšších koncentracích ovlivňuje většinu organoleptických vlastností (barvu, chuť i zákal). I při nízkých koncentracích může ve vodách dojít k nadměrnému rozvoji železitých bakterií, které následně mohou ucpávat potrubí a při odumírání velmi zapáchat. Z těchto důvodů je mezní hodnota železa v pitných vodách $0,2 \text{ mg} \cdot \text{l}^{-1}$.^[7,17,18]

2.5.4. Mangan

Přírodním zdrojem manganu ve vodách je burel nebo pyroluzit (MnO_2), braunit (Mn_2O_3), hausmanit (Mn_3O_4), manganit ($[\text{MnO}(\text{OH})]$) a dialogit (MnCO_3). Do vod se může dostat rovněž z půd a sedimentů. Antropogenním zdrojem manganu může být průmyslové odpadní vody ze zpracování rud nebo metalurgie, z chemických provozů nebo důsledkem čištění vod manganistanem draselným (KMnO_4).^[7,18]

Ve vodách se mangan vyskytuje v rozpuštěné i nerozpuštěné formě, nejčastěji v oxidačních stupních Mn^{II} , Mn^{III} a Mn^{IV} . V případě nepřítomnosti rozpuštěného kyslíku v redukčních podmínkách je nejstabilnější forma manganu ve vodě Mn^{II} . V přírodních vodách v anoxických až anaerobních podmínkách je koncentrace manganu limitována rozpustností uhličitanu, hydroxidu a sulfidu. Ve vodách bohatých na rozpuštěný kyslík je Mn^{II} velmi nestabilní, v alkalickém prostředí se rychle oxiduje a následně hydrolyzuje, čímž dochází k vylučování méně rozpustných oxidu ve vyšších oxidačních stupních.^[7,18]

Pro živočichy i rostliny představuje mangan velmi významný esenciální prvek. Ve vyšších koncentracích významně ovlivňuje organoleptické vlastnosti vody, především chuť a nerozpuštěné vyšší oxidační formy mohou vodu zbarvovat do hněda. Je více zdraví závadnější než železo. Po inhalaci nebo konzumaci pitné vody může vyvolat neurotoxické účinky. Manganové bakterie mohou díky biochemické oxidaci zarůstat ve vodovodním potrubí. Z těchto důvodů je mezní hodnota v pitných vodách pro mangan $0,05 \text{ mg} \cdot \text{l}^{-1}$.^[7,18]

2.6. Organické látky ve vodách

Antropogenním zdrojem organických látek ve vodách mohou být výluhy z půdy a sedimentů (půdní a rašelinný humus, výluhy z tlejícího dřeva a hnilobného listí) nebo produkty životní činnosti rostlin, živočichů a bakterií. Velký vliv mají také látky na bázi sacharidů, peptidů, aminokyselin nebo hydroxamových solí, které produkují mikroby, řasy nebo sinice.^[7,11]

V případě antropogenního znečištění se jedná nejčastěji o vypouštění vod z průmyslových odpadů, produkty zemědělství, ze skládek nebo následky čištění vod, např. chlorací. Mezi látky antropogenního znečištění patří uhlovodíky, organické halogenderiváty, fenoly, tenzidy nebo léčiva. Ne vždy se však musí jednat o látky, které způsobují znatelné znečištění vod, jelikož ne všechny uhlovodíky musí být ropného původu apod.^[5,7]

2.6.1. Chemická spotřeba kyslíku manganistanem draselným (CHSK_{Mn})

Jedná se o standardní metodu, při které se posuzuje koncentrace organických látek ve vodách vzhledem k množství oxidačního činidla, které se spotřebovalo na jejich celkovou oxidaci. Výsledek udává množství kyslíku, které stechiometricky odpovídá spotřebě oxidačního činidla na 1 litr vody. Mezi nejčastěji využívaná oxidační činidla patří dichroman nebo manganistan draselný.^[5,7,11]

Chemická spotřeba kyslíku stanovená manganistanem draselným spočívá v zahřívání vzorku vody ve vodní lázni s roztokem manganistanu draselného v prostředí kyseliny sírové. Po uplynutí požadované doby se nezreagovaný mangan zpětně titruje roztokem šřavelanu sodného. Výhodou této metody je převážně rychlost stanovení, jednoduchost a malá spotřeba činidel. Nevýhodou je však nutnost dodržování přesného pracovního postupu a nízký stupeň oxidace většiny organických látek. Rušivými vlivy mohou být chloridy ve vysokých koncentracích.^[7,18]

Výsledky stanovení se vyjadřují v $\text{mg} \cdot \text{l}^{-1}$ a označují se jako CHSK_{Mn}. Tato metoda se používá pro hodnocení organického znečištění pitných, užitkových a podzemních vod. Průměrná hodnota CHSK_{Mn} u pitných vod v ČR je nejčastěji v rozmezí 1,8 až 3,6 $\text{mg} \cdot \text{l}^{-1}$. Podzemní vody však bývají zpravidla méně organicky znečištěny.^[7,18]

3. Experimentální část

3.1. Použité chemikálie

Tabulka 3: Seznam veškerých použitých chemikálií

Látka [p. a.]	Výrobce
Uhličitan sodný	Lach-Ner, s. r. o. (ČR)
Kyselina šťavelová	Lach-Ner, s. r. o. (ČR)
Manganistan draselný	Lach-Ner, s. r. o. (ČR)
Kyselina sírová	Lach-Ner, s. r. o. (ČR)
Na ₂ EDTA	Lach-Ner, s. r. o. (ČR)
Citronan trisodný dihydrát	Lach-Ner, s. r. o. (ČR)
Nitroprussid sodný dihydrát	Lach-Ner, s. r. o. (ČR)
Dihydrát hydrogenfosforečnanu disodného	Lach-Ner, s. r. o. (ČR)
Dihydrogenfosforečnan draselný	Lach-Ner, s. r. o. (ČR)
Octan amonný	Lach-Ner, s. r. o. (ČR)
Fluorid sodný	Lach-Ner, s. r. o. (ČR)
Acetonitril	Lach-Ner, s. r. o. (ČR)
Kyselina chlorovodíková	Lachema, a. s. (ČR)
Chlorid draselný	Lachema, a. s. (ČR)
Šťavelan sodný	Lachema, a. s. (ČR)
Chlorid amonný	Lachema, a. s. (ČR)
Erichromčern T	Lachema, a. s. (ČR)
Hydroxid amonný	Lachema, a. s. (ČR)
Hydroxid sodný	Lachema, a. s. (ČR)
HSN	Lachema, a. s. (ČR)
Chlorid sodný	Lachema, a. s. (ČR)
Chelatonát hořečnato-dvojsodný	Lachema, a. s. (ČR)
Salicylan sodný	Lachema, a. s. (ČR)
Dichlorisokyanuratan sodný	Lachema, a. s. (ČR)
Hydroxylaminhydrochlorid	Lachema, a. s. (ČR)
Formaldehyd roztok 36 – 38 %	Lachema, a. s. (ČR)
Síran železnatoamonný hexahydrát	Lachema, a. s. (ČR)
Sířičitan sodný bezvodý	Lachema, a. s. (ČR)
Kyselina octová	Lachema, a. s. (ČR)
Kyselina dusičná	Lachema, a. s. (ČR)
1,10-fenantrolin	Merck, s. r. o. (Německo)
Peroxodisíran draselný	Merck, s. r. o. (Německo)

3.2. Použité přístroje

Tabulka 4: Seznam veškerých použitých přístrojů

Přístroj	Výrobce
Titračor TitroLine 96	Schott (Německo)
pH metr inolab pH Level 2	WTW (Německo)
Spektrofotometr UNICAM Helios α	USA
Konduktometr inoLab Cond Level 2	WTW (Německo)
Iontový chromatograf 940 Profesional IC Vario	Švýcarsko
Digitální byreta TITRONIC basic	Německo
Atomový absorpční spektrometr SavantAA	RMI (ČR)
Vodní lázeň s termostatem	Německo

3.3. Odběr a zpracování vzorků vod

Pro svou práci jsem využíval šest zdrojů podzemních vod, které jsem odebíral pravidelně jednou měsíčně v období duben 2017 až březen 2018. Vzorky byly odebírány do 1,5 litrových PET (polyethylentereftalát) lahví z neochucených a neperlivých vod. Tento druh vzorkovnic jsem mohl použít, jelikož se jednalo o necertifikované měření a nestanovovaly se mikrobiologické komponenty. Všechny šest vzorků vod bylo odebíráno ze studní situovaných na soukromých pozemcích v přilehlých oblastech statutárního města Havířov.

Prázdnou a vymytou PET láhev jsem nejdříve dvakrát vypláchl vzorkem vody ze studny. Poté jsem nechal vodu několik minut odtékat a následně naplnil připravenou láhev až po hrdlo a změřil okamžitou teplotu vzorku zkoumané vody. Vzorkovnici jsem lehce promáchl, aby pod zátkou byla co nejmenší vzduchová bublina, která by mohla negativně ovlivnit výsledné hodnoty a zazátkoval. Takto připravený vzorek vody jsem uložil na tmavé chladné místo a druhý den provedl analýzu, při které jsem zjišťoval hodnotu pH, konduktivity, tvrdosti vody, obsahu vápníku, hořčíku, amonných iontů, kovů a vybraných základních anorganických iontů. Analogicky jsem postupoval při odběru všech zkoumaných vzorků vod.

Bod č. 1 na Obr. 4 představuje první odběrové místo. Jedná se o studnu s kamennou konstrukcí a ruční pumpou o celkové hloubce 4 metry na soukromém pozemku v ulici Na Důlnáku v městské části Havířov – Město. V blízkosti studny se nachází ovocné stromy a pole, na kterém jsou každoročně pěstovány zemědělské plodiny. Voda ze studny je využívána převážně pro užitkové účely.

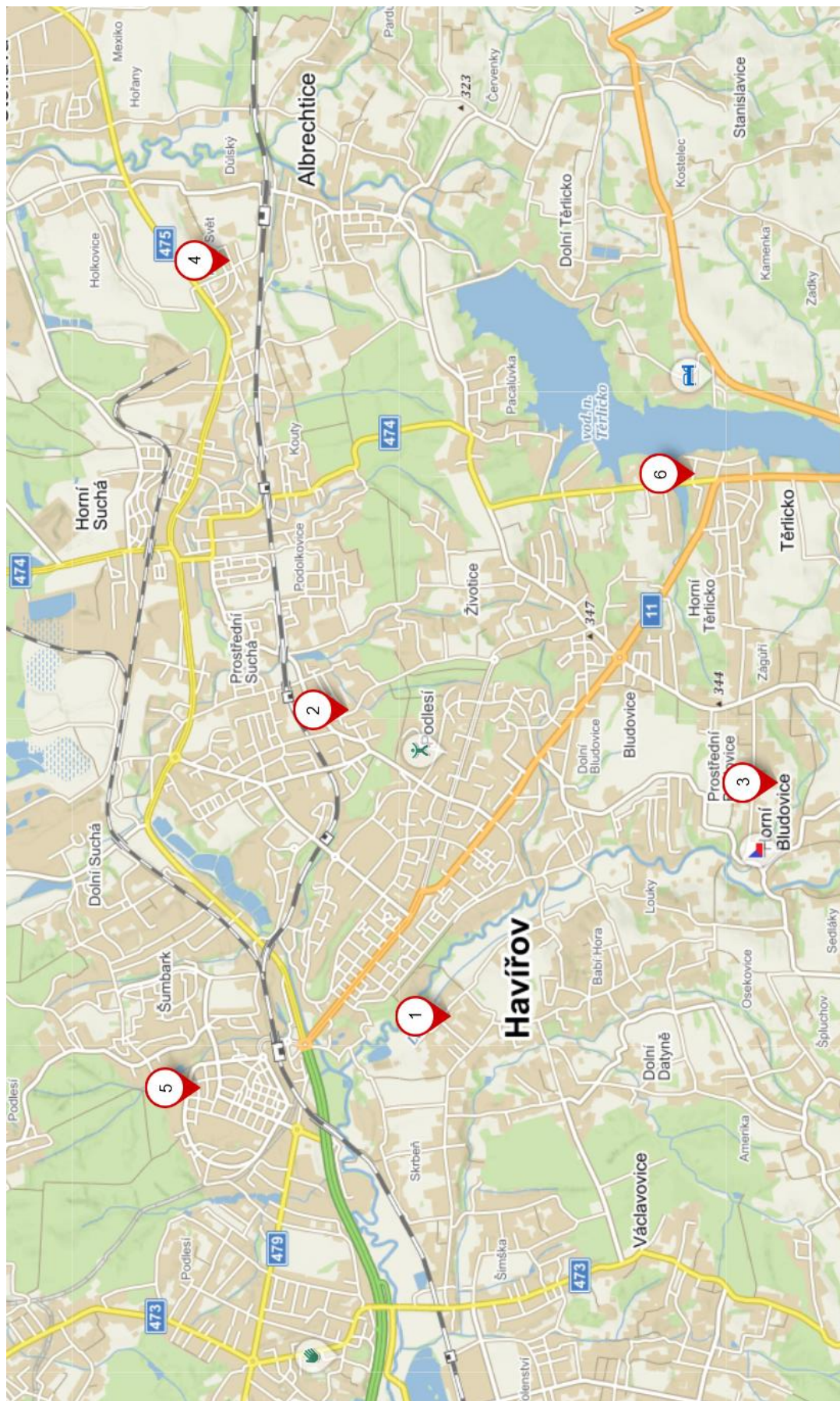
Bod č. 2 na Obr. 4 představuje druhé odběrové místo. Studna je situována na zahradě soukromého pozemku v ulici Životická v městské části Havířov – Prostřední Suchá. Její celková hloubka je 6 metrů, má kamennou konstrukci s ruční pumpou a její voda je využívána převážně pro zalévání okrasných rostlin.

Bod č. 3 na Obr. 4 představuje třetí odběrové místo. Studna se nachází na zahradě soukromého pozemku v ulici U Lipek v přílehlé obci Horní Bludovice. Jedná se o vykopanou studnu dřevěné konstrukce s ruční pumpou a hloubkou 7 metrů. Poblíž studny je pole, na kterém se každoročně pěstují zemědělské plodiny. Voda ze studny slouží převážně pro užitkovou činnost.

Bod č. 4 na Obr. 4 představuje čtvrté odběrové místo. Jedná se o studnu s kamennou konstrukcí a ruční pumpou na soukromém pozemku v ulici Bažantnice v nedaleké obci Albrechtice. Její celková hloubka je 10 metrů. V bezprostřední blízkosti studny se nachází ovocné stromy pole, na kterém jsou každoročně pěstovány zemědělské plodiny. Voda ze studny je využívána pro užitkové účely

Bod č. 5 na Obr. 4 představuje páté odběrové místo. Studna se nachází na soukromého pozemku v ulici Zahradní v městské části Havířov – Šumbark. Jedná se o kovanou studnu s automatickým čerpadlem a vývodem v blízkosti přílehlé garáže o celkové hloubce 9 metrů. V blízkosti výkopu studny je několik ovocných stromů a keřů, a pole, na kterém jsou každoročně pěstovány zemědělské plodiny. Studna slouží převážně pro užitkové účely.

Bod č. 6 na Obr. 4 představuje poslední, tedy šesté odběrové místo. Poloha studny je lokalizována v přílehlé obci Těrlicko, konkrétně v městské části Horní Těrlicko v ulici Průchodní. Studna je postavena na zahradě soukromého pozemku a má kamennou konstrukci s ručním čerpadlem. Hluboká je 5 metrů. Pozemek se studnou je v blízkosti vodní nádrže Těrlicko. Voda ze studny je využívána převážně pro užitkové účely.



Obrázek 4: Mapa s vyznačenými odběrovými body (základní mapa převzata z mapy.cz^[22])

3.4. Metody stanovení

Stanovení veškerých fyzikálně-chemických a organoleptických ukazatelů jsme prováděli v laboratoři společnosti Moravská vodárenská a. s. zaměřené na analýzu vod se sídlem v Olomouci. Nejprve proběhlo zaškolení pověřenými pracovníci laboratoře, kdy jsem se naučil připravovat jednotlivá činidla, která byla nezbytná ke stanovení konkrétních ukazatelů kvality vod. Všechna činidla byla připravena podle platných SOP jednotlivých laboratoří. Následně jsem byl seznámen s metodami a postupy, kterými se v laboratoři provádí veškeré analýzy. Vzhledem k finanční náročnosti jsem po zvládnutí všech postupů využíval po celý rok činidla, která byla připravena pracovníci laboratoře.

Stanovení pH

Hodnota pH byla stanovena potenciometrickou metodou. Měření probíhalo na pH metru inoLab pH Level 2 značky WTW tvořeným skleněnou a srovnávací elektrodou a teplotním čidlem, které sloužilo k měření teploty vzorku. Před začátkem měření bylo nutné provést kalibraci pH metru tlumivými pufrů s hodnotou pH 4 a 7.

Do šesti skleněných kádinek jsme odlili přibližně 50 ml jednotlivých zkoumaných vzorků vod. Podle zavedeného postupu^[25] jsme vzorky přibližně 1 minutu míchali. Po opláchnutí elektrod a teplotního čidla demineralizovanou vodou jsme proměřili pH vzorků. Po skončení měření jsme elektrody i teplotní čidlo opět opláchli demineralizovanou vodou a ponořili do tlumivého roztoku, aby nedošlo k poškození elektrod.

Stanovení konduktivity

Konduktivita byla stanovena elektrometricky za použití konduktometru inoLab Cond Level 2 značky WTW tvořeným vodivostní celou. Před začátkem měření bylo nutné provést kalibraci konduktometru standardním kontrolním roztokem KCl o koncentraci $0,1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$. Po opláchnutí vodivostní cely demineralizovanou vodou jsme ji ponořili do kontrolního roztoku KCl a zmáčkli RUN ENTER, čímž jsme aktivovali funkci AutoRead. Poté jsme čekali, až se hodnota konduktivity ustálí. Při 25 °C byla konduktivita kontrolního vzorku $1410 \text{ mS} \cdot \text{m}^{-1}$.

Do šesti skleněných kádinek jsme si odlili opět přibližně 50 ml vzorku zkoumaných vod a podle zavedeného postupu^[27] jsme vzorky přibližně 1 minutu míchali. Po opláchnutí vodivostní cely jsme proměřili konduktivitu vzorků. Po skončení měření jsme vodivostní cely opláchli demineralizovanou vodou a ponořili do standardního kontrolního vzorku, aby nedošlo k jejímu znehodnocení.

Stanovení chemické spotřeby kyslíku manganem ($CHSK_{Mn}$)

Pro samotné stanovení chemické spotřeby kyslíku jsme si museli připravit několik pracovních roztoků. Pracovní odměrný roztok kyseliny šťavelové jsme si připravili odpipetováním 10 ml zásobního roztoku o koncentraci $c_{H_2C_2O_4} = 50 \text{ mmol} \cdot \text{dm}^3$ do odměrné baňky třídy A a doplněním demineralizovanou vodou na celkový objem 1000 ml. Jako pracovní odměrný roztok $KMnO_4$ jsme používali zředěný roztok o koncentraci $c_{KMnO_4} = 20 \text{ mmol} \cdot \text{dm}^3$. Roztok kyseliny sírové jsme si připravili odpipetováním 110 ml koncentrované kyseliny sírové k 500 ml demineralizované vody, poté jsme obsah promíchali a doplnili po rysku. Takto připravené roztoky jsme využili u další analýzy.

Podle zavedeného postupu^[22] jsme lázeň s termostatem přehřáli na interval teplot 96 – 98 °C. Do zkumavek jsme si napipetovali 25 ml zkoumaného vzorku vody včetně jednoho kontrolního vzorku, kterým byla demineralizovaná voda. Do zkumavek jsme přidali 5 ml kyseliny sírové, zlehka promíchali a umístili do vodní lázně. Po dosažení potřebné teploty jsme nechali vzorek temperovat na 10 minut. Po zapnutí chronometru jsme do všech zkumavek nadávkovali 5 ml pracovního odměrného roztoku manganistanu draselného. Po uplynutí dalších 10 minut jsme do zkumavek nadávkovali 5 ml pracovního odměrného roztoku kyseliny šťavelové. Poté se obsah zkumavek za horka titruje odměrným roztokem manganistanu draselného do světle růžového zbarvení, které vydrží alespoň 30 sekund. Analogicky postupujeme u všech zkoumaných vzorků vod. Z celkového objemu titračního činidla vypočítáme celkovou chemickou spotřebu kyslíku podle vztahu (16).

$$CHSK_{Mn} = \frac{V_{sp} - V_{sl}}{V_{std}} \cdot \frac{400}{V_{vz}} \quad (16)$$

V_{sp} spotřeba odměrného roztoku $KMnO_4$ k titraci zkoumaného vzorku vody

V_{sl} spotřeba odměrného roztoku $KMnO_4$ k titraci slepého vzorku

V_{std} spotřeba odměrného roztoku $KMnO_4$ použitého ke standardizaci

V_{vz} spotřeba odměrného roztoku $KMnO_4$ zkoumaného vzorku vody

400 přepočítávací faktor k přepočtu na kyslík

Stanovení celkové tvrdosti, vápníku a hořčíku

Stanovení celkové tvrdosti vody a obsahu vápníku jsme prováděli pomocí komplexometrických titrací vodným roztokem disodné soli EDTA za použití příslušných indikátorů. Hodnota hořčíku se poté stanovila dopočtem. Postupovali jsme podle zavedených postupů.^[23,24] V případě celkové tvrdosti jsme prováděli dvě titrace. Do skleněné kádinky jsme si odměřili odměrným válcem 50 ml zkoumaného vzorku vody a přidali 3 kapky indikátoru erichromčern T a 4 ml tlumivého roztoku hydroxidu amonného. Obsah kádinky se zbarvil do vínově červené, přidali jsme míchadlo, kádinku položili na elektromagnetickou míchačku a za nepřetržitého míchání titrovali odměrným roztokem disodné soli EDTA do chvíle, kdy nebylo patrné červené zbarvení. Takto jsme dosáhli předpokládaného bodu ekvivalence.

K druhé titraci jsme si připravili opět 50 ml zkoumaného vzorku vody a přidali 3 kapky indikátoru erichromčern T, vložili míchadlo a položili na elektromagnetickou míchačku. Poté jsme obsah kádinky titrovali 0,5 ml menším objemem roztoku disodné soli EDTA, než jaká je předpokládaná hodnota bodu ekvivalence. Až poté jsme přidali 4 ml tlumivého roztoku hydroxidu amonného a po kapkách opatrně titrovali do dosažení bodu ekvivalence. Takto jsme určili přesnou hodnotu bodu ekvivalence, kterou jsme použili k výpočtu tvrdosti vody podle vztahu (17). Analogicky postupujeme ve všech zkoumaných vzorcích vod.

$$c_{TV} = \frac{c_{EDTA} \cdot V_{sp(TV)}}{V_{vz}} \quad (17)$$

c_{TV} suma molárních koncentrací vápníku a hořčíku ve zkoumaném vzorku vody

c_{EDTA} koncentrace roztoku EDTA

$V_{sp(TV)}$ spotřeba roztoku EDTA

V_{vz} objem zkoumaného vzorku vody

V případě stanovení vápníku jsme do skleněné kádinky odlili odměrným válcem 50 ml zkoumaného vzorku vody, ke kterému jsme přidali přibližně 0,2 g indikátoru HSN. Do kádinky jsme vložili míchadlo, položili na elektromagnetickou míchačku a přidali 2 ml tlumivého roztoku hydroxidu sodného. Za nepřetržitého míchání jsme obsah kádinky pomalu titrovali roztokem disodné soli EDTA do dosažení bodu ekvivalence, který byl indikován zřetelně modrým zbarvením. Analogicky jsme postupovali u všech zkoumaných

vzorků vod. Nakonec jsme objem použité disodné soli EDTA použili pro výpočet obsahu vápníku podle vztahu (18) a dopočtem podle vztahu (19) jsme dopočítali obsah hořčíku.

$$\rho_{Ca} = \frac{c_{EDTA} \cdot V_{sp(Ca)}}{V_{vz}} \cdot 40,08 \quad (18)$$

ρ_{Ca} hmotnostní koncentrace vápníku ve zkoumaném vzorku vody

$V_{sp(Ca)}$ spotřeba roztoku EDTA k dosažení bodu ekvivalence

$$\rho_{Mg} = \frac{c_{EDTA}}{V_{vz}} (V_{sp(TV)} - V_{sp(Ca)}) \cdot 24,32 \quad (19)$$

ρ_{Mg} hmotnostní koncentrace hořčíku ve zkoumaném vzorku vody

Spektrofotometrické stanovení amonných iontů

Amonné ionty jsme stanovovali na základě reakce se salicylanem sodným a chlornanovými ionty v přítomnosti nitroprussidu sodného za vzniku modře zbarvené sloučeniny. Následně jsme spektrofotometricky změřili absorbanci této sloučeniny při vlnové délce 655 nm. Postupovali jsme podle zavedeného postupu.^[26] Do dělené zkumavky jsme si odměřili 20 ml zkoumaného vzorku vody. K tomu jsme přidali 2 ml vybarvovacího činidla, promíchali a odměřili 2 ml roztoku dichlorisokyanuratanu sodného a redemineralizovanou vodou doplnili na 25 ml a opět promíchali. Poté jsme zkumavku umístili do termostatu nastaveného na teplotu 20 ± 2 °C a nechali 60 minut vybarvovat. Po uplynutí požadované doby jsme provedli spektrofotometrické měření v 1 cm kyvetě při vlnové délce 655 proti redemineralizované vodě. Z naměřené hodnoty absorpance jsme podle vztahu (20) vypočítali obsah amonných iontů ve zkoumaném vzorku vody. Analogicky jsme postupovali u všech zkoumaných vzorků vod.

$$\rho_{NH_4^+} = \frac{20}{V_{vz}} \cdot (\rho_{vz} - \rho_{sl}) \quad (20)$$

$\rho_{NH_4^+}$ koncentrace amonných iontů ve zkoumaném vzorku vody

V_{vz} objem zkoumaného vzorku vody

ρ_{vz} hodnota koncentrace amonných iontů získaná měřením zkoumaného vzorku vody

ρ_{sl} hodnota koncentrace slepého vzorku

Stanovení manganu a železa atomovou absorpční spektrometrií

Železo a mangan jsme stanovovali plamenovou atomovou absorpční spektrometrií v kombinaci acetylen/oxid dusný nebo vzduch/acetylen. Zkoumaný objem okyseleného, zmineralizovaného a zfiltrovaného vzorku vody se vnoří do plamene atomového absorpčního spektrometru a koncentrace se následně stanoví vždy přímo ze specifické absorbance stanovovaného prvku. Postupovali jsme podle zavedených postupů.^[29]

Vzorek zkoumané vody jsme pečlivě protřepali a odměrným válcem odměřili 100 ml a přelili do kádinky o objemu 250 ml. K takto odměřenému vzorku jsme přidali 2 ml kyseliny dusičné a stejné množství peroxidu vodíku. Takto připravený vzorek jsme umístili na topnou desku s regulátorem a teplotu nastavili tak, aby se vzorek mírně zahříval a současně zahušťoval a mineralizoval. Po odpaření vzorku na přibližně 20 ml jsme ho kvantitativně převedli do odměrné baňky o objemu 50 ml, kterou jsme následně kyselinou dusičnou doplnili na celkový objem. Takto připravený vzorek zkoumané vody bylo ihned možné podrobit analýze na atomovém absorpčním spektrometru SavantAA. Koncentrace kovů je určena automaticky na základě kalibrační křivky. Analogicky jsme postupovali u všech zkoumaných vzorků vod.

Stanovení vybraných anorganických aniontů iontovou chromatografií

Ke stanovení bromičnanů, dusitanů, dusičnanů, fosforečnanů, fluoridů, chloridů a síranů jsme využili iontovou chromatografií. Jedná se o separační metodu, pomocí které se stanovuje koncentrace iontů z důvodu jejich rozdílné afinity k pevné fázi (iontoměniči). K měření jsme využili iontový chromatograf 940 Profesional IC Vario s vodivostní detekcí. Postupovali jsme podle zavedených postupů.^[28]

Před samotným měřením jsme plastovou zkumavku o objemu 15 ml s kónickým dnem alespoň jedenkrát vypláchli daným zkoumaným vzorkem vody. Poté jsme ji naplnili alespoň 6 ml vzorku vody a zazátkovali plastovou zátkou. Takto připravenou zkumavku jsme vložili do karuselu a pomocí programu MagIC Net 3.0 nastavili pozici jednotlivého vzorku. Metody nástřiku byly dány metodou pro jednotlivé anionty a nástřik byl vždy v objemu 20 μ l. Po spuštění sekvence a průchodu chromatografickou vanou došlo k rozdělení jednotlivých složek ve vzorku a po provedení analýzy jsme z databáze zapsali výsledky jednotlivých hodnot aniontů pro daný vzorek zkoumané vody. Analogicky jsme postupovali u všech zkoumaných vzorků vod.

4. Výsledky a diskuse

Všechny získané experimentální hodnoty vybraných zdrojů podzemních vod, které jsem stanovil v akreditované laboratoři společnosti MORAVSKÁ VODÁRENSKÁ a. s. i mimo ni, jsem pro větší přehlednost shrnul do Příloh 1–14 a Obrázků 5–18. Hodnoty ročního měření všech vybraných zdrojů vod byly porovnány s platnou vyhláškou č. 70/2018 Sb., kterou se stanoví hygienické požadavky na pitnou a teplou vodu. Následně jsem určil, jestli jednotlivé vzorky splňují doporučené hodnoty (DH), mezní hodnoty (MH) anebo nejvyšší mezní hodnoty (NMH). Přesná definice těchto pojmů je uvedena v kapitole 2.1.1. V případě, že některý vzorek tyto hodnoty nespĺňoval, byl označen **tučně**. Pokud opakovaně docházelo ke stanovení výrazně vyšších nebo nižších hodnot, bylo měření prováděno více než 3×. V případě dusitanů a bromičnanů jsem nevyhotovil přílohy ani grafy naměřených hodnot, jelikož jejich koncentrace byla pravidelně pod dolní mezí stanovitelnosti, která je pro dusitany $0,007 \text{ mg} \cdot \text{dm}^{-3}$ a pro bromičnany $0,002 \text{ mg} \cdot \text{dm}^{-3}$.

Vyhodnocení teploty

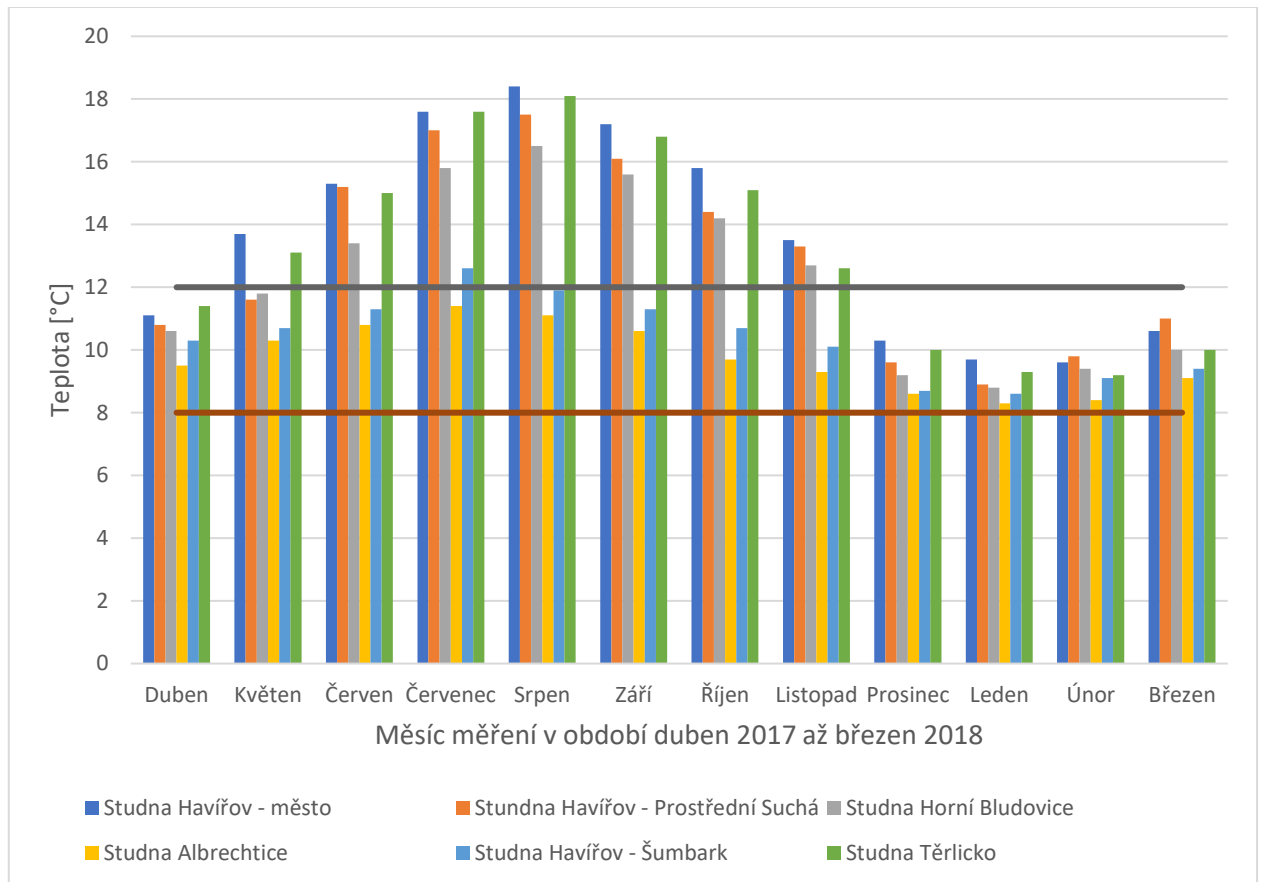
Podle platné vyhlášky je pro pitné vody stanovena doporučená hodnota teploty od 8 do 12 °C. Všechny naměřené hodnoty teploty pro jednotlivé zdroje podzemních vod v průběhu jednoho roku jsem zaznamenal do Přílohy 1. Do grafu (viz Obr. 5) jsem vynesl průběh změny teploty jednotlivých zdrojů v závislosti na jednotlivém měsíci, kdy byly vzorky odebrány.

Jediný zdroj, který doporučenou hodnotu splňuje po celý rok, je podle předpokladu studna v Albrechticích, jelikož se jedná o nejhlubší zdroj o hloubce 10 metrů. Teplotní průměr tohoto zdroje v průběhu jednoho roku byl 9,7. Pouze v červenci překračuje horní doporučenou hodnotu druhá nejhlubší studna v Havířově – Šumbarku.

Nejvíce překročení doporučených hodnot bylo zaznamenáno v letních měsících převážně u nižších studní. Zdroje podzemních vod v Havířově – Městě a Těrlicku překročily horní doporučené hodnoty nejčastěji. Roční období mělo na teplotu vody těchto zdrojů značný vliv, jelikož se jednalo o nejnižší studny o hloubce 4 a 5 metrů.

V měsíci červenci překročily horní doporučené hodnoty 5 ze 6 vybraných studní. Naopak v průběhu celého roku nedošlo ani jednou k překročení dolní doporučené hodnoty. Nejmenší teplotní výkyvy byly zaznamenány v zimních měsících, kdy teplotní průměr všech

zdrojů podzemních vod odpovídá hodnotě 9,4 °C, což odpovídá středoevropské průměrné teplotě vod v hloubce 10 metrů.

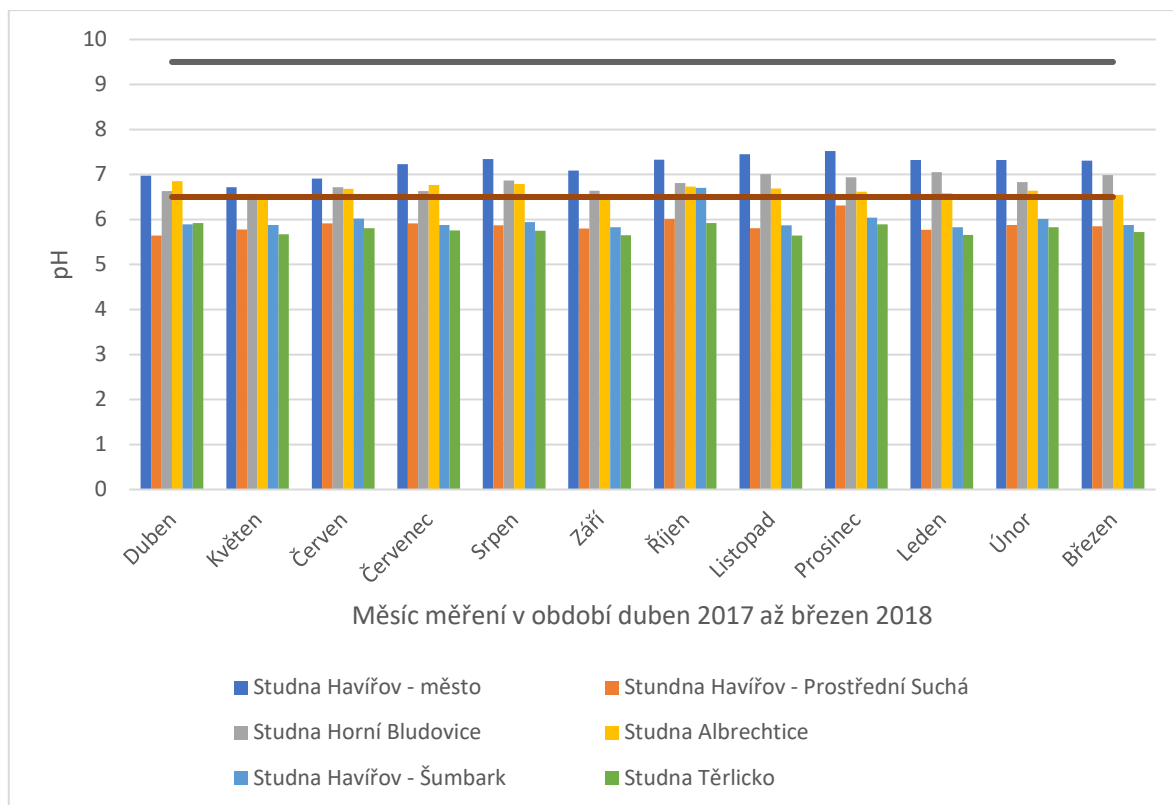


Obrázek 5: Průběh změn teploty vybraných zdrojů podzemních vod v jednotlivých měsících

Vyhodnocení pH

Platná vyhláška stanovuje mezní hodnoty pH pro pitné vody v rozmezí 6,5 až 9,5. Hodnoty pH všech vybraných zdrojů podzemních vod v průběhu jednoho roku jsem zaznamenal do Přílohy 2. Do grafu (viz Obr. 6) jsem vynesl průběh změny pH jednotlivých zdrojů v závislosti na jednotlivém měsíci, kdy byly vzorky odebrány.

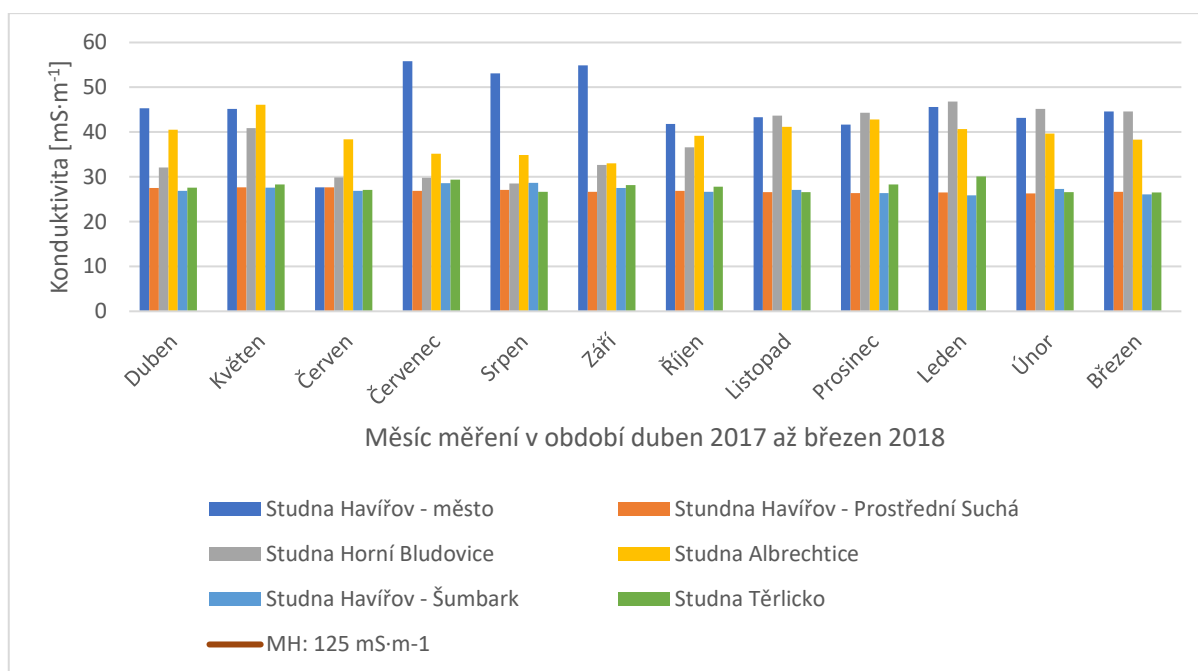
Z grafu je patrné, že studny v Havířově – Městě, Horních Bludovicích a Albrechticích po celý rok splňují mezní hodnoty. Naopak studny v Havířově – Šumbarku, Havířově – Prostřední Suché a Těrlicku mezní hodnoty nespĺňují, jelikož jejich celoroční pH bylo pod dolní mezní hodnotou. Ani u jednoho zdroje podzemních vod nebyly v průběhu roku zaznamenány větší výkyvy hodnot.



Obrázek 6: Průběh změn pH vybraných zdrojů podzemních vod v jednotlivých měsících

Vyhodnocení konduktivity

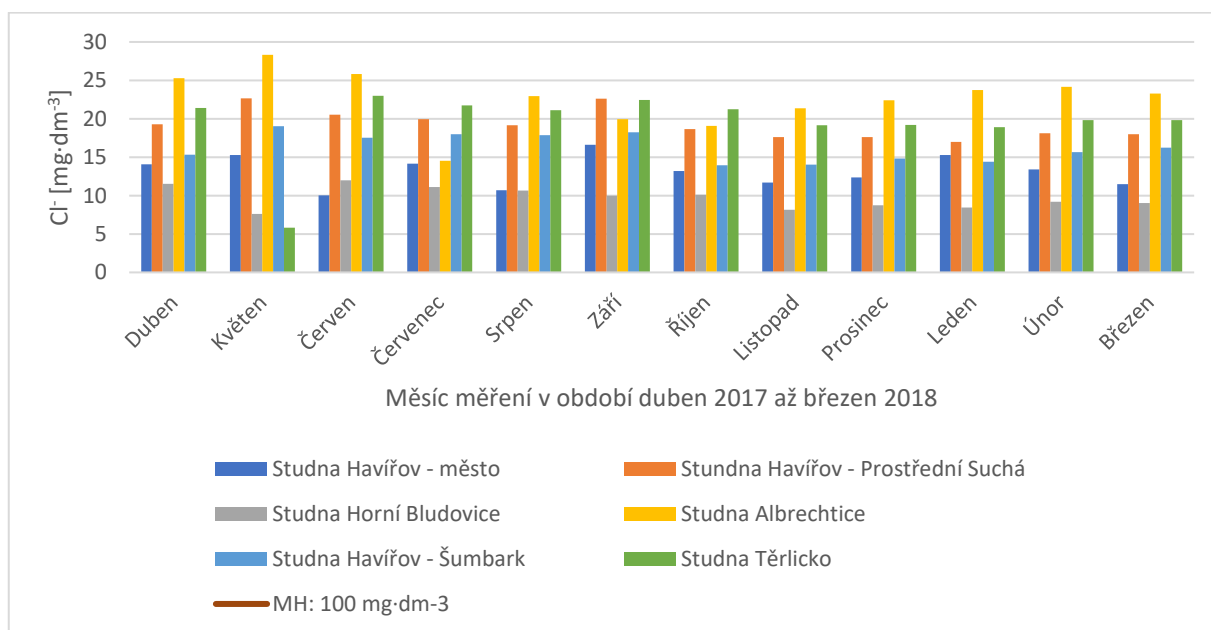
Limitní mezní hodnota konduktivity v pitných vodách je vyhláškou stanovena na $250 \text{ mS} \cdot \text{m}^{-1}$. Z Přílohy 3 zjistíme, že se k této mezní hodnotě ani jeden z mých vybraných zdrojů podzemních vod nepřiblížil a všechny hodnoty konduktivity jsou po celý rok v normálu. Vzhledem k velmi nízkým hodnotám nebyla do grafu (viz Obr. 7) vynesena mezní hodnota, uvedená je pouze v legendě. Ani v případě konduktivity nedošlo v průběhu roku k žádným výrazným změnám.



Obrázek 7: Průběh změn konduktivity vybraných zdrojů podzemních vod v jednotlivých měsících

Vyhodnocení chloridů

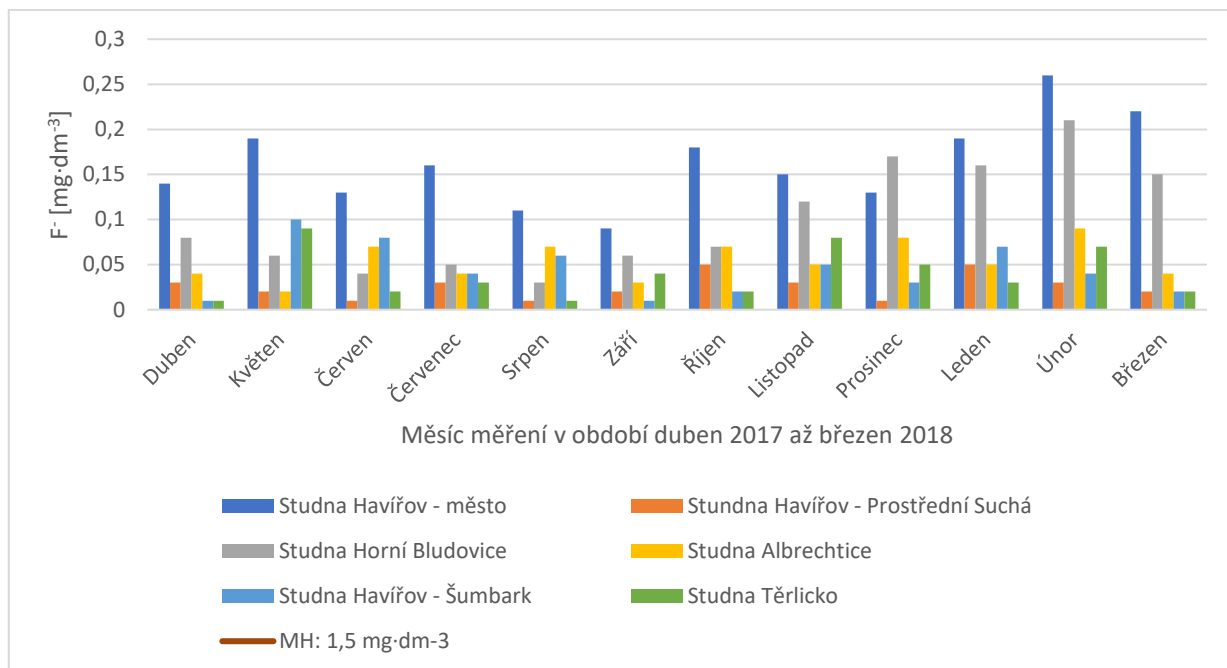
Vyhláška stanovuje limitní mezní koncentraci chloridů v pitných vodách na $100 \text{ mg} \cdot \text{dm}^{-3}$. Z Přílohy 4 je patrné, že po celý rok nedošlo ani u jednoho vzorku podzemních vod k překročení této limitní koncentrace. Vzhledem k nízkým koncentracím jsem do grafu (viz Obr. 8) uvedl mezní hodnotu pouze do legendy, v samotném grafu zaznamenána není. Ani v případě chloridů nebyly zaznamenány žádné výrazné změny koncentrací.



Obrázek 8: Průběh změn koncentrací chloridů ve vybraných zdrojích podzemních vod v jednotlivých měsících

Vyhodnocení fluoridů

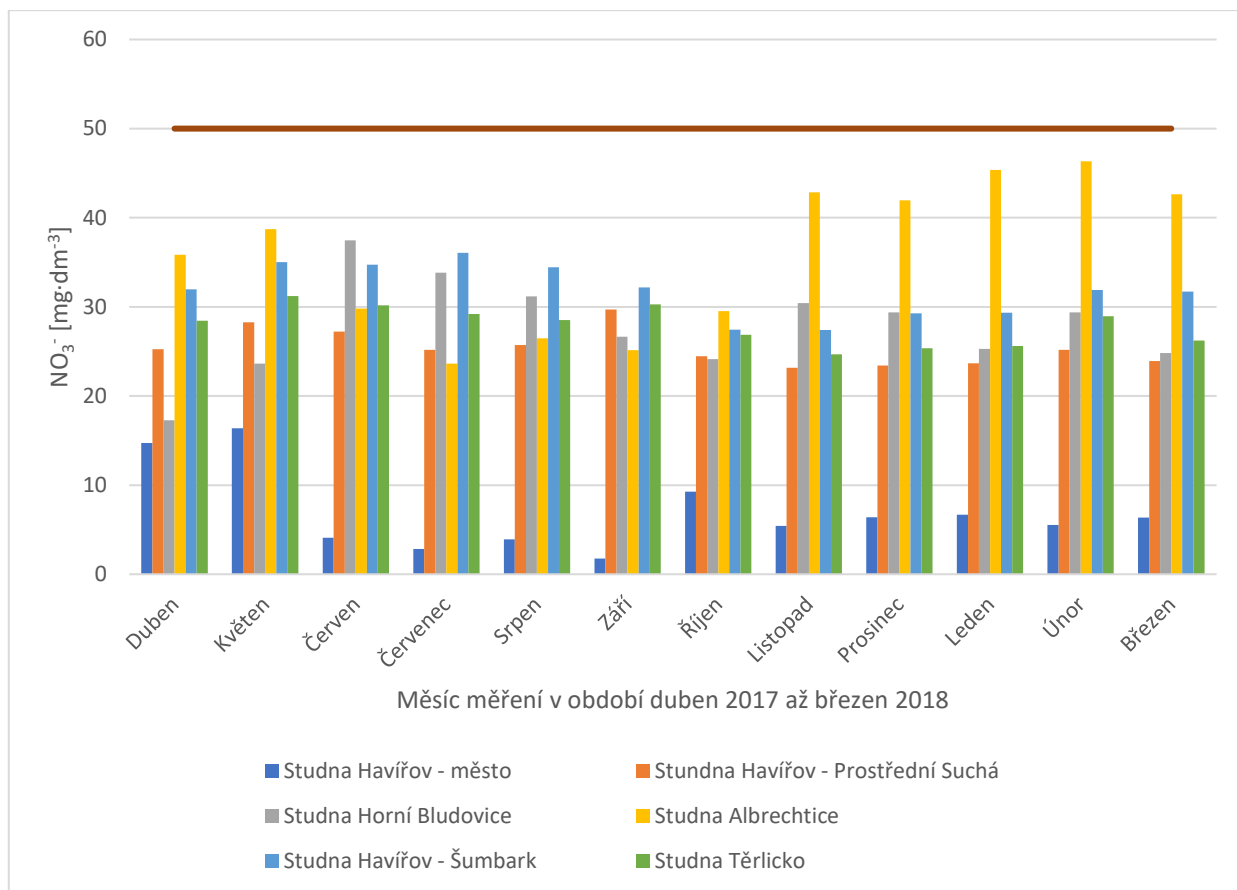
Pro fluoridy je vyhláškou stanovena limitní mezní hodnota $1,5 \text{ mg} \cdot \text{dm}^{-3}$. Studna v Havířově – Městě měla po celý rok nejvyšší hodnoty koncentrace fluoridů. Všechny hodnoty byly zaznamenány do Přílohy 5 a z grafu (viz Obr. 9) je patrné, že ani u jednoho zdroje nedošlo během ročního měření k žádným výraznějším změnám koncentrace chloridů. Vzhledem k nízkým koncentracím jsem do grafu neuvedl mezní hodnotu, zaznamenal jsem ji pouze do legendy.



Obrázek 9: Průběh změn koncentrací fluoridů ve vybraných zdrojích podzemních vod v jednotlivých měsících

Vyhodnocení dusičnanů

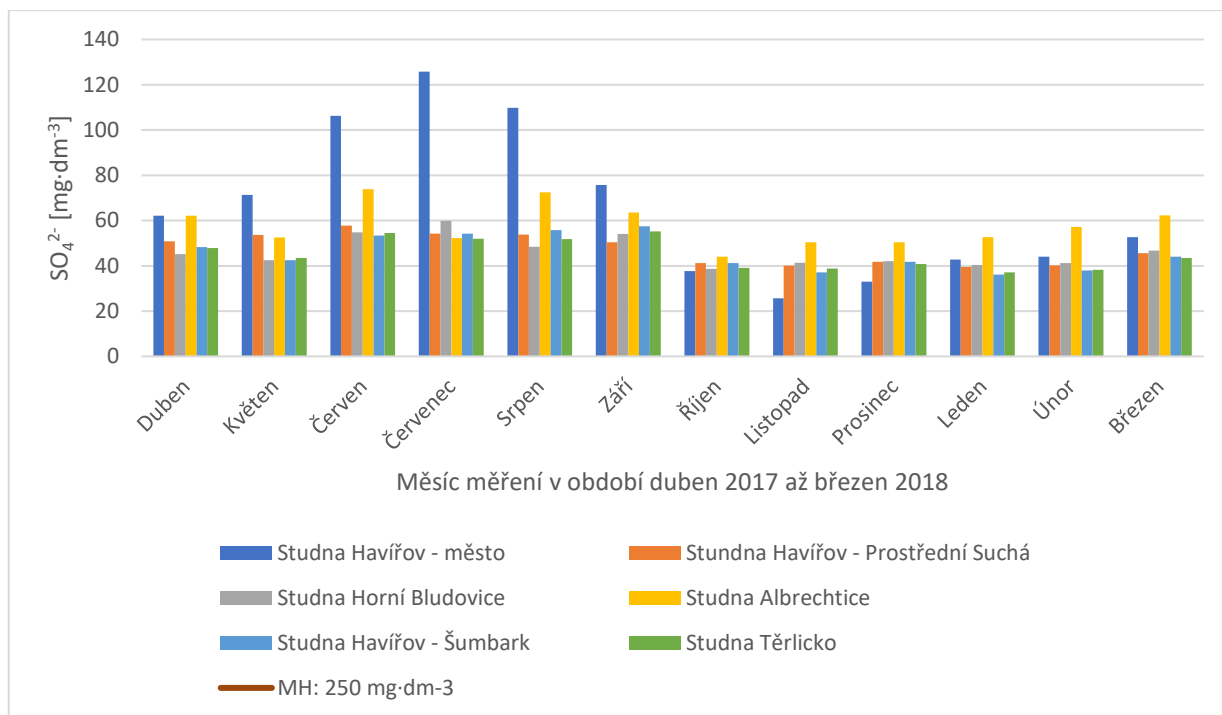
Z Přílohy 6 je patrné, že ani jeden zdroj podzemní vody nepřekročil limitní mezní koncentraci dusičnanů, jejíž hodnota je vyhláškou daná na $50 \text{ mg} \cdot \text{dm}^{-3}$. V grafu (viz Obr. 10) si můžeme povšimnout, že hodnota koncentrace dusičnanů v zimních měsících je u studny v Albrechticích mírně zvýšená. Kolísání hodnot bylo pravděpodobně způsobeno tím, že rodina, která vlastní pozemek, na kterém studna stojí, používala v zimních měsících posypovou sůl dusičnan amonný k udržení stavu přilehlé komunikace. U ostatních studní nebyly zaznamenány žádné výraznější změny hodnot.



Obrázek 10: Průběh změn koncentrací dusičnanů ve vybraných zdrojích podzemních vod v jednotlivých měsících

Vyhodnocení síranů

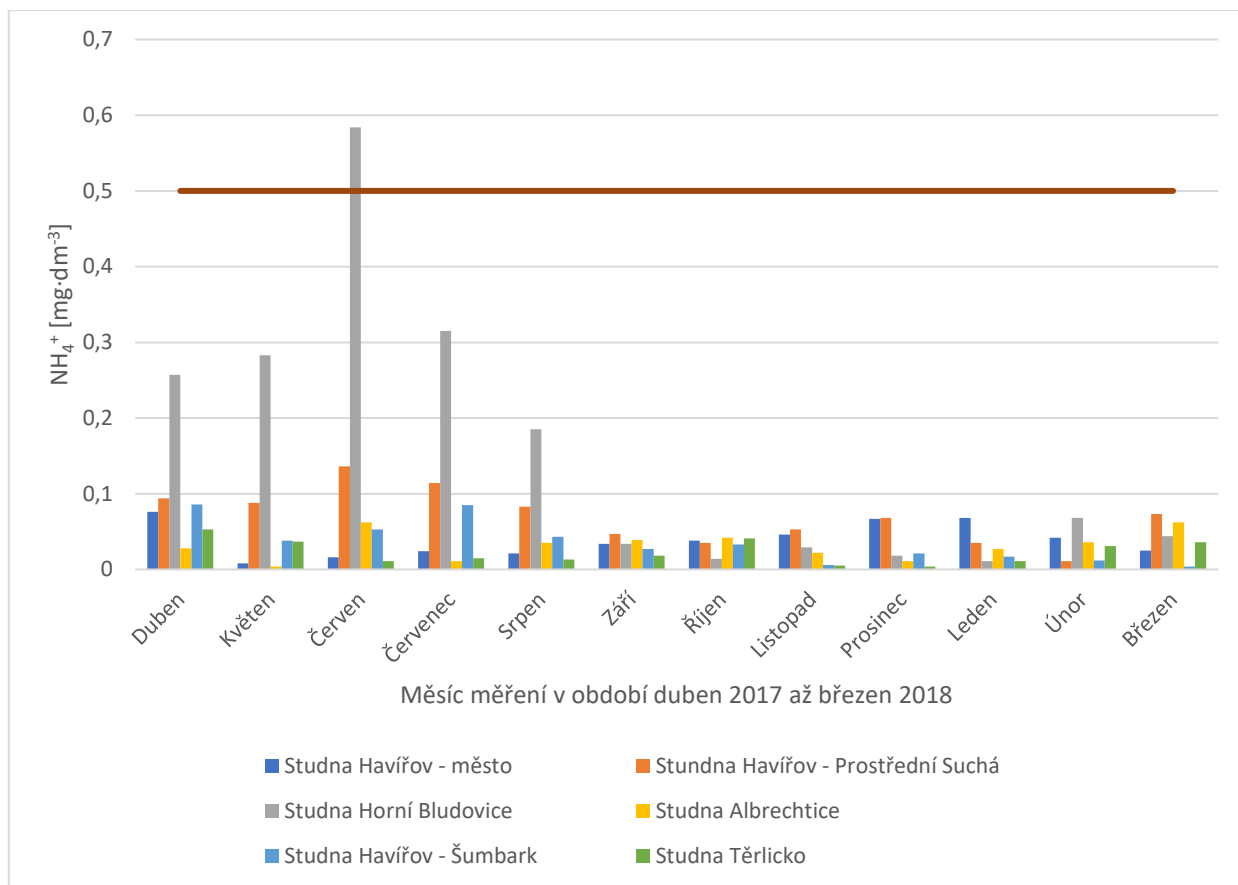
Limitní mezní koncentrace síranů, která je vyhláškou stanovena na $250 \text{ mg} \cdot \text{dm}^{-3}$, nebyla v průběhu ročního měření překročena u žádného z vybraných zdrojů podzemních vod. V Příloze 7 jsou zaznamenány všechny naměřené hodnoty v jednotlivých měsících odběru. Z grafu (viz Obr. 11) si můžeme všimnout, že v případě studny v Havířově – Městě došlo v letních měsících k mírnému zvýšení koncentrace síranů. Způsobeno to mohlo být tím, že rodina, která vlastní pozemek, na kterém studna stojí, v letních měsících používala hnojiva na bázi síranů ke hnojení přilehlého pole. U zbylých vzorků podzemních vod nebyly zaznamenány žádné výraznější změny. Z důvodu nízkých koncentrací jsem mezní hodnotu uvedl pouze do legendy.



Obrázek 11: Průběh změn koncentrací síranů ve vybraných zdrojích podzemních vod v jednotlivých měsících

Vyhodnocení amonných iontů

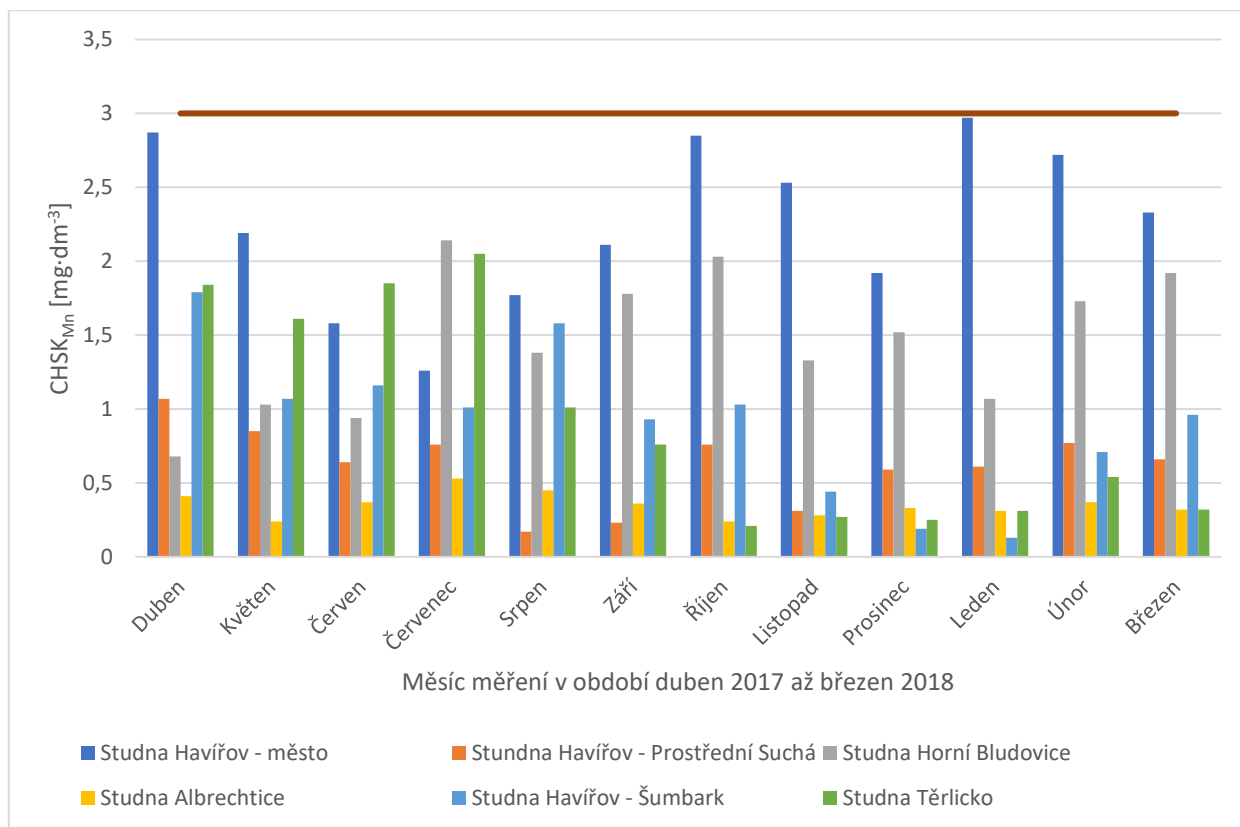
Mezní hodnota amonných iontů v pitných vodách stanovená vyhláškou je $0,5 \text{ mg} \cdot \text{dm}^{-3}$. Naměřené hodnoty všech zdrojů podzemních vod v průběhu ročního měření jsem zaznamenal do Přílohy 8. Z grafu 12 si můžeme povšimnout, že koncentrace amonných iontů ve studni v Horních Bludovicích byla v letních měsících vyšší a v měsíci červnu dokonce překročila mezní hodnotu. Příčina takto vyšší koncentrace mohla být v pravidelném užívání hnojiv na amonné bázi ke hnojení přilehlého pole a ovocných stromů. V případě ostatních vzorků nebyly v průběhu ročního měření zaznamenány žádné výraznější změny hodnot.



Obrázek 12: Průběh změn koncentrací amonných iontů ve vybraných zdrojích podzemních vod v jednotlivých měsících

Vyhodnocení chemické spotřeby kyslíku

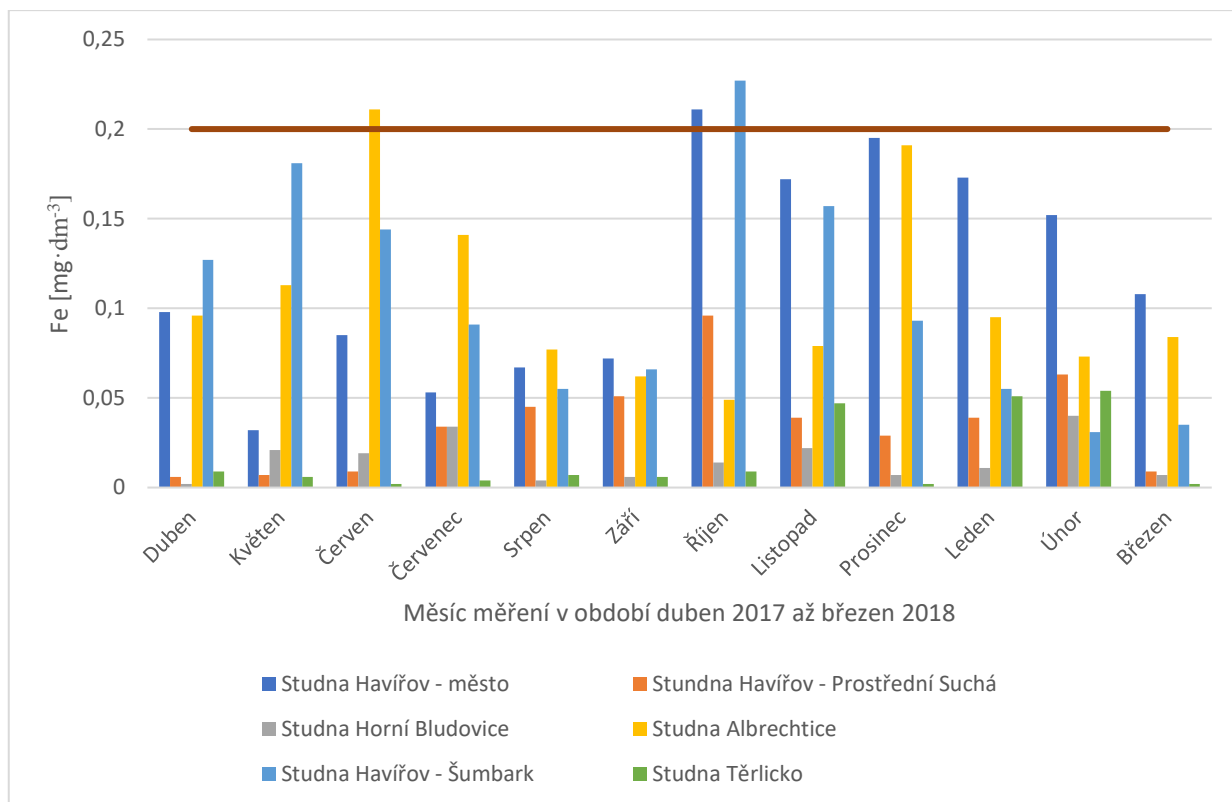
Hodnoty v Příloze 9 ukazují míru chemické spotřeby kyslíku stanovenou manganistanem draselným. V průběhu ročního měření nedošlo ani jednou k překročení mezní hodnoty, která je daná vyhláškou na $3,0 \text{ mg} \cdot \text{dm}^{-3}$. Z grafu 13 můžeme vyčíst, že studny s největším organickým znečištěním a obsahem oxidovatelných anorganických látek jsou v Havířově – Městě, Horních Bludovicích a Těrlicku. U ostatních studní nebyly v jednotlivých měsících zaznamenány žádné výraznější změny hodnot.



Obrázek 13: Průběh změn chemické spotřeby kyslíku ve vybraných zdrojích podzemních vod v jednotlivých měsících

Vyhodnocení železa

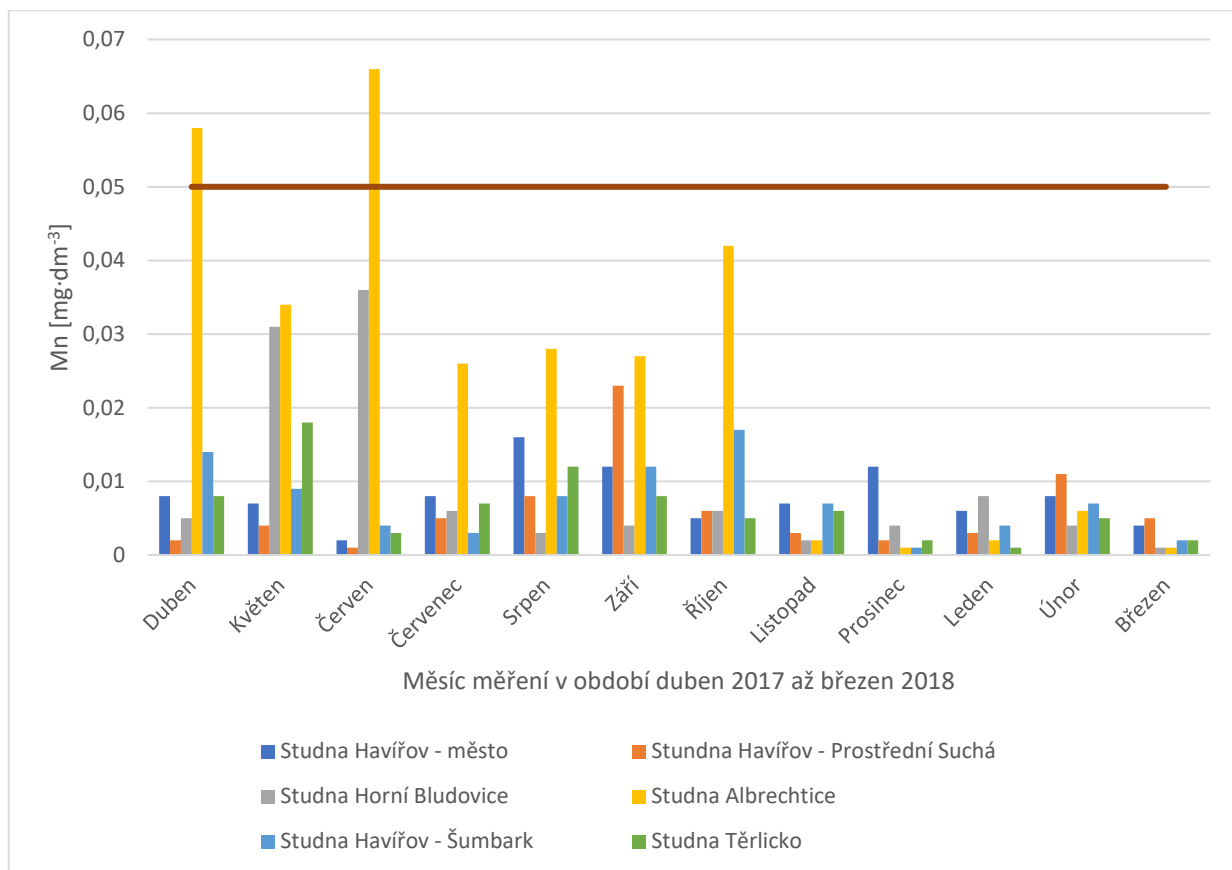
Mezní hodnota železa v pitných vodách stanovená vyhláškou je $0,2 \text{ mg} \cdot \text{dm}^{-3}$. V Příloze 10 jsou uvedeny všechny hodnoty naměřené v jednotlivých měsících. Z grafu (viz Obr. 14) je patrné, že studny v Albrechticích, Havířově – Městě a Havířově – Šumbarku přesáhly mezní hodnotu. Povšimnout si můžeme také mírného nárůstu koncentrace v podzimních a zimních měsících. Způsobit to mohlo například méně časté využívání studničních vod a tím spojené usazení sedimentu anebo korozi konstrukce studny. U ostatních zdrojů nebyly v průběhu roku zaznamenány žádné výraznější změny.



Obrázek 14: Průběh změn koncentrací železa ve vybraných zdrojích podzemních vod v jednotlivých měsících

Stanovení manganu

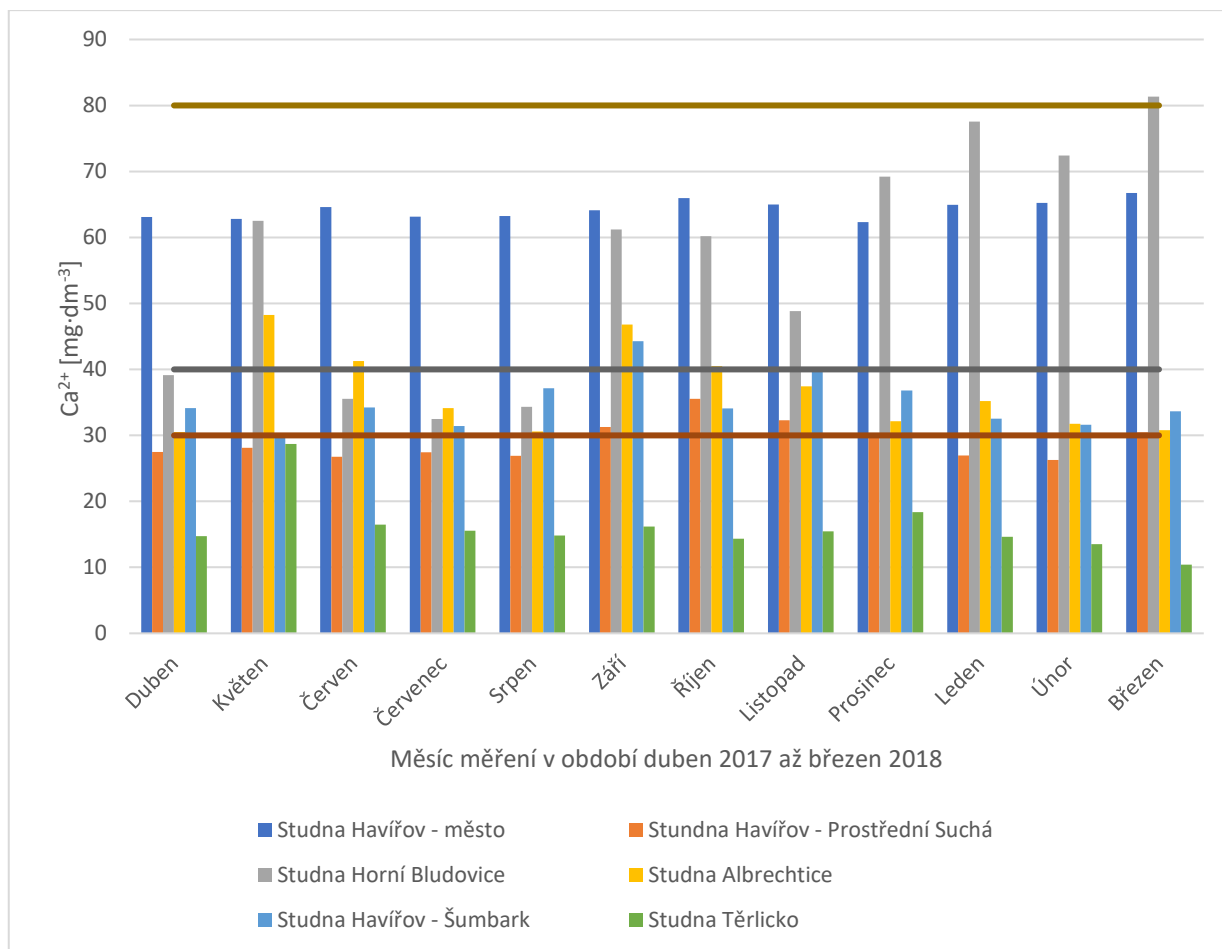
Limitní mezní hodnota manganu stanovená vyhláškou je $0,05 \text{ mg} \cdot \text{dm}^{-3}$. Z Přílohy 11 je patrné, že hodnota manganu ze zdroje podzemní vody v Albrechticích je v jarních a letních měsících výrazně vyšší než v ostatních měsících. V měsíci dubnu a červnu dokonce přesahuje mezní hodnotu. Vyšší koncentrace byla zaznamenána rovněž u studny v Horních Bludovicích, která však mezní hodnotu nepřekročila. Tyto výkyvy mohly být mimo jiné způsobeny pravidelnou údržbou přilehlého pole a stromů nebo méně častým užíváním studniční vody, které vedlo k usazení sedimentu. U ostatních vzorků nebyly v průběhu ročního měření zaznamenány žádné výraznější změny hodnot. Průběh změn koncentrací v jednotlivých měsících odběru jsou znázorněny v grafu (viz Obr. 15).



Obrázek 15: Průběh změn koncentrací manganu ve vybraných zdrojích podzemních vod v jednotlivých měsících

Vyhodnocení vápníku

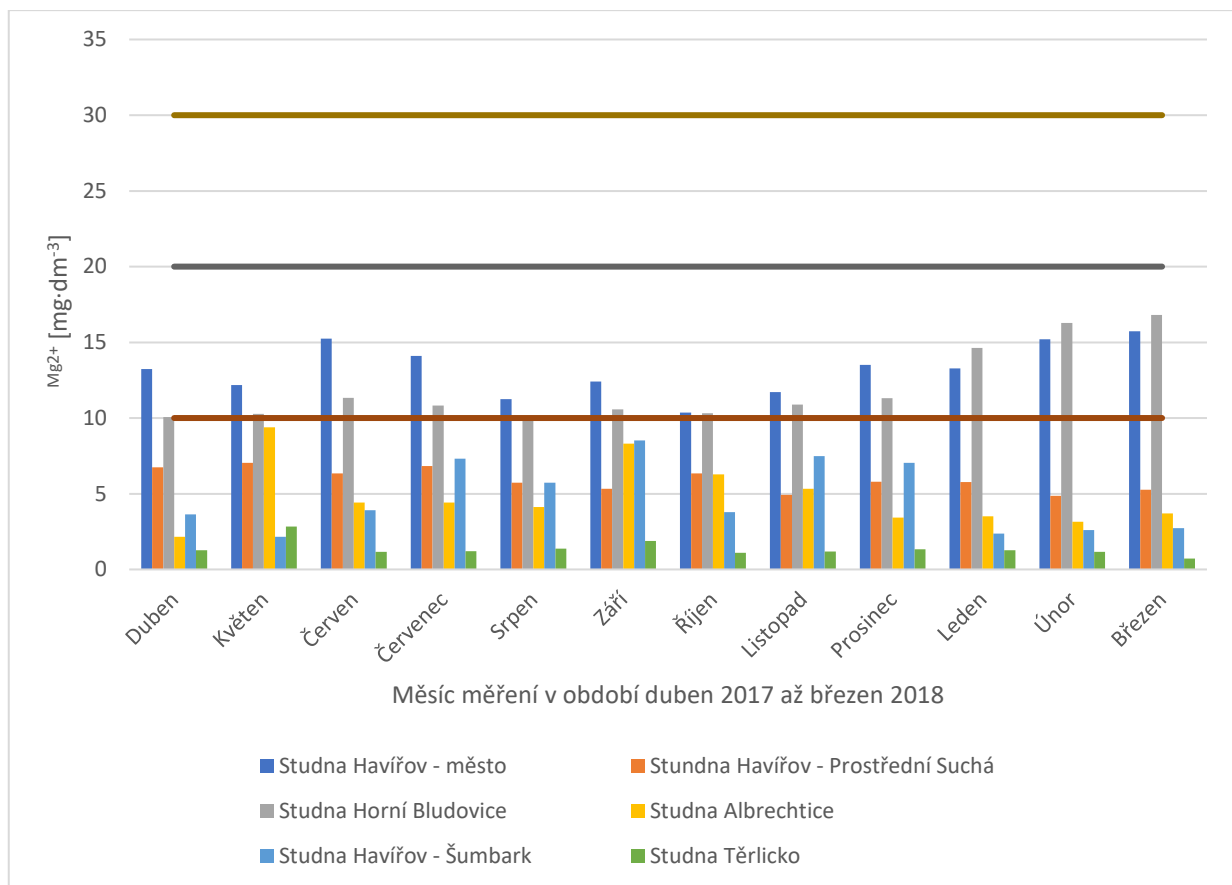
Limitní mezní hodnota vápníku je vyhláškou stanovena na $30 \text{ mg} \cdot \text{dm}^{-3}$. Doporučená hodnota se pohybuje v rozmezí od 40 do $80 \text{ mg} \cdot \text{dm}^{-3}$. Hodnoty z ročního měření, které jsou zaznamenány v Příloze 12, ukazují, že studna v Těrlicku nedosáhla ani v jednom měsíci mezní hodnotu. Podle grafu (viz Obr. 16) naopak studna v Horních Bludovicích v měsíci březnu přesáhla doporučenou hodnotu. Všechny ostatní zdroje podzemních vod byly po celoroční měření v souladu s doporučenými hodnotami a nebyl u nich zaznamenán žádný větší výkyv hodnot.



Obrázek 16: Průběh změn koncentrací vápníku ve vybraných zdrojích podzemních vod v jednotlivých měsících

Vyhodnocení hořčíku

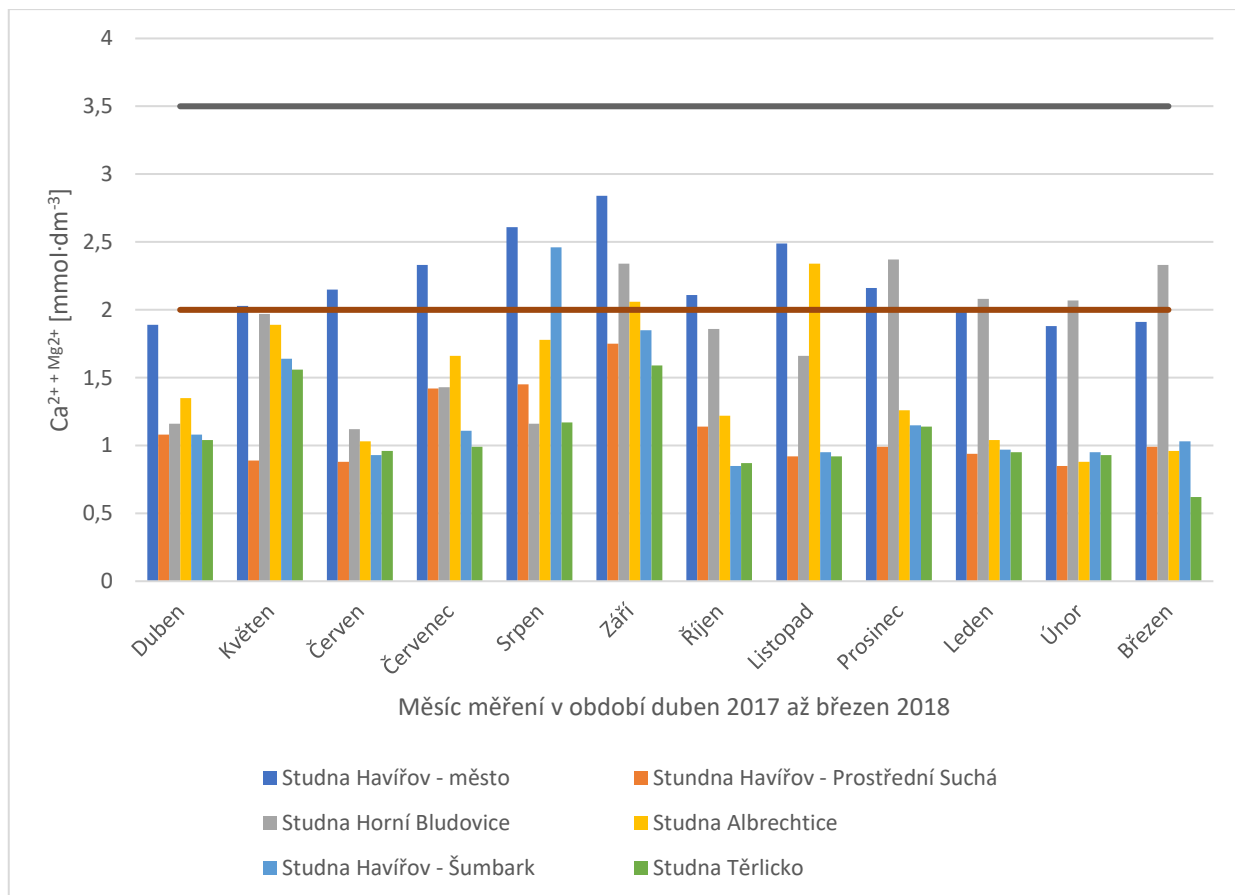
Vyhláškou stanovená limitní mezní hodnota pro hořčík v pitných vodách je $10 \text{ mg} \cdot \text{dm}^{-3}$. Doporučená hodnota pro je v rozmezí od 20 do $30 \text{ mg} \cdot \text{dm}^{-3}$. V Příloze 13 jsou zaznamenány všechny naměřené hodnoty koncentrace hořčíku v jednotlivých měsících odběru. Z grafu (viz Obr. 17) zjistíme, že hodnoty u 4 z 6 studní v průběhu ročního měření nedosáhly doporučených hodnot. V souladu s platnou vyhláškou byly pouze studny v Havířově – Městě a Horních Bludovicích. I když byla koncentrace hořčíku u zbylých studní pod mezní hodnotou, nebyly zaznamenány žádné výrazné změny koncentrací.



Obrázek 17: Průběh změn koncentrací hořčíku ve vybraných zdrojích podzemních vod v jednotlivých měsících

Vyhodnocení tvrdosti vody

Doporučená hodnota sumy Ca^{2+} a Mg^{2+} daná vyhláškou je v rozmezí 2 až $3,5 \text{ mmol} \cdot \text{dm}^{-3}$. Všechny naměřené hodnoty tvrdosti vody z jednotlivých měsíců jsem zaznamenal do Přílohy 14. Ve vyhotoveném grafu (viz Obr. 18) vidíme, že studny v Havířově – Prostřední Suché a Těrlicku ani v jednom měsíci nepřesáhly doporučenou hodnotu. Naopak mezi studny s největší tvrdostí patří zdroje z Havířova – Města, Horních Bludovic a Havířova – Šumbarku. S výjimkou těchto tří studní, jejichž tvrdost byla průměrně středně tvrdá, byly všechny ostatní studniční vody velmi měkké až měkké.



Obrázek 18: Průběh změn tvrdosti vody ve vybraných zdrojích podzemních vod v jednotlivých měsících

5. Závěr

Cílem mé bakalářské práce bylo sledování ukazatelů kvality podzemních vod šesti vybraných soukromých studní nacházejících se na území statutárního města Havířov a jeho okolí v závislosti na ročních obdobích. Odběr vzorků a následné pozorování jednotlivých ukazatelů probíhalo pravidelně každý měsíc od dubna 2017 do března 2018. Stanovení všech parametrů, kromě teploty, která byla stanovena vždy na místě odběru, probíhalo v akreditované laboratoři společnosti MORAVSKÁ VODÁRENSKÁ a. s. Všechna naměřená data byla následně porovnána s limity jednotlivých parametrů stanovenými platnou vyhláškou č. 70/2018 Sb.

V případě organoleptických a fyzikálních ukazatelů jsem stanovil pH, konduktivitu a teplotu. Všechny výsledné hodnoty jsou zaznamenány v Přílohách 1–3 a Obrázcích 5–7. Podle očekávání byla v letních měsících teplota převážně nižších studní výrazně vyšší. Oproti tomu v zimních měsících se teplotní průměr všech studní nedostal přes 9,5. U ostatních ukazatelů nebyly v průběhu ročního měření pozorovány žádné změny.

Dále jsem stanovil nekovy, mezi které patřily dusitany, dusičnany, sírany, amonné ionty, chloridy a fluoridy a chemická spotřeba kyslíku. Výsledky jednotlivých parametrů jsou uvedeny v Přílohách 4–8 a Obrázcích 8–13. V případě síranů a amonných iontů byl v letních měsících u dvou studní zaznamenán větší nárůst koncentrací, což bylo způsobeno pravidelnou údržbou přilehlých polí. V zimních měsících byl zaznamenán nárůst koncentrace dusičnanů u studny v Albrechticích, což mohlo být způsobeno zimní údržbou komunikace. V ostatních případech nebyly zaznamenány žádné výrazné změny.

Z kovů jsem stanovil železo, mangan, vápník, hořčík a celkovou tvrdost vody. Výsledky těchto parametrů jsem zaznamenal do Příloh 9–14 a Obrázků 14–18. V jarních měsících byla v případě studny z Albrechtic překročena limitní koncentrace manganu. Tento jev mohl být způsoben méně častým užíváním studny. V případě železa došlo rovněž k občasnému překročení limitní koncentrace, což mohlo být způsobeno opět méně častým využíváním studny nebo korozí. V případě vápníku došlo pouze v měsíci březnu k překročení horní doporučené hodnoty u studny z Horních Bludovic. Limitní hodnoty hořčíku v průběhu celého roku splňovaly pouze studny v Havířově – Městě a Horních Bludovicích. Celková tvrdost vod splňuje doporučené hodnoty pouze v některých měsících. Tento jev je způsoben pravidelně nízkou koncentrací vápníku a hořčíku ve vybraných studnách.

Ze všech získaných dat je patrné, že roční období má nejvýznamnější vliv převážně na teplotu. Na ostatní ukazatele kvality podzemních vod nemá roční období výraznější vliv. Vzhledem k finanční náročnosti jsem mohl provést pouze chemickou analýzu. Pro zdraví bezpečné vody by bylo vhodné provést i biologickou analýzu. Přítomnosti mikroorganismů a bakterií v určitých koncentracích má na samotnou kvalitu podzemní vody rovněž velmi významný vliv. Díky této skutečnosti bych osobně ani jednu studniční vodu nedoporučil pro přímou spotřebu.

6. Summary

The goal of my bachelor thesis has been observing groundwater quality markers at six selected privately owned wells in the vicinity of Havířov city, and their correlation with the changing seasons. Sample gathering and subsequent observation of individual markers was done every month between April 2017 and March 2018. Evaluation of all the parameters with the exception of temperature (which was always measured at location) took place in the accredited laboratory of the company MORAVSKÁ VODÁRENSKÁ a. s. All of the measured data was eventually compared to the limits set by the 70/2018 Sb. decree.

In the case of organoleptic and physical markers I assessed pH levels, conductivity and temperature. All the resulting values are listed in appendices 1–3 and images 5–7. As expected, the temperature of the (primarily shallower) wells during the summer months has been significantly higher. On the other hand in the winter months the average temperature of all wells hasn't risen above 9.4 °C. As for the other markers, no changes during the year were measured.

Next I assessed nonmetals, among which belonged nitrates, nitrites, sulfates, ammonium ions, chlorides, fluorides and chemical oxygen demand. Results of individual parameters are listed in appendices 4–8 and images 8–13. In the case of sulfates and ammonium ions there was a higher concentration measured in two wells during the summer months, which was caused by the regular upkeep of nearby fields. A rise in the concentration of nitrates was measured in well near Albrechtice during the winter months, which may have been caused by the upkeep of roads. In other cases, no significant change was measured.

For metals, I have assessed the levels of iron, manganese, calcium, magnesium and overall water hardness. Results of these measurements are listed in appendices 9–14 and images 14–18. During the spring months the well in Albrechtice breached the legal manganese limits. This event might have been caused by less frequent usage of the well. In the case of iron, there were also several instances of crossing the upper recommended limits. This may have also been caused by less frequent use or corrosion. As for calcium, the upper recommended limit has only been crossed in the well from Horní Bludovice in the month of March. The manganese limits were upheld throughout the year only in Havířov-City and Horní Bludovice. Overall water hardness achieves recommended values only during some months. This is caused by regularly low concentration of calcium and manganese in the selected wells.

It is clear from all the gathered data that the changing of the seasons influences mainly the temperature. Other studied markers are not significantly affected. Due to my limited funds I could only afford chemical analysis. For a complete picture about health risks of drinking water a biological analysis would also be needed. The presence of micro-organisms and bacteria in certain doses also greatly influences the quality of groundwater. In the light of these facts I would recommend water from none of the wells for personal consumption.

7. Seznam použité literatury a zdrojů

- [1] VELÍŠEK, J., HAJŠLOVÁ, J.: *Chemie potravin I.* 3. vyd. Tábor: OSSIS, 2009. ISBN 978-80-8659-15-2.
- [2] MANAHAN, S. E.: *Environmental chemistry.* 9. vyd. New York: CRC Press, 2010. ISBN 978-1-4200-5920-5.
- [3] RADOJEVIC, M., BASHKIN, V. N.: *Practical environmental analysis.* 2nd ed. London: Royal Society of Chemistry, 2006. ISBN 0-85404-679-8.
- [4] KITTNER, Z.: *Chemie vody a atmosféry.* 1. vyd. Praha: Státní pedagogické nakladatelství, 1974, 144 s.
- [5] KALAVSKÁ, D., HOLOUBEK, I.: *Analýza vod.* Bratislava: alfa, 1989. ISBN 80-05-00065-0.
- [6] EVANS, J., PERLMAN, H.: U.S. Geological Survey [online]. [cit. 2018-28-12]. Dostupné z: <https://www.usgs.gov/media/images/ob-h-vody-water-cycle-diagram-czech>
- [7] PITTER, P.: *Hydrochemie.* 4., aktualiz. vyd. Praha: Vydavatelství VŠCHT Praha, 2009. ISBN 978-80-7080-701-9.
- [8] Vyhláška Ministerstva zdravotnictví České Republiky č. 70/2018 Sb. ze dne 27. 4. 2018, kterou se mění vyhláška č. 252/2004 Sb., kterou se stanoví hygienické požadavky na pitnou a teplou vodu a četnost a rozsah kontroly pitné vody, ve znění pozdějších předpisů. [cit. 2. 4. 2019]. Dostupné také z: <https://www.zakonyprolidi.cz/cs/2018-70/zneni-20180427>.
- [9] KRÍŽ, H.: *Hydrologie podzemních vod: vysokoškolská učebnice pro studenty přírodovědeckých fakult vysokých škol.* Praha: Academia, 1983, 292 s.
- [10] BREZONIK, P. L., ARNOLD, W. A.: *Water chemistry: an introduction to the chemistry of natural and engineered aquatic systems.* New York: Oxford University Press. ISBN 978-0-19-973072-8.
- [11] ŽÁČEK, L.: *Hydrochemie.* Brno: VUTIUM, 1998. ISBN 80-214-1167-8.
- [12] ANDERSON, S. H., E. BEISWENGER R., PURDOM W.: *Environmental science.* 4. vyd. London: Pearson Collage, 1993. ISBN 978-00-2303-191-5.
- [13] KAMENÍČEK, J., ŠINDELÁŘ Z., PASTOREK R., KAŠPÁREK F.: *Anorganická chemie.* 4. vyd. Olomouc: UPOL, 2009. ISBN 978-80-244-2387-6.

- [14] GREENWOOD, N. N., EARNSHAW A.: *Chemie prvků I*. Praha: Informatorium, 1993. ISBN 80-85427-38-9.
- [15] ATKINS, P. W., DE PAULA, J.: *Fyzikální chemie*. Praha: Vysoká škola chemicko-technologická v Praze, 2013. ISBN 978-80-7080-830-6.
- [16] LUKEŠ, I.: *Systematická anorganická chemie*. Praha: Karolinum, 2009. ISBN 978-80-246-1614-8.
- [17] KLIKORKA, J., HÁJEK B., VOTINSKÝ J.: *Obecná a anorganická chemie*. Praha: Státní nakladatelství technické literatury, 1985, 592 s.
- [18] HORÁKOVÁ, M.: *Analytika vody*. 2. vyd. Praha: VŠCHT Praha, 2007. ISBN 978-80-7080-520-6.
- [19] HORÁKOVÁ, M., LISCHKE P., GRÜNWARD A.: *Chemické a fyzikální metody analýzy vod*. 2. vyd. Praha: SNTL – Nakladatelství technické literatury, 1989. 389 s.
- [20] BARTOŠ, M., ŠRÁMKOVÁ J., STANĚK V.: *Analytická chemie*. Pardubice: Univerzita Pardubice, 2011. ISBN 978-80-7395-408-6.
- [21] Mapy.cz [online]. [cit. 19. 2. 2019]. Dostupné z: <https://mapy.cz/zakladni>.
- [22] ČSN EN ISO 8467, Z1. Jakost vod. Stanovení chemické spotřeby kyslíku manganistanem (CHSK_{Mn}). Listopad 2006.
- [23] ČSN ISO 6058. Jakost vod. Stanovení vápníku odměrnou metodou s EDTA. Leden 1996.
- [24] ČSN ISO 6059. Jakost vod. Stanovení sumy vápníku a hořčíku odměrnou metodou s EDTA. Leden 1996.
- [25] ČSN ISO 10523:2010. Jakost vod. Stanovení pH. Únor 2010.
- [26] ČSN ISO 7150-1. Stanovení amonných iontů manuální spektrofotometrickou metodou. Červen 1994.
- [27] ČSN EN 27888. Jakost vod. Stanovení konduktivity. Leden 1996.
- [28] ČSN EN ISO 10304-1. Jakost vod. Stanovení rozpuštěných aniontů metodou kapalinové chromatografie. Část 1: stanovení bromidů, chloridů, fluoridů, dusičnanů, dusitanů, fosforečnanů a síranů. Září 2009.

[29] ČSN EN ISO 15587-1. Jakost vod. Stanovení manganu a železa plamennou atomovou absorpční spektroskopií. Duben 2017.

[30] Vyhláška Ministerstva zdravotnictví České Republiky č. 423/2001 Sb., kterou se stanoví způsob a rozsah hodnocení přírodních léčivých zdrojů a zdrojů přírodních minerálních vod a další podrobnosti jejich využívání, požadavky na životní prostředí a vybavení přírodních léčebných lázní a náležitosti odborného posudku o využitelnosti přírodních léčivých zdrojů a klimatických podmínek k léčebným účelům, přírodní minerální vody k výrobě přírodních minerálních vod a o stavu životního prostředí přírodních léčebných lázní (vyhláška o zdrojích a lázních). [cit. 14. 3. 2019] Dostupné také z: <https://www.zakonyprolidi.cz/cs/2001-423>.

[31] Zákon Ministerstva zdravotnictví České Republiky č. 164/2001 Sb., o přírodních léčivých zdrojích, zdrojích přírodních minerálních vod, přírodních léčebných lázních a lázeňských místech a o změně některých souvisejících zákonů (lázeňský zákon). [cit 28. 3. 2019]. Dostupné také z: <https://www.zakonyprolidi.cz/cs/2001-164>.

8. Seznam použitých zkratek a symbolů

apod. – a podobně

atd. – a tak dále

tzv. – takzvaně

např. – například

Obr. – obrázek

NMH – nejvyšší mezní hodnota

MH – mezní hodnota

DH – doporučená hodnota

κ – konduktivita

G – konduktance

A – plocha elektrody

R – elektrický odpor

K_w – rovnovážná konstanta vody

PET – polyethylentereftalát

$CHSK_{Mn}$ – chemistá spotřeba kyslíku stanovená manganistanovou metodou

ČSN – česká technická norma

SOP – standardní operační postup

9. Přílohy

Příloha 1:

Tabulka 5: Teploty vybraných zdrojů podzemních vod v měsících odběru

Měsíc	Teplota [°C]					
	Studna Havířov – Město	Studna Havířov – Prostřední Suchá	Studna Horní Bludovice	Studna Albrechtice	Studna Havířov – Šumbark	Studna Těrlicko
Duben	11,1	10,8	10,6	9,5	10,3	11,4
Květen	13,7	11,6	11,8	10,3	10,7	13,1
Červen	15,3	15,2	13,4	10,8	11,3	15
Červenec	17,6	17	15,8	11,4	12,6	17,6
Srpen	18,4	17,5	16,5	11,1	11,9	18,1
Září	17,2	16,1	15,6	10,6	11,3	16,8
Říjen	15,8	14,4	14,2	9,7	10,7	15,1
Listopad	13,5	13,3	12,7	9,3	10,1	12,6
Prosinec	10,3	9,6	9,2	8,6	8,7	10
Leden	9,7	8,9	8,8	8,3	8,6	9,3
Únor	9,6	9,8	9,4	8,4	9,1	9,2
Březen	10,6	11	10	9,1	9,4	10

Příloha 2:

Tabulka 6: Hodnoty pH vybraných zdrojů podzemních vod v měsících odběru

Měsíc	pH					
	Studna Havířov – Město	Studna Havířov – Prostřední Suchá	Studna Horní Bludovice	Studna Albrechtice	Studna Havířov – Šumbark	Studna Těrlicko
Duben	6,97	5,64	6,63	6,85	5,89	5,92
Květen	6,72	5,78	6,57	6,53	5,88	5,67
Červen	6,91	5,91	6,72	6,68	6,02	5,81
Červenec	7,23	5,91	6,63	6,77	5,88	5,76
Srpen	7,34	5,87	6,87	6,79	5,94	5,75
Září	7,09	5,8	6,64	6,54	5,83	5,65
Říjen	7,33	6,01	6,81	6,73	6,7	5,92
Listopad	7,45	5,81	7,01	6,69	5,87	5,64
Prosinec	7,52	6,31	6,94	6,62	6,04	5,89
Leden	7,32	5,77	7,05	6,58	5,83	5,66
Únor	7,32	5,88	6,83	6,64	6,01	5,83
Březen	7,31	5,85	6,99	6,55	5,88	5,72

Příloha 3:

Tabulka 7: Hodnoty konduktivity vybraných zdrojů podzemních vod v měsících odběru

Měsíc	Konduktivita [$\text{mS} \cdot \text{m}^{-1}$]					
	Studna Havířov – Město	Studna Havířov – Prostřední Suchá	Studna Horní Bludovice	Studna Albrechtice	Studna Havířov – Šumbark	Studna Těrlicko
Duben	45,3	27,5	32,1	40,5	26,9	27,6
Květen	45,2	27,7	40,9	46,1	27,6	28,3
Červen	27,7	27,7	29,9	38,4	26,9	27,1
Červenec	55,8	26,9	29,8	35,2	28,6	29,4
Srpen	53,1	27,1	28,5	34,9	28,7	26,7
Září	54,9	26,7	32,7	33	27,5	28,2
Říjen	41,8	26,9	36,6	39,2	26,7	27,8
Listopad	43,3	26,6	43,7	41,2	27,1	26,6
Prosinec	41,7	26,4	44,3	42,8	26,4	28,3
Leden	45,6	26,5	46,8	40,7	25,9	30,1
Únor	43,2	26,3	45,2	39,7	27,3	26,6
Březen	44,6	26,7	44,6	38,3	26,1	26,5

Příloha 4:

Tabulka 8: Hodnoty koncentrací chloridů ve vybraných zdrojích podzemních vod v měsících odběru

Měsíc	Cl^- [$\text{mg} \cdot \text{dm}^{-3}$]					
	Studna Havířov – Město	Studna Havířov – Prostřední Suchá	Studna Horní Bludovice	Studna Albrechtice	Studna Havířov – Šumbark	Studna Těrlicko
Duben	14,06	19,29	11,53	25,27	15,31	21,41
Květen	15,27	22,64	7,62	28,32	19,04	5,84
Červen	10,02	20,55	11,98	25,82	17,55	22,98
Červenec	14,17	19,97	11,12	14,54	17,98	21,76
Srpen	10,68	19,14	10,65	22,97	17,86	21,13
Září	16,61	22,63	9,97	19,93	18,22	22,46
Říjen	13,19	18,65	10,13	19,07	13,95	21,24
Listopad	11,68	17,61	8,17	21,38	14,04	19,15
Prosinec	12,35	17,61	8,73	22,41	14,81	19,21
Leden	15,27	16,97	8,44	23,75	14,42	18,91
Únor	13,39	18,12	9,19	24,15	15,67	19,83
Březen	11,51	17,98	9,05	23,29	16,25	19,81

Příloha 5:

Tabulka 9: Hodnoty koncentrací fluoridů ve vybraných zdrojích podzemních vod v měsících odběru

Měsíc	F ⁻ [mg · dm ⁻³]					
	Studna Havířov – Město	Studna Havířov – Prostřední Suchá	Studna Horní Bludovice	Studna Albrechtice	Studna Havířov – Šumbark	Studna Těrlicko
Duben	0,14	0,03	0,08	0,04	0,01	0,01
Květen	0,19	0,02	0,06	0,02	0,13	0,09
Červen	0,13	0,01	0,04	0,07	0,08	0,02
Červenec	0,16	0,03	0,05	0,04	0,04	0,03
Srpen	0,11	0,01	0,03	0,07	0,06	0,01
Září	0,09	0,02	0,06	0,03	0,01	0,04
Říjen	0,18	0,05	0,07	0,07	0,02	0,02
Listopad	0,15	0,03	0,12	0,05	0,05	0,08
Prosinec	0,13	0,01	0,17	0,08	0,03	0,05
Leden	0,19	0,05	0,16	0,05	0,07	0,03
Únor	0,26	0,03	0,21	0,09	0,04	0,07
Březen	0,22	0,02	0,15	0,04	0,02	0,02

Příloha 6:

Tabulka 10: Hodnoty koncentrací dusičnanů ve vybraných zdrojích podzemních vod v měsících odběru

Měsíc	NO ₃ ⁻ [mg · dm ⁻³]					
	Studna Havířov – Město	Studna Havířov – Prostřední Suchá	Studna Horní Bludovice	Studna Albrechtice	Studna Havířov – Šumbark	Studna Těrlicko
Duben	14,74	25,24	17,26	35,83	31,98	28,46
Květen	16,38	28,28	23,64	38,72	35,02	31,23
Červen	4,11	27,23	37,45	29,8	34,73	30,17
Červenec	2,82	25,17	33,85	23,62	36,07	29,19
Srpen	3,93	25,71	31,18	26,48	34,43	28,53
Září	1,77	29,71	26,66	25,14	32,19	30,27
Říjen	9,25	24,45	24,12	29,53	27,43	26,85
Listopad	5,41	23,15	30,42	42,86	27,39	24,68
Prosinec	6,41	23,41	29,38	41,94	29,28	25,35
Leden	6,67	23,67	25,27	45,38	29,34	25,62
Únor	5,54	25,17	29,39	46,32	31,88	28,95
Březen	6,36	23,93	24,81	42,64	31,71	26,23

Příloha 7:

Tabulka 11: Hodnoty koncentrací síranů ve vybraných zdrojích podzemních vod v měsících odběru

Měsíc	SO_4^{2-} [mg · dm ⁻³]					
	Studna Havířov – Město	Studna Havířov – Prostřední Suchá	Studna Horní Bludovice	Studna Albrechtice	Studna Havířov – Šumbark	Studna Těrlicko
Duben	62,14	50,88	45,14	62,15	48,27	47,79
Květen	71,37	53,68	42,48	52,48	42,48	43,48
Červen	106,27	57,77	54,75	73,93	53,34	54,56
Červenec	125,82	54,21	59,83	52,25	54,18	51,99
Srpen	109,75	53,75	48,36	72,51	55,76	51,81
Září	75,75	50,47	54,02	63,49	57,41	55,27
Říjen	37,62	41,15	38,64	44,09	41,27	39,09
Listopad	25,63	40,05	41,31	50,39	37,07	38,87
Prosinec	33,06	41,77	42,11	50,45	41,75	40,75
Leden	42,79	39,55	40,33	52,68	36,12	37,17
Únor	44,01	40,29	41,19	57,21	37,94	38,29
Březen	52,69	45,65	46,71	62,32	44,09	43,53

Příloha 8:

Tabulka 12: Hodnoty koncentrací amonných iontů ve vybraných zdrojích podzemních vod v měsících odběru

Měsíc	NH_4^+ [mg · dm ⁻³]					
	Studna Havířov – Město	Studna Havířov – Prostřední Suchá	Studna Horní Bludovice	Studna Albrechtice	Studna Havířov – Šumbark	Studna Těrlicko
Duben	0,076	0,094	0,257	0,028	0,086	0,053
Květen	0,008	0,088	0,283	0,004	0,038	0,037
Červen	0,016	0,136	0,584	0,062	0,053	0,011
Červenec	0,024	0,114	0,315	0,011	0,085	0,015
Srpen	0,021	0,083	0,185	0,035	0,043	0,013
Září	0,034	0,047	0,034	0,039	0,027	0,018
Říjen	0,038	0,035	0,014	0,042	0,033	0,041
Listopad	0,046	0,053	0,029	0,022	0,006	0,005
Prosinec	0,067	0,068	0,018	0,011	0,021	0,004
Leden	0,068	0,035	0,011	0,027	0,017	0,011
Únor	0,042	0,011	0,068	0,036	0,012	0,031
Březen	0,025	0,073	0,044	0,062	0,004	0,036

Příloha 9:

Tabulka 13: Hodnoty chemické spotřeby kyslíku ve vybraných zdrojích podzemních vod v měsících odběru

Měsíc	CHSK _{Mn} [mg · dm ⁻³]					
	Studna Havířov – Město	Studna Havířov – Prostřední Suchá	Studna Horní Bludovice	Studna Albrechtice	Studna Havířov – Šumbark	Studna Těrlicko
Duben	2,87	1,07	0,68	0,41	1,79	1,84
Květen	2,19	0,85	1,03	0,24	1,07	1,61
Červen	1,58	0,64	0,94	0,37	1,16	1,85
Červenec	1,26	0,76	2,14	0,53	1,01	2,05
Srpen	1,77	0,17	1,38	0,45	1,58	1,01
Září	2,11	0,23	1,78	0,36	0,93	0,76
Říjen	2,85	0,76	2,03	0,24	1,03	0,21
Listopad	2,53	0,31	1,33	0,28	0,44	0,27
Prosinec	1,92	0,59	1,52	0,33	0,19	0,25
Leden	2,97	0,61	1,07	0,31	0,13	0,31
Únor	2,72	0,77	1,73	0,37	0,71	0,54
Březen	2,33	0,66	1,92	0,32	0,96	0,32

Příloha 10:

Tabulka 14: Hodnoty koncentrací železa ve vybraných zdrojích podzemních vod v měsících odběru

Měsíc	Fe [mg · dm ⁻³]					
	Studna Havířov – Město	Studna Havířov – Prostřední Suchá	Studna Horní Bludovice	Studna Albrechtice	Studna Havířov – Šumbark	Studna Těrlicko
Duben	0,098	0,006	0,002	0,096	0,127	0,009
Květen	0,032	0,007	0,021	0,113	0,181	0,006
Červen	0,085	0,009	0,019	0,211	0,144	0,002
Červenec	0,053	0,034	0,034	0,141	0,091	0,004
Srpen	0,067	0,045	0,004	0,077	0,055	0,007
Září	0,072	0,051	0,006	0,062	0,066	0,006
Říjen	0,214	0,096	0,014	0,049	0,227	0,009
Listopad	0,172	0,039	0,022	0,079	0,157	0,047
Prosinec	0,195	0,029	0,007	0,191	0,093	0,002
Leden	0,173	0,039	0,011	0,095	0,055	0,051
Únor	0,152	0,063	0,04	0,073	0,031	0,054
Březen	0,108	0,009	0,007	0,084	0,035	0,002

Příloha 11:

Tabulka 15: Hodnoty koncentrací manganu ve vybraných zdrojích podzemních vod v měsících odběru

Měsíc	Mn [mg · dm ⁻³]					
	Studna Havířov – Město	Studna Havířov – Prostřední Suchá	Studna Horní Bludovice	Studna Albrechtice	Studna Havířov – Šumbark	Studna Těrlicko
Duben	0,008	0,002	0,005	0,058	0,014	0,008
Květen	0,007	0,004	0,031	0,034	0,009	0,018
Červen	0,002	0,001	0,036	0,066	0,004	0,003
Červenec	0,008	0,005	0,006	0,026	0,003	0,007
Srpen	0,016	0,008	0,003	0,028	0,008	0,012
Září	0,012	0,023	0,004	0,027	0,012	0,008
Říjen	0,005	0,006	0,006	0,042	0,017	0,005
Listopad	0,007	0,003	0,002	0,002	0,007	0,006
Prosinec	0,012	0,002	0,004	0,001	0,001	0,002
Leden	0,006	0,003	0,008	0,002	0,004	0,001
Únor	0,008	0,011	0,004	0,006	0,007	0,005
Březen	0,004	0,005	0,001	0,001	0,002	0,002

Příloha 12:

Tabulka 16: Hodnoty koncentrací vápníku ve vybraných zdrojích podzemních vod v měsících odběru

Měsíc	Ca ²⁺ [mg · dm ⁻³]					
	Studna Havířov – Město	Studna Havířov – Prostřední Suchá	Studna Horní Bludovice	Studna Albrechtice	Studna Havířov – Šumbark	Studna Těrlicko
Duben	63,11	27,47	39,11	30,48	34,15	14,72
Květen	62,79	28,11	62,54	48,27	30,22	28,69
Červen	64,61	26,75	35,56	41,25	34,22	16,48
Červenec	63,13	27,44	32,48	34,15	31,43	15,53
Srpen	63,23	26,93	34,33	30,57	37,16	14,83
Září	64,11	31,27	61,22	46,81	44,27	16,17
Říjen	65,94	35,53	60,19	40,47	34,09	14,32
Listopad	65,01	32,28	48,82	37,44	39,75	15,46
Prosinec	62,32	30,04	69,23	32,16	36,79	18,37
Leden	64,95	26,95	77,56	35,22	32,51	14,62
Únor	65,22	26,28	72,42	31,75	31,61	13,54
Březen	66,72	30,46	81,32	30,77	33,64	10,43

Příloha 13:

Tabulka 17: Hodnoty koncentrací hořčíku ve vybraných zdrojích podzemních vod v měsících odběru

Měsíc	Mg^{2+} [$mg \cdot dm^{-3}$]					
	Studna Havířov – Město	Studna Havířov – Prostřední Suchá	Studna Horní Bludovice	Studna Albrechtice	Studna Havířov – Šumbark	Studna Těrlicko
Duben	13,24	6,75	10,07	2,15	3,63	1,26
Květen	12,18	7,05	10,28	9,38	2,16	2,83
Červen	15,24	6,34	11,34	4,42	3,92	1,17
Červenec	14,11	6,82	10,83	4,41	7,31	1,21
Srpen	11,24	5,73	10,07	4,12	5,73	1,38
Září	12,42	5,32	10,57	8,31	8,52	1,88
Říjen	10,35	6,34	10,31	6,28	3,78	1,11
Listopad	11,72	4,92	10,88	5,33	7,49	1,18
Prosinec	13,51	5,79	11,31	3,42	7,04	1,33
Leden	13,27	5,78	14,63	3,51	2,36	1,26
Únor	15,21	4,86	16,27	3,16	2,61	1,16
Březen	15,72	5,27	16,81	3,69	2,73	0,71

Příloha 14:

Tabulka 18: Hodnoty tvrdosti vody ve vybraných zdrojích podzemních vod v měsících odběru

Měsíc	Tvrdost vody [$mmol \cdot dm^{-3}$]					
	Studna Havířov – Město	Studna Havířov – Prostřední Suchá	Studna Horní Bludovice	Studna Albrechtice	Studna Havířov – Šumbark	Studna Těrlicko
Duben	1,89	1,08	1,16	1,35	1,08	1,04
Květen	2,03	0,89	1,97	1,89	1,64	1,56
Červen	2,15	0,86	1,12	1,03	0,93	0,96
Červenec	2,33	1,42	1,43	1,66	1,11	0,99
Srpen	2,61	1,45	1,16	1,78	2,46	1,17
Září	2,84	1,75	2,34	2,06	1,85	1,59
Říjen	2,11	1,14	1,86	1,22	0,85	0,87
Listopad	2,49	0,92	1,66	2,34	0,95	0,92
Prosinec	2,16	0,99	2,37	1,26	1,15	1,14
Leden	1,99	0,94	2,08	1,04	0,97	0,95
Únor	1,88	0,85	2,07	0,88	0,95	0,93
Březen	1,91	0,99	2,33	0,96	1,03	0,62