

ZÁPADOČESKÁ UNIVERZITA V PLZNI

FAKULTA PEDAGOGICKÁ

KATEDRA CHEMIE

**Stanovení vybraných parametrů pitných vod
v okolí Klášterce nad Ohří**

BAKALÁŘSKÁ PRÁCE

Milada Mezníková

B1001 Přírodovědná studia

Chemie se zaměřením na vzdělávání

Vedoucí práce: Ing. Jan Hrdlička, Ph.D.

Plzeň, 2016

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

V Plzni, 30. června 2016

.....
Milada Mezníková

PODĚKOVÁNÍ:

Ráda bych zde poděkovala vedoucímu bakalářské práce Ing. Janu Hrdličkovi, Ph.D. za jeho rady a čas, který mi věnoval při řešení dané problematiky.

Obsah

Obsah	1
Seznam zkratek.....	3
Úvod	4
1. Odměrná stanovení.....	5
1.1 Srážecí titrace.....	7
1.2 Acidobazická titrace	9
1.3 Komplexometrická titrace.....	10
1.4 Redoxní titrace	11
2. Odměrná stanovení parametrů pitné vody	14
2.1 Amoniakální dusík	14
2.2 Draslík.....	16
2.3 Hořčík	17
2.4 Chemická spotřeba kyslíku	18
2.5 Chlor	20
2.6 Chloridy	21
2.7 Kyanidy.....	22
2.8 Mangan	24
2.9 Neutralizační kapacita.....	26
2.10 Olovo.....	27
2.11 Sírany	28
2.12 Sodík.....	29
2.13 Sulfidy a sulfan.....	29
2.14 Tenzidy.....	31
2.15 Vápník	32
2.16 Stanovení tvrdosti vody.....	33
3. Stanovení vybraných parametrů pitné vody v okolí Klášterce nad Ohří	35
3.1 Charakteristika zdrojů.....	35
3.2 Statistické zpracování výsledků.....	36
3.3 Chelatometrické stanovení tvrdosti vody.....	38

3.4	Chelatometrické stanovení vápníku a hořčíku	39
3.5	Stanovení tvrdosti vody mýdlovým roztokem	42
3.6	Stanovení ZNK	43
3.7	Stanovení KNK	45
3.8	Spektrometrické stanovení železa	48
3.9	Stanovení parametrů vody pomocí školní sady Aquanal (Conatex)	53
	Závěr	57
	Resumé	58
	Přehled použité literatury a pramenů	59
	Seznam použitých chemikálií	60
	Seznam tabulek, rovnic, obrázků	61
	Seznam příloh	64
	Přílohy	i

Seznam zkratek

AAS	atomová absorbční spektrometrie
EDTA	kyselina ethylendiamintetraoctová, chelaton 2
HSN	2-hydroxy-1(2-4-sulfo-1-naftylazo)-3-naftolová kyselina
CHSK	chemická spotřeba kyslíku
CHSK Cr	chemická spotřeba kyslíku určená dichromanem
CHSK Mn	chemická spotřeba kyslíku určená manganometricky
KNK	kyselinová neutralizační kapacita
PAL	povrchově aktivní látky = tenzidy
ÚV	úpravna pitné vody
ZNK	zásadová neutralizační kapacita

Úvod

Tématem mé bakalářské práce je stanovení vybraných parametrů pitných vod v okolí Klášterce nad Ohří. Práce je zaměřena hlavně na odměrnou analýzu a její použití v technologii pitné vody v současnosti i minulosti.

Toto téma jsem si vybrala, protože titrace je velmi elegantní kvantitativní analytická metoda, která žáky dokáže zaujmout obzvláště při použití vizuální indikace konce titrace. Dále je výhodou, že titrační analýzu mohu provést i ve své laboratoři na základní škole. Důvodem pro vybrání analýzy pitné vody byl fakt, že voda v okrese Chomutov je velmi kvalitní a vyskytuje se zde několik typů zdrojů pitné vody (povrchová, podzemní a důlní). Mnoho obyvatel Klášterce nad Ohří si zpestřuje pitný režim místními minerálními prameny Klášterecký pramen, Městský pramen a pramen Evženie.

V práci si kladu několik cílů. V kapitole 1 popisují základní principy jednotlivých způsobů titračních stanovení, a to acidobazické, redoxní, srážecí a komplexometrické titrace. U jednotlivých typů se zaměřuji nejčastěji používaná titrační činidla, jejich standardizaci a jejich použití pro jednotlivé analýzy.

Kapitola 2 pojednává o titračních stanoveních parametrů pitné vody. V této kapitole jsou charakterizovány metody, které se používají v současné době pro analýzu i metody, které byly nahrazeny modernějšími přístupy a jsou možná zapomenuty.

Ve třetí kapitole této práce jsou objasněny přírodní podmínky okresu Chomutov se zaměřením na geologické poměry, protože ty ovlivňují kvalitu vody nejvíce. Dále jsou tu vysvětleny postupy pro vybraná stanovení, která byla provedena na vybraných vzorcích pitných vod. Jsou tu uvedeny výsledky těchto analýz. Vzorky byly vybrány tak, aby reprezentovaly různé typy zdrojů pitných vod. Pro povrchové vody byly vybrány vodní díla Jirkov, Kamenička (zásobuje část Chomutova) a Přísečnice (zdroj pitné vody pro Klášterec nad Ohří a Kadaň). Rekreační oblast Alšovka je zásobována pitnou vodou ze studně, která leží v její blízkosti a obce Perštejn a Měděnec používají vodu z bývalých místních dolů.

Posledním z cílů bylo nalézt titrační metodu, která by byla použitelná při výuce chemie, kdy musel být brán ohled na možnost používání chemikálií na základní škole.

1. Odměrná stanovení

Odměrná analýza je velmi oblíbená metoda stanovení koncentrace analytu. Jedná se o metodu velmi rychlou a finančně nenáročnou. Může se provádět buď manuálně, nebo jako automatické stanovení [1]. Výhodou oproti gravimetrii je menší spotřeba činidel, která souvisí s principem metody. Přidáváme pouze tolik činidla, abychom dosáhli bodu ekvivalence [2]. Původ odměrné analýzy lze vysledovat ke kontrolám výrobního procesu v chemických závodech. Exaktní metody z těchto kontrol vytvořil francouzský chemik Gay-Lussac, jenž vytvořil v roce 1824 odměrné stanovení bělicí účinnosti chlorového vápna roztokem indigosulfonových kyselin, další jeho metodou bylo stanovení potaše kyselinou sírovou z roku 1828 a stanovení stříbra pomocí roztoku chloridu sodného (1830). Gay-Lussac je také autorem názvů odměrných nádob pipeta a byreta. Dalším významným chemikem v oblasti odměrné analýzy byl W. Ostwald, který roku 1894 vydal knihu „Die wissenschaftlichen der analytischen chemie“, v níž položil vědecké základy voluntometrie [2].

Princip odměrné analýzy, neboli voluntometrie, spočívá v tom, že necháme reagovat roztok činidla o známé koncentraci s analytem. Činidla se přidává pouze ekvivalentní množství. Následně ze spotřeby a koncentrace činidla a známého stechiometrického průběhu reakce spočítáme koncentraci analytu ve vzorku. Roztok činidla se nazývá odměrný roztok, samotné provedení je nazýváno titrací. Tyto metody jsou vhodné pro stanovení analytů o koncentraci $10^{-3} - 10^{-4} \text{ mol.l}^{-1}$ [1].

K přesnému zjištění objemu se v analytické chemii používá několik typů nádob, které se liší přesností a možnostmi využití. K přibližnému odměření objemu pomocných činidel se nejčastěji používají odměrné válce. Odměrné válce se nejčastěji dělí v poměru 1:100, což znamená, že válec o objemu 100 ml je dělen na dílky po 1 ml. K přípravě roztoků o určité koncentraci se používají odměrné baňky. Objem, jenž se na baňce uvádí, je vymezen pro teplotu 20 °C. Tuto teplotu je třeba dodržet při přípravě roztoků, protože výkyv v teplotě o 1°C (nižší i vyšší) způsobuje změnu koncentrace o přibližně 0,02%. Dalším druhem nádobí sloužícím při odměřování objemu jsou pipety. Pipety existují dvojího typu a to dělené a nedělené. Dělené pipety jsou skleněné trubice, které jsou po celé délce děleny v poměru 1:100 stejně jako odměrné válce. Používají se k odměření menších objemů činidel. Nejčastěji se vyrábí dělené pipety o objemech 1 až 25 ml. Dále se používají pipety nedělené. Jedná se o skleněné trubice, které se ve zhruba polovině délky rozšiřují. Nad rozšířením je značka, jež odpovídá objemu, pro který je pipeta určena.

Objem je deklarován opět pro teplotu 20° C. Pro tyto pipety jsou nejčastější objemy 5 až 100 ml. K odměření titračního činidla se používají byrety. Byrety jsou skleněné trubice se stejným průměrem v průběhu celé délky. Na konci je opatřena nejčastěji kohoutem. Objem je opět deklarován pro teplotu 20 °C [3]. Nejčastěji používané byrety jsou na 25 nebo 50 ml, děleny bývají po 0,1 ml nebo 0,05 ml. Pro mikroanalytické účely se používají byrety o objemu 10, 5, 2 nebo pouze 1 ml, které jsou dělné po 0,02 nebo 0,01 ml. Při odečtení výsledku se musí počkat asi 30 vteřin, aby měla kapalina čas dotéci a nedošlo tak k chybnému odečtení hodnoty [2].

Při plnění odměrných nádob je nutné držet nádobku tak, aby byla ryska ve výšce oka. Ryska se tak stane vizuálně přímkou. Objem průhledných kapalin smáčejících sklo se odečítá na spodním okraji menisku [3]. Používáme-li zbarvená činidla (manganistan, jód), odečítáme horní polohu menisku. Odečtení je individuální, ale mělo by platit, že během stanovení je odečtení provedeno stejnou osobou a stejným způsobem [2].

Pro reakci, použitou pro titrační stanovení, musí platit, že má vysokou hodnotu rovnovážné konstanty ($K_{eq} \geq 10^6$), probíhá podle známé stechiometrie, dále musí umožnit určení bodu ekvivalence a měla by probíhat rychle [1], [2].

Přesnost titračního stanovení závisí na povaze chemické reakce (do jaké míry je její průběh stechiometrický) a užití indikaci. Z toho vyplývá, že čím dokonaleji proběhne reakce a čím lépe se kryje bod ekvivalence s přechodem indikátoru, tím přesnější je stanovení. Při stanoveních vznikají chyby dvojího typu. Specifické titrační chyby vznikají při nesplnění podmínek. Metodické chyby mohou způsobit například nedokonalost nádobí a indikační schopnost laboranta [2]. Okem je člověk schopen rozeznat 10% jedné barvy vedle druhé [1]. Tyto chyby lze odstranit například použitím potenciometrického stanovení ekvivalenčního bodu místo barevné změny indikátoru [2].

Reakce, které jsou podkladem pro voluntometrii, se dají rozdělit do tří skupin, a to reakce neutralizační (acidimetrie, alkalimetrie), redoxní (manganometrie, cerimetrie) a reakce, při nichž vznikají málo rozpustné, slabě disociované anebo komplexní soli [2].

V další části práce nastíním principy základních typů titračních stanovení. Přehled jednotlivých metod uvádím v tabulce 1.

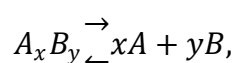
Tabulka 1: Přehled nejčastěji používaných typů titrací, odměrná činidla a použití [1]

titrace	typ	název	odměrné činidlo	analyty
	srážecí	argentometrie	AgNO ₃	Cl ⁻ , Br ⁻ , I ⁻ , CN ⁻ , SCN ⁻
			NH ₄ SCN	Ag ⁺
	acidobazická	alkalimetrie	NaOH, KOH, Ba(OH) ₂	kyseliny, hydrogen soli, soli silných kyselin a slabých zásad
		acidimetrie	HCl, HClO ₄ , H ₂ SO ₄	zásady, soli slabých kyselin a silných zásad
	komplexometrická	chelatometrie	chelaton 3, EDTA	kovy s ox. č. II, III, IV
	redoxní	managanometrie	KMnO ₄	Fe, H ₂ O ₂ , kys. šťavelová, šťavelany
		cerimetrie	Ce(NH ₄) ₂ (SO ₄) ₃	Fe, Sn
		dichromátometrie	K ₂ Cr ₂ O ₇	Fe, hydrochinon
		bromátometrie	KBrO ₃	As, oxin
jodometrie		I ₂ , KI	Sb, kys. askorbová, Cu, Cl ₂ , peroxidy	
titanometrie		TiCl ₃	Fe	

1.1 Srážecí titrace

Srážecí titrace využívá reakce analytu s činidlem, při níž vzniká nerozpustná sloučenina [1]. Pro odměrné stanovení jsou vhodné reakce, které probíhají rychle, stechiometricky a kvantitativně, dále je potřeba aby se dal stanovit bod ekvivalence. Takových reakcí není mnoho. Většinou probíhá srážení pomalu, obzvláště okolo bodu ekvivalence, protože je zde jen malá koncentrace iontů. Tento problém může vyřešit zpětná titrace, kdy se přidá známý nadbytek činidla, jehož přebytek ztitrujeme a z rozdílu vypočteme koncentraci analytu. Při zpětné titraci musíme ale zajistit, aby nedocházelo k zpětnému rozpouštění sraženiny [3]. Srážecí reakce je charakterizována součinem rozpustnosti K_S . Jeho definice vychází z předpokladu, že rozpouštění málo rozpustné soli je rovnovážná reakce, kterou lze zapsat:

Rovnice 1: Rozpouštění málo rozpustné soli



z této rovnice lze odvodit vztah pro rovnovážnou konstantu:

Rovnice 2: Rovnovážná konstanta reakce rozpouštění málo rozpustné soli

$$K = \frac{[A]^x [B]^y}{[A_x B_y]}$$

Protože lze koncentraci pevné látky v tuhé fázi $[A_x B_y]$ považovat za konstantní, lze ji zahrnout do rovnovážné konstanty. Po úpravě vztahu vyjde vztah pro součin rozpustnosti K_S [1]:

Rovnice 3: Součin rozpustnosti

$$K_S = K[A_x B_y] = [A]^x [B]^y.$$

Nejčastěji využívaným způsobem je argentometrie [1].

Při argentometrickém stanovení se nejčastěji využívají odměrné roztoky dusičnanu stříbrného a thiokyanatanu amonného. Dusičnan stříbrný se používá při stanovení chloridů, bromidů, jodidů, kyanidů a thiokyanatanů, kdy stříbrné ionty vytvoří s aniontem sraženinu. Thiokyanatan amonný se pak používá naopak pro stanovení iontů stříbrných. U argentometrické titrace se nejčastěji využívá vizuální indikace bodu ekvivalence, dále je možno použít objektivní stanovení, a to potenciometricky, za použití stříbrné elektrody [1].

Použijeme-li pro vizuální určení bodu ekvivalence jako indikátor chroman draselný, jedná se o tzv. stanovení dle Mohra. Toto stanovení se používá pro stanovení chloridů a bromidů. Je založeno na tom, že se přednostně tvoří příslušné halogenidy stříbrné a vzniká tak bílá, v případě chloridu stříbrného, nebo nažloutlá sraženina, jedná-li se o bromid stříbrný. Po ztitrování iontů chloru nebo bromu se vytvoří chroman stříbrný, který zbarví roztok do červenohněda [1]. Přesnost stanovení závisí na koncentraci chromanových iontů, ta musí být taková, že ke srážení chromanu stříbrného dojde ve chvíli, kdy koncentrace stříbrných iontů dosáhne bodu ekvivalence [3].

Dalším způsobem argentometrické titrace je stanovení dle Volharda, kdy se používá $NH_4Fe(SO_4)_3$ jako indikátor. Při titraci iontů stříbra se vytváří bílá sraženina thiokyanatanu stříbrného. Po ztitrování vytvoří přebytek SCN^- iontů s ionty železitými červený komplex [1]. Stanovení probíhá v kyselém prostředí v pH blízkém 1 [3].

Při argentometrické titraci lze také použít jako indikátor fluorescein. Tento způsob lze použít při stanovování bromidů, chloridů a jodidů. V roztoku je při titraci přebytek aniontů, které adsorbují na svém povrchu vznikající sraženina. Záporně nabitý povrch odpuzuje fluorescein (slabá organická kyselina), a proto před bodem ekvivalence ionty fluoresceinu zelenožlutě fluoreskují. Po vysrážení nabije přebytek $AgNO_3$ povrch sraženiny kladně a dojde tak k elektrostatickému navázání fluoresceinu, který změní barvu na růžovou až červenou [1]. Tato metoda se nazývá Fajansova. Při použití fluoresceinu

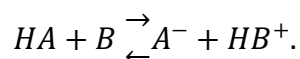
a jiných adsorpčních indikátorů je nutné dodržet pH reakce, aby nebyla potlačena disociace indikátoru [3].

Dále lze použít tzv. zákalovou Gay-Lussacovu metodu. Tímto vědeckým způsobem se stanovují ionty stříbra pomocí odměrného roztoku chloridu sodného. V průběhu titrace je roztok zakalený chloridem stříbrným (bílá koloidní disperze) [3]. Titrace se provádí tak dlouho, dokud se nejeví další zákal. Je důležité vhodné osvětlení při určení bodu ekvivalence [2].

1.2 Acidobazická titrace

Acidobazická titrace využívá reakci mezi kyselinou a zásadou. Vzhledem k tomu, že se jedná o reakce, ve kterých se přenáší protony, můžeme je nazvat také protolytické reakce. Pokud si označíme kyselinu HA a zásadu B, bude tato reakce probíhat podle schématu:

Rovnice 4: Reakce kyseliny a zásady (protolytická reakce)



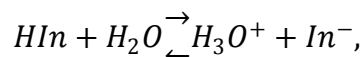
Podle odměrného titračního činidla acidobazickou titrací dělíme na alkalimetrii, kdy pomocí odměrného roztoku silné zásady stanovujeme kyselinu, a acidimetrii, kdy je odměrným činidlem silná kyselina, a stanovuje se zásada. Nejčastěji používanými odměrnými roztoky pro alkalimetrii jsou hydroxid sodný, hydroxid draselný nebo hydroxid barnatý [4]. Protože prodávané hydroxidy obsahují neurčité množství vlhkosti a uhličitany, nejedná se o standardy, a proto je nutné upravit přípravu odměrných roztoků [3]. V acidimetrii se používají kyseliny chlorovodíková, chloristá a sírová [1].

Alkalimetrii lze použít pro stanovení anorganických a organických kyselin, hydrogensolí a hydrolyzujících solí slabých zásad a silných kyselin (amonné soli), naopak acidimetrie se používá pro stanovení anorganických a organických zásad a hydrolyzujících solí silných zásad a slabých kyselin (uhličitany) [1].

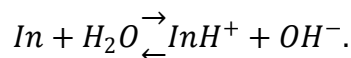
Standardizace roztoků pro alkalimetrii se provádí na kyselinu šťavelovou nebo hydrogenšťavelan draselný pro alkalimetrii. Standardními látkami pro acidimetrické odměrné roztoky jsou hydrogenuhličitán draselný a tetraboritan sodný [1].

Pro vizuální indikaci bodu ekvivalence se nejčastěji používají slabé organické kyseliny a báze, které mají odlišnou barvu v disociované a nedisociované formě. Platí pro ně rovnice (In označuje indikátor):

Rovnice 5: Disociace slabé kyseliny jako indikátoru



Rovnice 6: Disociace slabé zásady jako indikátoru



Důležité je, aby byl zvolen indikátor, protože k barevnému přechodu dochází při určité hodnotě pH, je proto se musí vzít v úvahu rovnici, kde K_a je disociační konstanta:

Rovnice 7: Rozmezí barevného přechodu indikátoru

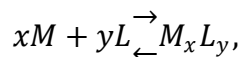
$$pH = pK_a \pm 1.$$

Volba indikátoru je důležitá hlavně při titraci slabých kyselin a zásad, kdy v průběhu titrace vznikají pufrovací systémy [1]. Pro zvýraznění barvy indikátoru v bodě ekvivalence se může použít přídavek vhodného množství barviva, které má při daném pH doplňkovou barvu k barvě indikátoru. Směs indikátoru s barvivem se nazývá stíněný indikátor. Další možností jsou směsné indikátory. Jedná se o směs indikátorů se stejnou funkční oblastí a směs je volena tak, aby byl barevný přechod výraznější. Zvláštním typem směsných indikátorů jsou indikátory univerzální, které mění barvu v celém rozsahu pH (0-14) a v jednotlivých oblastech mají výrazně jiné zbarvení [3].

1.3 Komplexometrická titrace

Odměrným roztokem je při komplexometrickém stanovení komplexometrické činidlo – ligand, které reaguje s analytem, jímž je iont kovu za vzniku komplexních sloučenin, a ty jsou rozpustné [4]. Nejvhodnější pro komplexometrické titrace jsou látky, poskytující termodynamicky stálé, ale kineticky labilní produkty reakce. Látky i jejich vznikající komplexy musí být rozpustné ve vodě [3]. Jednotlivé reakce charakterizuje konstanta stability komplexu, která vychází z reakce:

Rovnice 8: Reakce vzniku komplexu



kde M je kov a L je komplexotvorné činidlo, a tak platí [1]:

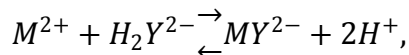
Rovnice 9: Konstanta stability komplexu

$$K_{M_xL_y} = \frac{[M_xL_y]}{[M]^x[L]^y}.$$

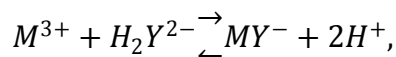
Největší význam má chelatometrie. Odměrným roztokem je chelaton 3, tedy disodná sůl kyseliny ethylendiamintetraoctové. Lze použít i samotnou kyselinu, která je dostupná pod zkratkou EDTA nebo chelaton II, ale je hůře rozpustná. Jedná se o velmi

silné komplexometrické činidlo, váže kovy v 6 vazebných místech do pevných chalátů. Chelaton 3 reaguje s kovy s oxidačním číslem II, III a IV vždy v poměru 1:1 dle rovnic, kde M je kov a Y je chelaton [1]:

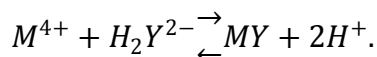
Rovnice 10: Reakce chelatonu s kovy s oxidačním číslem II



Rovnice 11: Reakce chelatonu s kovy s oxidačním číslem III



Rovnice 12: Reakce chelatonu s kovem s oxidačním číslem IV



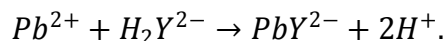
Koncentrace volného iontu závisí na pH, a protože se pH v průběhu titrace mění, je nutné titrovat v prostředí pufrů. Vhodným nastavením pH lze však stanovovat různé ionty v roztoku [1].

Většina chelatometrických stanovení je přímá. Zpětnou titrací se stanovují kationty kovů, které jsou vázané ve sraženinách, v nadbytku jsou ale chelatonu rozpustné, jedná se např. o olovo v síranu olovnatém [3].

K vizuální indikaci bodu ekvivalence lze použít metalochromní indikátory. Jedná se o organická barviva, která s ionty kovů vytvářejí slabé komplexy. Důležité je, aby komplex měl jinou barvu než volný indikátor. V blízkosti bodu ekvivalence dochází k rozpadu komplexů a ionty kovů se váží do chalátů, indikátor se tak uvolní a změní barvu [1].

Pro standardizaci titračního činidla lze použít chlorid olovnatý, který reaguje podle reakce [5]:

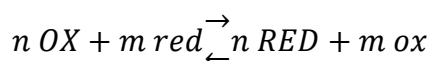
Rovnice 13: Reakce standardizace chelatonu



1.4 Redoxní titrace

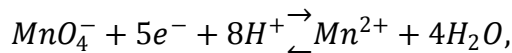
Pro stanovení látek pomocí redoxní titrace se používá velké množství oxidačních nebo redukčních činidel. Jednotlivé metody se nazývají podle odměrného činidla. Z názvu vyplývá, že analyt je stanovován oxidací nebo redukcí, přičemž dochází k reakci, kterou je možné obecně zapsat takto [1]:

Rovnice 14: Obecná redoxní reakce

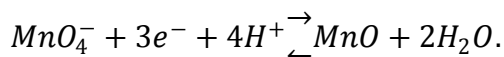


Manganometrie využívá silných oxidačních účinků manganistanu draselného v kyselém prostředí, lze jej ale použít i ve slabě alkalickém prostředí. Při reakci manganistanu dochází k těmto reakcím [1]:

Rovnice 15: Reakce manganistanu v kyselém prostředí

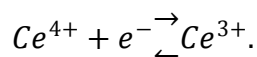


Rovnice 16: Rovnice reakce manganistanu ve slabě alkalickém prostředí



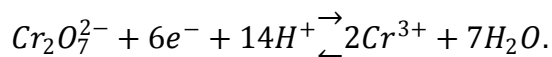
Při cerimetrii je využito silných oxidačních účinků síranu amonno-cerického $\text{Ce}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_3$. Roztok tohoto činidla je na rozdíl od roztoku manganistanu draselného velmi stálý a nemusí se tedy ověřovat titr. Reakce probíhající při titraci je zapsána rovnicí [1]:

Rovnice 17: Reakce cerimetrie



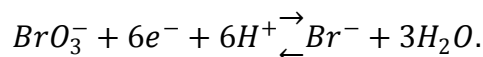
Další metoda je dichromatometrie. Oproti manganometrii má výhodu, že dichroman draselný je standardní látka a jeho odměrný roztok lze připravit přímo z navážky, navíc je velmi stálý. Nevýhodou je, že se jedná o slabší oxidační činidlo než manganistan. Dichroman amonný reaguje takto [1]:

Rovnice 18: Reakce dichromátometrie



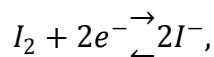
Při použití odměrné roztoku bromičnanu draselného se jedná o bromátometrii. Tento roztok je silným oxidačním činidlem v kyselém prostředí. Výhodou je, že bromičnan draselný je velmi čistá látka, jeho roztoky se tak nemusí standardizovat. Při titraci dojde k reakci [1]:

Rovnice 19: Reakce bromátometrie



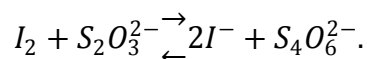
Velkou skupinu metod představuje jodometrie, již se titruje jodem, který má oxidační vlastnosti, jak ukazuje reakce:

Rovnice 20: Titrace jódem



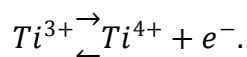
nebo se ekvivalentní množství uvolněné reakcí z jodidu draselného látkami s oxidačními vlastnostmi titruje odměrným roztokem thiosíranu sodného, a tak dochází k reakci [1]:

Rovnice 21: Reakce s thiosíranem sodným



Další možností redoxní titrace je titanometrie, zde je odměrným roztokem redukční činidlo chlorid titanitý. Tato titrace se ale provádí v ochranné atmosféře oxidu uhličitého nebo dusíku, aby nedošlo k nežádoucí oxidaci titanité soli vzdušným kyslíkem. Reakce probíhající při této titraci je zapsána rovnicí [1]:

Rovnice 22: Reakce titanometrie



Redoxní potenciál většiny činidel závisí na koncentraci H^+ iontů, tedy na pH, proto musí být zachována acidita. Vzorky je někdy potřeba převést do definovaného oxidačního stavu, zvláště pokud vzorky podléhají oxidaci vzdušným kyslíkem. K redukci lze použít prolítí vzorku reduktorem, např. Jonesovým, na kterém dochází k redukci na amalgamovém zinku, nebo reduktorem Waldenovým, kdy je použito stříbro v prostředí kyseliny chlorovodíkové. K oxidaci se používá vizmutičnan sodný, jež za varu suspenduje a v roztoku má silné oxidační účinky, ve vodě je málo rozpustný, proto se jeho nezreagované částice dají ze vzorku snadno odstranit filtrací [1].

Pro vizuální indikaci se používají organická redoxní činidla, která mají jinou barvu v oxidované a redukované formě, například methylenová modř nebo ferroin. V jodometrii se používá škrob a při manganometrii je sám manganistan draselný dostatečným indikátorem, v nadbytku má růžovou barvu [1].

2. Odměrná stanovení parametrů pitné vody

V této kapitole, se budu zabývat titračními stanoveními pro jednotlivé parametry pitných vod.

2.1 Amoniakální dusík

Amoniakální dusík se vyskytuje ve všech typech vod. V přírodních vodách - dešťová, podzemní, povrchová – je jeho koncentrace řádově v desetinách mg.l^{-1} , ve vodách splaškových dosahuje koncentrace amoniakálního dusíku desítek mg.l^{-1} a v některých odpadních vodách z průmyslu a zemědělství dosahuje stovek mg.l^{-1} až g.l^{-1} [6].

Ve vodě je obsažena v závislosti na teplotě a pH jak disociovaná forma amoniaku NH_4^+ , tak forma nedisociovaná NH_3 ve formě hydrátu $\text{NH}_3.\text{H}_2\text{O}$ [6]. Pokud je teplota vody $20\text{ }^\circ\text{C}$, pH je rovno 7 nebo nižší je přítomen pouze amonný iont NH_4^+ . Při stejné teplotě, ale pH 10,5 je přítomen pouze nedisociovaný hydrát $\text{NH}_3.\text{H}_2\text{O}$, při pH 9,3 je poměr disociované formy a formy nedisociované přibližně 1:1 [7].

Zvýšená koncentrace amoniakálního dusíku ve vodě je indikátorem živočišného znečištění [7]. Mez pro pitnou vodu je stanovena vyhláškou 252/2004 Sb. na $0,5\text{ mg.l}^{-1}$ [8]. Stanovená koncentrace se vyjadřuje v mg.l^{-1} a označuje se jako N_{amon} , protože všechna stanovení nerozlišují formy výskytu a stanovuje se jimi tedy součet koncentrací disociované a nedisociované formy. Hrubý odhad zastoupení forem lze udělat podle tabulky 2 [7] nebo tabulky 3 [6].

Tabulka 2: Poměr obsahu nedisociované a disociované formy amoniaku ve vodě při 20°C a různém pH [7]

ω nedisoc. amoniak %	0	1	4	25	78	96
ω disoc. amoniak %	100	99	96	75	22	4

Tabulka 3: Procentuální zastoupení nedisociované formy amoniaku při různých teplotách a pH [6]

teplota $^\circ\text{C}$ / pH	7	8	9
5	0,12	1,23	11,1
10	0,19	1,83	15,7
15	0,27	2,67	21,5
20	0,4	3,82	28,4
25	0,57	5,38	36,3

Stanovení amoniaku je asi nejběžnější stanovení prováděné u všech typů vod. Nejčastěji se stanovuje spektrofotometricky, např. Nesslerovou metodou. Tato metoda

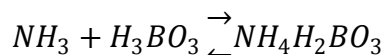
patří k nejstarším metodám stanovení amoniakálního dusíku. Je málo časově i pracovně náročná a provádí se rutině. Její nevýhodou je práce s jedovatou rtuťnatou solí (tetrajodortuťnan sodný nebo draselný). Amoniak reaguje s touto solí za vzniku žluté sloučeniny tzv. Millovy báze (oxidimerkuriaminjodid) [6].

Odměrné neutralizační stanovení vyžaduje separaci amoniakálního dusíku destilací. Vzorky by měly být zpracovány v co nejkratší době a pokud to nelze, je třeba je uchovat v teplotě od 2 do 5°C. Jestliže je zajištěno, že nemůže dojít ke kontaminaci vzdušným amoniakem, můžeme vzorek konzervovat koncentrovanou kyselinou sírovou do hodnoty $\text{pH} < 2$ [6].

Před samotnou destilací je potřeba převést pH vzorku do alkalických hodnot, tím se všechnen amoniakální dusík převede do nedisociované formy NH_3 . Při destilaci těká plynný amoniak s vodní parou a je jímán do kyseliny trihydrogenborité, kde vzniká dihydrogenboritan amonný. Samotné stanovení se provádí kyselinou chlorovodíkovou o koncentraci $c = 0,1 \text{ mol.l}^{-1}$ nebo $c = 0,02 \text{ mol.l}^{-1}$ na Taschirův směsný indikátor (methylová červeně a methylenová modř). Konec titrace indikuje změna zbarvení indikátoru ze zelené na fialovou [6].

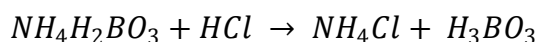
Během destilace dochází k reakci:

Rovnice 23: Reakce amoniaku s kyselinou trihydrogenboritou



a při titraci probíhá reakce:

Rovnice 24: Reakce dihydrogenboritanu amonného s kyselinou chlorovodíkovou

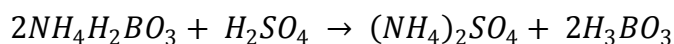


Toto stanovení lze použít pro všechny typy vod s obsahem amoniaku nad 1 mg.l^{-1} [6]. Při menším obsahu iontů amoniaku je lepší stanovovat množství amoniaku v destilátu kolorimetricky [9]. Při použití kyseliny chlorovodíkové o koncentraci $0,02 \text{ mol.l}^{-1}$ lze stanovit obsah amoniaku v destilátu od $0,1 \text{ mg}$ do 5 mg [6].

Stanovení ruší chlor, který je nutné u pitné vody odstranit už při odebrání vzorku přidávkem několika krystalů thiosíranu sodného [6] nebo arsenitanu sodného [7].

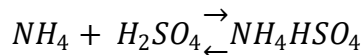
Ve starší literatuře je uváděno neutralizační stanovení při stejném jímání do kyseliny borité jen s titrací kyselinou sírovou, kdy při titraci probíhá tato reakce [7]:

Rovnice 25: Reakce dihydrogenboritanu amonného s kyselinou sírovou

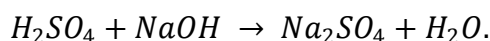


Další možností je jímat plynný amoniak do kyseliny sírové a zpětně titrovat odměrným roztokem hydroxidu sodného, tímto se stanoví zbylé množství kyseliny sírové. Při tomto stanovení probíhají reakce [7]:

Rovnice 26: Reakce amoniaku s kyselinou sírovou



Rovnice 27: Reakce kyseliny sírové s hydroxidem sodným



Použití kyseliny borité v předloze má ale výhodu v tom, že není potřeba, aby roztok byl přesný, a nemusí se do předlohy pipetovat [9].

2.2 Draslík

Draslík se běžně vyskytuje v přírodních vodách, doprovází ho sodík, kterého je ale ve vodě většinou více. Není hygienicky závadný, proto nepatří mezi standardní stanovení pitné vody. Většinou se jeho obsah stanovuje v minerálních vodách [7].

Předávkování draslíkem požitím je velmi málo pravděpodobné. Většinou k němu dochází pouze při rozsáhlém zhmoždění tkání, což se projevuje svalovou slabostí, poruchami dýchání a poruchami srdečního rytmu. Velmi podobné příznaky se objevují také při nedostatku draslíku v těle [10].

Dříve se draslík stanovoval gravimetricky, což je ale pracná a časově náročná metoda. Dnes se k určení obsahu draslíku používá atomová absorpční spektrografie (AAS), která je standardizovanou metodou [7].

Kompromisem mezi časově náročnou gravimetrií a AAS, která je náročná na přístrojové vybavení laboratoře, je nepřímé argentometrické stanovení [7].

Stanovení je založeno na reakci rozpustného tetrafenylboritanu sodného s ionty K^+ a vzniku nerozpustného tetrafenylboritanu draselného ($KB(C_6H_5)_4$). Tímto postupem se draslík vyloučí ze vzorku. Sraženina se po separaci nechá rozpustit v acetonu a stanoví se titrací odměrným roztokem dusičnanu stříbrného na adsorpční směsný indikátor (eosin, p-dimethylaminoazobenzen, zeleň světlá) [7].

Metodu lze použít u vod s obsahem draslíku minimálně 2 mg.l^{-1} . Stanovení ruší amonné ionty, rubidium, cesium, stříbro, thalium a rtuť. Odstranění rušivého vlivu amonných iontů se provede povařením alkalizovaného vzorku (přídavek hydroxidu sodného). Ionty sodíku, vápníku, hořčíku, manganu, zinku, chloru a síranové ionty neruší

stanovení ani při obsahu, který je 2000 násobkem obsahu draslíku, pokud je obsah draslíku maximálně do 500 mg.l^{-1} [7].

2.3 Hořčík

Hořčík je spolu s vápníkem ve vodách velmi rozšířen. V obyčejných podzemních vodách se jeho koncentrace pohybuje do několika desítek mg.l^{-1} . V některých minerálních vodách je obsah hořčíku mnohonásobně vyšší, např. Šaratice obsahuje kolem 2000 mg.l^{-1} [6], a Zaječická hořká dokonce 4597 mg.l^{-1} [11]. Obsah hořčíku a jeho poměr k obsahu vápníku je dán geologickými podmínkami [9]. V pitné vodě je průměrný obsah hořčíku 10 mg.l^{-1} , obvykle je hořčíku méně než vápníku [6]. Zvýšený obsah hořčíku se projevuje nahořklou chutí vody [9]. Dle vyhlášky 252/2004 je mezní hodnota obsahu hořčíku 20 až 30 mg.l^{-1} [8].

Předávkování hořčíkem působí na zažívací trakt a způsobuje průjmy. Síran hořečnatý (hořká sůl) se používá jako osmotické projímadlo, které působí velmi rychle. Hypomagnezie, tzn. nedostatek hořčíku, je velmi vzácná, protože je většinou hořčíku v potravě dostatek. Projevuje se normokalcemickou tetanií (křečemi) a poruchami srdečního rytmu [10]. Minerální vody jako Šaratice a Zaječická hořká se používají na úpravu problémů zažívacího traktu spojenými s obstipací (zácpou).

Hořčík se stanovuje diferenční metodou výpočtem ze společného stanovení vápníku a hořčíku a stanovení vápníku (viz kapitola 2.15), kdy se obě stanovení provádí chelatometricky. Hořčík lze také stanovit samostatně a to opět chelatometricky na eriochromčerní při pH 10, po vysrážení vápníku jako šťavelanu vápenatého [6]. Toto stanovení se provádí u vod s 10 násobným obsahem vápníku oproti hořčíku [7].

Principem stanovení vápníku a hořčíku chelatometricky je zaprvé vznik komplexu s chelatonem 3, který vždy s ionty kovů reaguje v poměru 1:1, a zadruhé ovlivnění stability komplexů pomocí pH, ve kterém probíhá daná reakce. Při této titraci se jako indikátor používá metalochromní eriochromová čerň T, jež při pH 10 v prostředí amoniakového pufru tvoří s Ca^{2+} a Mg^{2+} vínově červený komplex. V průběhu titrace se nejdříve spotřebovávají volné ionty vápníku a hořčíku. Po spotřebování těchto volných iontů se do komplexu s EDTA váže nejdříve vápník z komplexu s indikátorem, protože komplex indikátor – vápník je méně stabilní než komplex indikátor – hořčík, hořčík se tedy uvolňuje až na druhém místě. Barevný přechod hořčíku je také výraznější než u vápníku [6]. Vápník se samostatně titruje v prostředí s přidávkem jedno molárního roztoku hydroxidu sodného

s murexidem jako indikátorem. Hydroxidem sodným se hořčík maskuje, protože se vysráží jako hydroxid hořečnatý [12].

Metoda je použitelná pro pitné, podzemní i povrchové vody. Ruší ji kovy reagující s chelatonem 3 (Sr, BA, Zn, Pb, Cd, Mn), nebo kovy blokující indikátor (Co, Ni, Cu, Al, Fe) [6].

Výpočet se pak provede dle vzorce [6]:

Rovnice 28: Výpočet koncentrace hořčíku ze společného stanovení s vápníkem

$$c_{Mg} = c_{(Ca+Mg)} - c_{Ca},$$

kde c_{Mg} je koncentrace hořčíku, $c_{(Ca+Mg)}$ je koncentrace vápníku a hořčíku dohromady a c_{Ca} je koncentrace vápníku.

2.4 Chemická spotřeba kyslíku

Chemická spotřeba kyslíku (CHSK) je definována jako hmotnostní koncentrace kyslíku, která je ekvivalentní hmotností silného oxidačního činidla potřebného na oxidaci látek obsažených v 1 litru vody za přesně daných reakčních podmínek. Jedná se o nespecifický ukazatel znečištění organickými látkami. Při rozboru pitné vody je to ukazatel jakosti. Zvýšení CHSK negativně ovlivňuje jakost vody, jelikož se jedná o závazný ukazatel. Hodnocení CHSK se provádí u všech typů vod [6]. Podle vyhlášky 252/2004 je mezní hodnota CHSK, která je určena managanometricky, stanovena na $3,0 \text{ mg.l}^{-1}$ [8].

Na určení CHSK existuje mnoho metod, které mezi sebou ale nelze srovnávat. Při různých reakčních podmínkách (teplota, doba, pH) různé organické látky oxidují do různého stupně, proto se při různých metodách nedostanou vždy stejné výsledky [7].

V dnešní době se v praxi používají dvě metody, a to manganometrické stanovení a stanovení dichromanem draselným. Obě probíhají v kyselém prostředí kyseliny sírové, ale liší se dobou a teplotou reakce. Účinnější je metoda s dichromanem draselným, protože se při ní organické látky oxidují do vyššího stupně, což je způsobeno vyšší koncentrací činidla, vyšší teplotou, delší reakční dobou a dále katalýzou stříbrnými ionty. Hodnoty získané při tomto určení jsou tak vyšší než při stanovení manganistanem draselným. Tato metoda má ale nevýhody právě ve vyšších spotřebách činidel, která jsou navíc ekologicky závadná. Dále je zde i vyšší spotřeba tepelné energie. Metoda je i časově náročná [6].

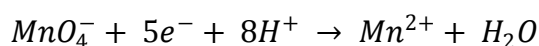
Při určení CHSK manganistanem draselným je výhodou malá spotřeba činidel a podstatně menší časová náročnost. Naopak nevýhodou je nízký oxidační stupeň, kterého

dosáhnou organické látky. Je to způsobeno mimo jiné tím, že reakce probíhá při nižší teplotě kvůli možné autoredukci manganistanu [6].

Dnes se chemická spotřeba kyslíku manganometricky (CHSK_{Mn}) stanovuje pouze u pitných vod. Stanovení dichromanem (CHSK_{Cr}) je pak použitelné u všech typů vod [6].

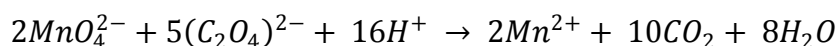
Stanovení CHSK manganistanem draselným je založeno na oxidaci oxidovatelných organických látek tímto činidlem. Oxidace probíhá v kyselém prostředí kyseliny sírové za 10 minutového varu při teplotě mezi 96 až 98°C. Během oxidace dochází k reakci [6]:

Rovnice 29: Reakce oxidace manganistanem



Přídavek manganistanu draselného musí být takový, aby jeho přebytek tvořil alespoň 40%. Odměrné stanovení se pak provede přídavkem známého množství šťavelanu sodného, jehož přebytek, který je ekvivalentní spotřebě použitého KMnO_4 , se ztitruje odměrným roztokem manganistanu draselného [6]. Pro tuto reakci se používá také použit odměrný roztok kyseliny šťavelové [7]. Při stanovení probíhá reakce [6]:

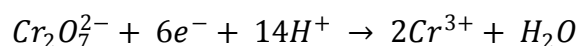
Rovnice 30: Titrace šťavelanu sodného manganistanem



Stanovení manganistanem draselným lze provést u pitných vod s $\text{CHSK} \leq 10 \text{ mg.l}^{-1}$. Pokud je CHSK vyšší, musí se vzorek naředit. Chloridy způsobují pozitivní chybu, ale až v koncentraci nad 30 mg v objemu vzorku, což odpovídá 300 mg.l^{-1} . Tato koncentrace je v našich vodách ale velmi vzácná [7].

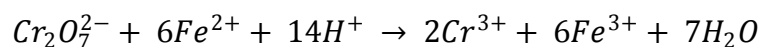
Při stanovení CHSK dichromanem draselným se rovněž používá silně kyselé prostředí kyseliny sírové. Doba varu je však 2 hodiny a teplota $148^\circ\text{C} \pm 3^\circ\text{C}$. Ke katalýze reakce se používají ionty Ag^+ . Při tomto stanovení je nutné maskovat chloridy, a to přídavkem několika krystalů síranu rtuťnatého. Při reakci se dichromanové ionty redukují na chromité podle rovnice [6]:

Rovnice 31: Redukce dichromanových iontů na chromité



Nespotřebované množství dichromanu draselného se pak stanoví titrací odměrným roztokem síranu diamono-železnatého na ferroin (o-fenantrolin). Při titraci probíhá reakce [6]:

Rovnice 32: Titrace odměrným roztokem síranu diamono-železnatého



O-fenantrolin reaguje s ionty Fe^{2+} za vzniku červené komplexní sloučeniny, je tak detekován bod ekvivalence [6].

Stanovení ruší anorganické redukující látky jako dusitany, sulfidy, siřičitany a železnaté ionty. Pokud jsou stanoveny zvlášť, lze jejich vliv odečíst dle tabulky 4 [7]. Při stanovení musí být přesně dodrženy podmínky, jinak dochází k hrubým chybám [6].

Tabulka 4: Korekce CHSK při rušení dusitany, sulfidy, sulfanem a železnatými ionty za jejich známé koncentrace [7]

na 1 mg látky	spotřeba kyslíku mg
dusitanové ionty	0,35
sulfidy, sulfan	0,47
železnaté ionty	0,14

2.5 Chlor

Chlor je nejčastěji používaná dezinfekce vody. Ve vodě je velmi dobře rozpustný a dochází k hydrolyzaci na kyselinu chlornou a chlorovodíkovou, a to podle reakce:

Rovnice 33: Hydrolyzace chloru na kyselinu chlornou



Disociace kyseliny chlorné je závislá na pH [7]. Chlor dále reaguje s ostatními složkami vody, zejména s ionty amonnými, železitými, manganatými, hydrogensulfidovými a některými organickými látkami. S amoniakem reaguje za vzniku řady chloraminů (monochloraminy, dichloraminy a trichloraminy). Přítomnost jednotlivých forem závisí na pH a původním poměru $Cl_2:N$ [6].

V literatuře zabývající se hydrochemií se užívá pojem aktivní chlor. Za aktivní chlor jsou považovány všechny formy výskytu chloru prostředí oxidující v kyselém jodidy na jod. Jsou to především tyto formy: molekulární chlor, chloraminy, chlornany, oxid chloričitý. Aktivní chlor je možno dále rozdělit na volný, což jsou molekulární chlor, chlornany a oxid chloričitý, a chlor vázaný, který zahrnuje všechny formy chloraminů. Dále se používá pojem je celkový aktivní chlor, tento pojem postihuje volný a vázaný chlor, popřípadě jeho kombinace [6].

Vyhláška 252/2004 určuje mezní hodnotu obsahu chloru v pitné vodě na $0,3 \text{ mg.l}^{-1}$ [8]. Z rozhodnutí hygienika může být tento obsah vyšší, a to z důvodu epidemiologické hrozby obyvatelstvu [6].

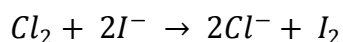
Chlor lze stanovit jodometrickou titrací. Pokud se použije škrobový indikátor je tato metoda vhodná pro vody s obsahem chloru nad 1 mg.l^{-1} , pro nižší koncentrace je lepší ampermetrická titrace, tou lze stanovit množství nad $0,001 \text{ mg.l}^{-1}$. Chlor se také stanovuje

spektrofotometricky s o-tolidinem, při pH menším než 1,3, nebo N,N-diethyl-1,4-fenyldiaminem v prostředí o pH = 6,5. Nevýhodou ale je práce s karcinogenní látkou [6].

Vzorky pro stanovení chloru nelze skladovat. Je nutné je převážet ve tmě a chladu a vzorky se nesmí míchat [6].

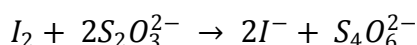
Stanovení jodometrickou titrací je založeno na uvolnění ekvivalentního množství jodu z jodidů chlorem v kyselém prostředí (pH = 3-4). Tato reakce probíhá podle rovnice:

Rovnice 34: Reakce chloru s jodidem



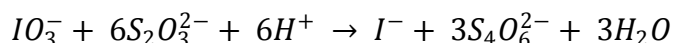
Uvolněný jod se stanovuje titrací odměrným roztokem thiosíranu na škrobový indikátor do odbarvení. Během titrace dochází k této reakci:

Rovnice 35: Stanovení jodu standardním roztokem thiosíranu sodného



Další možností je redukce jodu standardním roztokem thiosíranu v nadbytku (přidá se známé množství), přebytek pak se titruje odměrným roztokem jodičnanu draselného na škrobový indikátor do modrého zbarvení. Rovnice této reakce je zapsána takto:

Rovnice 36: Reakce jodičnanu draselného s thiosíranem



Tato metoda má výhodu v menším vlivu redukujících látek, jako jsou jodidy, bromidy, chloridy, Mn^{II} , Fe^{II} a hydrogensulfidy. Obě stanovení může pozitivní chybou zatížit výskyt jodu, jodaminů, bromu, bromaminů, oxidu chloričitého, manganistanů, ozónu a peroxidu vodíku. Titrace by se neměla provádět na přímém slunečním světle [6].

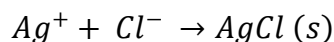
2.6 Chloridy

Chloridy jsou nejběžnější formou sloučenin chloru ve vodě, vyskytují se ve všech typech vod. Ve vodě jsou biologicky i chemicky velmi stabilní. Obsah chloridů geologického původu je v našich podmínkách velmi vzácný, proto je jejich vyšší obsah, nad 100 mg.l^{-1} (100 mg.l^{-1} je také mezní hodnota dle vyhlášky 252/2004 [8]), známkou kontaminace splaškovými nebo průmyslovými odpadními vodami [6]. Maximální povolená hodnota, pokud je prokazatelně geologického původu, je 350 mg.l^{-1} [7]. Stanovení obsahu chloridů je základním stanovením pitné vody, které určuje její jakost. Chloridy se stanovují argentometricky, jinak též stanovení dle Mohra (stanovení již z roku 1889) [7], nebo merkurimetricky [6].

Stanovení dle Mohra se provádí odměrným roztokem dusičnanu stříbrného v prostředí, jehož pH je v rozmezí 5- 9,5 [6] nebo do 10,5 [9]. Kyselé roztoky se

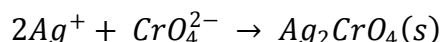
neutralizují tetraboritanem sodným nebo hydrogenuličitanem sodným. Při reakci vzniká málo rozpustný chlorid stříbrný:

Rovnice 37: Vznik chloridu stříbrného



Chlorid stříbrný tvoří bílou sraženinu. Konec titrace je indikován chromanem draselným, jež reaguje se stříbrnými ionty za vzniku chromanu stříbrného, který má červenohnědou barvu a zbarví tak roztok:

Rovnice 38: Vznik chromanu stříbrného



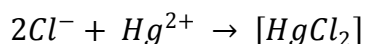
Protože je chlorid stříbrný méně rozpustný než chroman stříbrný dojde nejdříve k vysrážení chloridu a pak teprve chromanu [6].

Stanovení je vhodné pro koncentrace chloridů od 4 do 400 mg.l⁻¹. Pokud je hodnota pod 10 mg.l⁻¹, je lepší vzorek zkoncentrovat odpařením, dosáhne se tak přesnějších výsledků. Dále je třeba dle očekávaných výsledků upravit koncentraci odměrného roztoku dusičnanu stříbrného [6].

Složky pitné vody nedosahují takových koncentrací, aby toto stanovení rušily [6].

Při merkurimetrickém stanovení se titruje vzorek o pH = 2,5±0,1 odměrným roztokem dusičnanu rtuťnatého. Při této reakci vzniká rozpustná, ale málo disociovaná komplexní sloučenina chloridu rtuťnatého:

Rovnice 39: Reakce vzniku komplexu chloridu rtuťnatého



Konec titrace je indikován červenofialovým zbarvením komplexu, který vytvoří difenylkarbazon s přebytkem Hg²⁺ iontů. K této reakci dochází v pH 2,3 – 2,8, nesprávná hodnota pH ovlivňuje ostrost přechodu a může tak dojít k chybě stanovení [6].

I toto stanovení lze použít pro vodu s obsahem chloridů od 4 do 400 mg.l⁻¹ a stejně jako u předchozího postupu i zde nedochází v pitné vodě k rušení stanovení jinými látkami [6].

Při stanovení podle Votočka se při titraci dusičnanem rtuťnatým používá jako indikátor nitroprusid. Při přebytku titračního činidla vznikne nitroprusid rtuťnatý, který je bílý a způsobuje opalescenci roztoku [9].

2.7 Kyanidy

Kyanidy se ve vodě vyskytují ve formě slabě disociovaného a lehce těkavého kyanovodíku HCN, kyanidů CN⁻ nebo v komplexech s kovy, nejčastěji to jsou zinek,

kadmium, měď, nikl, železo a kobalt. Podíl forem závisí na pH a disociačních konstantách. Kyanidy dělíme na silně, středně a slabě toxické. Mezi silně toxické kyanidy patří kyanovodík, kyanidy a komplexy s kadmiem $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$, zinkem $[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$ a mědí $[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{3-}$. Středně toxickým kyanidem komplex s niklem $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$ a slabě toxické kyanidy jsou například komplexy s kobaltem $[\text{Co}(\text{CN})_6]^{3-}$ a železem $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ [6]. Silně toxické kyanidy představují krátkodobé místní ohrožení, protože díky své vysoké reaktivitě se rychle přeměňují na jiné formy dusíku, například thiokyanatany, nebo na amoniak a dusík [7]. Naopak málo disociované komplexy s těžkými kovy zůstávají v prostředí dlouho a mohou se tak na jiném místě za vhodných podmínek stát zdrojem toxických vysoce disociovaných kyanidů [6].

Z analytického hlediska dělíme kyanidy podle podmínek, za kterých uvolňují kyanovodík. Silně těkavé kyanidy, hlavně jednoduché a komplexní se zinkem a kadmiem, uvolňují kyanovodík při teplotě 20°C a v prostředí s pH 6. Snadno uvolňující kyanidy jsou schopny uvolnit HCN po reakci se vzdušným kyslíkem při pH 4 a teplotě 20°C [6].

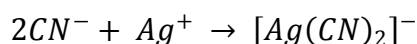
Toxicitu kyanidů způsobuje kyanidový iont CN^- , který inhibuje cytochrom c oxidázu (enzym dýchacího řetězce). Po vstupu kyanidu do žaludku dochází ke změně na kyanovodík HCN, následuje okamžité vyřazení z funkce všech enzymů obsahujících železo. Buňky pak nemohou využívat kyslík. Smrtelná dávka kyanidu sodného a draselného se pohybuje kolem 200 mg [13].

Celkové stanovení kyanidů se provádí po uvolnění kyanovodíku ze vzorku, destilací za přítomnosti Cu^+ iontů z prostředí kyseliny chlorovodíkové a jeho absorpcí na hydroxid sodný. Stanovení se vybírá podle očekávaného množství. Argentometrické stanovení dusičnanem stříbrným s indikátorem se používá při koncentraci vyšší než 0,05 mg. Při očekávaném obsahu 0,002 – 0,025 mg se stanovuje spektrofotometricky s pyridinem a kyselinou barbiturovou a obsahu nad 0,005 mg je využito argentometrické titrace s Tyndallovým efektem [6]. Nejvyšší mezní hodnota pro pitnou vodu je vyhláškou stanovena na 0,050 mg.l^{-1} [8].

Vzorek se konzervuje přidávkem roztoku hydroxidu sodného do pH minimálně 11. Pokud jsou přítomny oxidující látky (vzorek tedy dává pozitivní reakci na jodoškrobovém papíře), je třeba přidat čerstvý 1% roztok síranu sodného do negativní reakce na jodoškrobovém papíře ještě před alkalizací. Jsou-li ve vodě přítomny sulfidy nebo sulfan, je potřeba je vysrážet síranem kademnatým nebo uhličitanem olovnatým a oddělit je, nebo vzorek zpracovat hned [7].

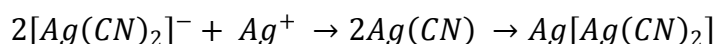
V průběhu argentometrické titrace se kyanidové ionty převádí do komplexních iontů:

Rovnice 40: Reakce vzniku komplexních iontů kyanidů



Průběžně tak vznikají ionty komplexů $[\text{Ag}(\text{CN})_4]^{3-}$ a $[\text{Ag}(\text{CN})_3]^{2-}$, které dále plynule přechází na $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$. V blízkosti bodu ekvivalence nastane náhlý vzestup obsahu stříbrných iontů, jež odpovídá tvorbě komplexu $[\text{Ag}(\text{CN})]$, který se vylučuje jako bělavá sraženina $\text{Ag}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$. Reakce probíhá podle rovnice:

Rovnice 41: Reakce tvorby komplexu $\text{Ag}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$



Z této rovnice vyplývá, že kyanovodík a stříbro spolu reagují v poměru 1:2, tedy že na jeden mol kyanovodíku připadají dva moly stříbrných iontů [6].

Indikace bodu ekvivalence se provádí nefelometricky za pomoci bočního zdroje světla s vysokým jasnem, kdy dochází k tzv. Tyndallovu efektu. Ke zvýšení citlivosti metody se jako indikátor používá jodid draselný, který reaguje se stříbrnými ionty za vzniku jodidu stříbrného, jenž má menší součin rozpustnosti než kyanid stříbrný. Lze tak dosáhnout citlivosti nad $0,005 \text{ mg.l}^{-1}$ kyanidů. Jako indikátor se používá také 5-(4-dimethylaminobenzyliden)rhodanin, který se stříbrnými ionty poskytuje červené zbarvení [6]. Roztok 5-(4-dimethylaminobenzyliden)rhodania v acetonu se nazývá Feiglovo činidlo [9].

Rušivé vlivy se odstraní destilací, nebo opatřeními před ní. Například mastné kyseliny by se destilovaly společně s kyanovodíkem, proto se extrahují před destilací do izooktanu, nebo hexanu či chloroformu při pH mezi 6 až 7. Extrakce se musí provést opatrně a rychle, aby nedocházelo ke ztrátám kyanovodíku. Mastné kyseliny ruší argentometrické stanovení pomalým přechodem indikátoru [7].

2.8 Mangan

Mangan v přírodních vodách běžně doprovází železo. Jeho koncentrace nepřekračuje většinou 1 mg.l^{-1} [6], mezní hodnota je ale mnohem nižší, je stanovena na $0,050 \text{ mg.l}^{-1}$ [8]. Nejčastěji se vyskytuje ve formě manganatých iontů, které mohou při reakci se vzdušným kyslíkem zoxidovat na formu manganicitou. Další formy výskytu jsou teoreticky možné, ale z praxe vyplývá, že se v přírodních vodách nevyskytují [6]. Při předávkování manganem se používá kyselina ethylendiamintetraoctová EDTA, ale je třeba zvážit použití, protože je neurotoxická (poškozuje ledviny) [10].

Koncentraci manganu obsaženého ve vodě můžeme určit po převedení na manganistan titrační kolorimetrií. Manganaté sloučeniny převedeme v kyselém prostředí peroxosíranu amonného za přítomnosti stříbrných iontů jako katalyzátoru, na manganistan. Intenzita zbarvení vzorku je přímo úměrná obsahu manganu [7]. Dolní mez pro detekci obsahu je při subjektivním vizuálním hodnocení za použití Nesslerových válců $0,02 \text{ mg.l}^{-1}$ [6].

Metoda je rušena přítomností chloridů, organických látek, železa, mědi, niklu a dichromanů [7].

Chloridy lze maskovat vazbou na rtuťnaté ionty za vzniku rozpustného, ale nedisociovaného chloridu rtuťnatého. Při obsahu chloridů do 100 mg.l^{-1} k maskování postačí přídavek $0,5 \text{ ml}$ roztoku dusičnanu rtuťnatého, při vyšším obsahu pak úměrně přidáváme roztok [7].

Organické látky lze odstranit mineralizací vzorku. Do porcelánové misky se nalije vzorek o přibližném obsahu manganu $0,05 - 2,0 \text{ mg.l}^{-1}$, přidá se 5 ml kyseliny sírové ($\rho = 1,84 \text{ g.cm}^{-3}$), po ochlazení se přilije 5 ml kyseliny dusičné ($\rho = 1,40 \text{ g.cm}^{-3}$). Směs se odpaří do dýmů oxidu sírového. Následně se vzorek zředí destilovanou vodou a ohřívá se na vodní lázni do rozpuštění síranu vápenatého, který může vzniknout a zároveň může zadržovat velkou část manganu. Směs přefiltrujeme a filtrát dále zpracovává [7].

Pro stanovení se použije peroxosíran amonný, směsné činidlo, kyselinu dusičnou ($\rho = 1,40 \text{ g.cm}^{-3}$) p.a., manganistan draselný o koncentraci $c = 0,002 \text{ mol.l}^{-1}$. Směsné činidlo se připraví rozpuštěním 75 g síranu rtuťnatého ve 400 ml kyseliny dusičné ($\rho = 1,40 \text{ g.cm}^{-3}$) p.a. a 200 ml destilované vody. Dále se přidá 200 ml kyseliny fosforečné, $0,035 \text{ g}$ dusičnanu stříbrného a doplnění destilovanou vodou do 1000 ml [7].

Při samotném stanovení se odměří 50 ml vzorku, přidáme k němu $2,5 \text{ ml}$ směsného činidla a $0,5 \text{ g}$ peroxosíranu amonného. Takto upravený vzorek se zahřívá pomalu k varu a následně vaří 10 min , po ochlazení se přelije do Nesslerova válce a doplní destilovanou vodou do 100 ml . Srovnávací válec se naplní po značku destilovanou vodou povařenou s kyselinou dusičnou ($\rho = 1,40 \text{ g.cm}^{-3}$) p.a. a $2,5 \text{ ml}$ směsného činidla. Za neustálého míchání se přidává do srovnávacího válce odměrný roztok manganistanu draselného, až se dosáhne stejného zbarvení [7].

Hmotnostní koncentraci manganu ve vzorku se vypočte ze spotřeby a koncentrace odměrného roztoku manganistanu draselného [7].

Výhodou této metody, jak už bylo napsáno výše, je nízká spodní mez detekce, protože pitné vody obsahují zpravidla velmi málo manganu. Další výhodou je, i když se pracuje se stříbrnými a rtuťnatými ionty, jsou nároky na laboratoř nižší než při normované metodě s formaldoxinem [6].

2.9 Neutralizační kapacita

Neutralizační kapacita vyjadřuje množství jednosytné kyseliny nebo jednosytné báze, které je nutno dodat jednomu litru vody, aby pH dosáhlo zvolené hodnoty. Udává se v mmol.l^{-1} . Přidává-li ke vzorku zásadu, jedná se o tzv. zásadovou neutralizační kapacitu ZNK. Pokud se přidává kyselina, zjišťujeme kyselinovou neutralizační kapacitu KNK. Jako index k těmto zkratkám se zapisuje zvolenou hodnotu pH [6].

U pitných vod je nejvýznamnější uhličitánový pufrací systém. Z tohoto poznatku vychází hodnoty pH, pro které se neutralizační kapacity určují. Z disociačních konstant kyseliny uhličitě lze odvodit, že při pH 4,5 se veškerý oxid uhličitý vyskytuje ve vodě volný, naopak při pH 8,3 je všechen oxid uhličitý převedený na hydrogenuhličitany [6].

Pro jednotlivé vzorky lze určit vždy jen dvě hodnoty neutralizačních kapacit. Pokud je pH menší než 4,5, určují se zásadové neutralizační kapacity pro pH 4,5 a 8,3. Je-li pH v rozmezí mezi 4,5 a 8,3, určuje se kyselinová neutralizační kapacita pro pH 4,5 a zásadová neutralizační kapacita pro pH 8,3. Naměří-li se pH vzorku vyšší než 8,3, určuje se kyselinová neutralizační kapacita pro pH 4,5 a 8,3 (přehled viz tabulka 5) [6].

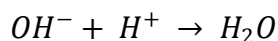
Tabulka 5: Stanovení KNK a ZNK podle pH vzorku [6]

pH vzorku	KNK/ZNK
pH < 4,5	ZNK _{4,5} a ZNK _{8,3}
4,5 > pH < 8,3	KNK _{4,5} a ZNK _{8,3}
8,3 < pH	KNK _{4,5} a KNK _{8,3}

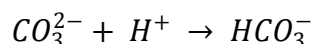
Titrace se provádí buď kyselinou chlorovodíkovou (KNK), nebo hydroxidem sodným (ZNK). Konec titrace můžeme určit pomocí indikátoru či potenciometricky. Jako indikátor pro přechod v okolí pH 4,5 se používá metylová oranž a pro přechod v oblasti pH 8,3 se využívá fenolftalein [6][9].

Při určování KNK probíhají v závislosti na pH vzorku tyto reakce:

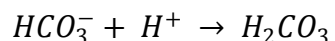
Rovnice 42: Reakce probíhající při stanovení KNK (1)



Rovnice 43: Reakce probíhající při stanovení KNK (2)



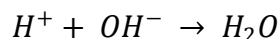
Rovnice 44: Reakce probíhající při stanovení KNK (3)



přičemž poslední reakce probíhá při titraci až do pH 4,5.

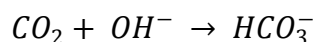
V přírodních vodách se pH nižší než 4,5 běžně nevyskytuje, může ho způsobit pouze přítomnost silných kyselin. Pokud by tomu tak bylo, probíhala by ve vzorku tato reakce [6][9]:

Rovnice 45: Reakce probíhající při stanovení ZNK_{4,5}



Za těchto podmínek by se stanovovala ZNK_{4,5}. Při stanovování ZNK_{8,3} probíhá ještě tato reakce [6][9]:

Rovnice 46: Reakce probíhající při stanovení ZNK_{8,3}



Nejčastěji se u vzorků stanovuje KNK_{4,5} a ZNK_{8,3}. Obě tato stanovení s indikátorem ruší u přírodních vod zbarvení nebo zákal. Toto lze odstranit například aktivním uhlím a filtrací vzorku, nebo se může použít potenciometrickou titraci. U pitných vod ruší volný chlor, a to rozkladem indikátorů, jež lze odstranit přidávkem ekvivalentního množství thiosíranu sodného. Tento problém je možné také vyřešit potenciometrickou titrací [6].

2.10 Olovo

Podle vyhlášky 252/2004 Sb. je mezní hodnota obsahu olova v pitné vodě 10 µg/l [8]. Olovo je kumulační jed a působí na více částí lidského těla. Je neurotoxické, hematotoxické a ovlivňuje i cévy. V podobě fosforečnanu olovnatého se ukládá v kostech, díky tomu je možné odhalit otravu olovem i po letech od úmrtí. Akutní otravy už v dnešní době nejsou časté. Projevují se nasládlou chutí v ústech, nauzeou a s ní spojeným sliněním, křečemi v žaludku a zvracením. Lidé trpící chronickou otravou mají olověný lem na kraji dásní (tmavošedý), šedě zbarvenou kůži, hubnou, trpí celkovou únavou, dále se otrava projevuje změnou krevního obrazu, psychickými změnami, vede k mentální retardaci a při dlouhodobém působení k neplodnosti. Jedovaté jsou i oxidy olova, smrtelná dávka je v 10 g [13].

Olovo se v přírodních vodách (podzemních i povrchových) vyskytuje velmi zřídka. Do pitné vody se může dostat korozí olověných částí starých potrubí. Koroze olova a jeho přítomnost ve vodě je dána přítomností kyslíku a oxidu uhličitého. Vyskytne-li se olovo v povrchové vodě, svědčí to o kontaminaci z chemického provozu [9].

Pro stanovení malých množství olova je doporučována spektroskopická metoda s dithizonem, se kterým poskytuje olovo intenzivně zbarvený komplex (v alkalickém prostředí), naopak pro množství nad 10 mg.l^{-1} se dá použít jodometrické stanovení [9].

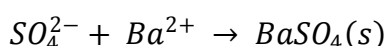
Olovo se dá ve vodě též stanovit chelatometrickou titrací při pH 5-6, kdy je chelatonát olova stabilní, pH se dá upravit urotropinem. Jako indikátor se dá použít xylenová oranž, titrujeme do citronově žlutého zbarvení. Vzhledem k charakteru chelatometrické titrace odpovídá látkové množství spotřebovaného činidla látkovému množství olova ve vzorku [12].

2.11 Sírany

Sírany jsou spolu s hydrogenuhličitaný a chloridy nejčastěji se vyskytující anionty přírodních vod. Jejich koncentrace v přírodních podzemních a povrchových vodách se pohybuje v desítkách až stovkách mg.l^{-1} [6]. Zvlášť bohaté na sírany jsou důlní a minerální vody [7], například Šaratice má obsah síranů kolem 1700 mg.l^{-1} [6]. Obsah síranů je jedním z faktorů ovlivňující rychlost koroze a to i u betonových konstrukcí [6].

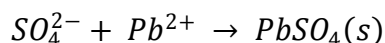
Sírany se kvantitativně stanovují chromatografií, gravimetrií a odměrnou analýzou. Lze je také stanovit polarograficky a spektrofotometricky. V praxi se používá hlavně odměrná metoda a gravimetrie. Gravimetrická analýza využívá reakce síranů s ionty Ba^{2+} (používá se chlorid barnatý) [6], při které vzniká málo rozpustný síran barnatý podle reakce:

Rovnice 47: Vznik síranu barnatého



Při odměrné analýze se sírany stanovují titrací dusičnanem olovnatým. Sírany s olovnatými ionty reagují za vzniku málo rozpustného síranu olovnatého [6], dle rovnice:

Rovnice 48: Reakce vzniku síranu olovnatého



Konec titrace je pak indikován přebytkem iontů Pb^{2+} , které reagují s dithizonem, jenž změni barvu ze zelené na fialově červenou. Rozpustnost síranu olovnatého se snižuje přidávkem acetonu, nebo etanolu v poměru 1:2 ke vzorku odebranému k titraci. Metoda je vhodná pro vzorky s obsahem nad 50 mg.l^{-1} [6].

Stanovení ruší všechny kationty kromě kationtů alkalických kovů a amonného kationtu, protože reagují s dithizonem. Proto se vzorek nechává před titrací projít iontoměničem (katex v cyklu H^+) [6].

Dalším způsobem stanovení síranů je nepřímá chelatometrická titrace. Síraný se nechají vysrážet jako síran barnatý známým přídavkem chloridu barnatého, následně se zbývající ionty Ba^{2+} ztitrují chelatonem a množství síranů se stanoví výpočtem. Jako indikátor pro tuto reakci se používá kalcein. Jedná se o fluorescenční indikátor. Jeho fluorescenci mohou v alkalickém prostředí vyvolat také vápník a stroncium. Při zpracování výsledků se tedy musí počítat i se stanoveným množstvím vápníku. Rušení hořčíkem lze odstranit prolitím vzorku přes katex [9].

2.12 Sodík

Sodík je přirozeně obsažen v přírodních vodách spolu s draslíkem. Většinou se ve vodách vyskytuje ve větších koncentracích než draslík. Oba tyto prvky nejsou hygienicky významné [7], přesto je stanovení sodíku součástí rozšířeného stanovení pitné vody podle vyhlášky 252/2004 Sb. Jako maximální množství sodíku je v této vyhlášce uvedeno 200 mg.l^{-1} [8]. Stejně jako u hořčíku se dnes používá ke stanovení metod AAS, dříve se to byly časově náročné gravimetrické metody [7].

Dalším způsobem jak stanovit obsah sodíku ve vodě je chelatometrická titrace po vyloučení sodíku jako octanu sodno-uranylo-zinečnatého. Toto stanovení je vhodné pro všechny typy vod. Na začátku tohoto stanovení se do vzorku vody přidá přebytek octanu uranylo-zinečnatého kyseliny octové. Při této reakci vznikne kvantitativní množství málo rozpustného octanu sodno-uranylo-zinečnatého. Po jeho separaci se nechá rozpustit a chelatometricky se stanoví zinek. Rušivý vliv uranylu se odstraní přídavkem uhličitanu amonného, s nímž se váže do komplexu. Dalším rušivým vlivem je lithium, které reaguje stejně jako sodík, a draslík, jenž neruší při obsahu do 25 mg ve vzorku [7].

2.13 Sulfidy a sulfan

Sulfan a jeho iontové formy, HS^- a S^{2-} , se v přírodních vodách vyskytují jen zřídka a v malých koncentracích, velmi často se ale vyskytuje v důlních a minerálních vodách [7]. Příkladem může být oblast kolem obce Smrad'ávka (blízko Brna). Výskyt sulfidů a sulfanu je podmíněn nedostatkem rozpuštěného kyslíku, kdy dochází k redukčnímu anaerobnímu rozkladu organických látek. Volný sulfan je toxický pro ryby a jiné vodní organismy [6]. Je-li ve vodě prokázána jeho přítomnost, došlo pravděpodobně ke kontaminaci odpadními splaškovými a průmyslovými vodami, např. z hutního, chemického nebo potravinářského průmyslu [7].

Z analytického hlediska rozdělujeme sulfidy na 3 skupiny, a to celkové sulfidy, rozpuštěné sulfidy a nedisociovaný sulfan. Celkové sulfidy zahrnují všechny sulfidy včetně sulfanu a sulfidů kovů v nerozpuštěné formě. To jsou nejčastěji sulfidy mědi a stříbra, které se i velmi špatně stanovují a často je i lze z praktického hlediska zanedbat. Rozpuštěné sulfidy jsou sulfidy, které zůstaly v roztoku po separaci nerozpuštěných látek. Tato separace se provádí buď flokulací, nebo sedimentací. Nedisociovaný sulfan lze stanovit výpočtem o určení koncentrace celkových sulfidů se znalostí pH stanovovaného vzorku a disociační konstanty sulfanu [6].

Celkové sulfidy lze stanovit několika metodami, např. jodometricky, spektrofotometricky po reakci s olovnatými ionty nebo dimethyl-p-fenylendiaminem, nitroprussidem sodným, 2,3,5-trifenyltetrazoliumchloridem, chloridem železitým a 1,10-fenantrolinem či také polarograficky. Velmi rozšířená je též potenciometrická titrace se selektivní sulfidovou elektrodou. Tato metoda je výhodná pro zbarvené a zakalené vzorky. Od roku 1996 je v naší republice závazná mezinárodní norma, podle které se stanovují rozpuštěné sulfidy spektrofotometricky s methylovou modří [6].

Jodometrické stanovení je možné použít u vzorků obsahem sulfidů nad $0,1 \text{ mg.l}^{-1}$. Vzorky se zpracovávají hned na místě odběru, nebo se zakonzervují octanem kademnatým či zinečnatým a hydroxidem sodným. Takto upravené vzorky je nutné zpracovat do tří dnů. Principem stanovení je oxidace sulfanu a sulfidů v přebytku jodu a kyselém pH na síru. Ke vzorku se přidá známé množství jodu a nespotřebovaný jod se pak stanoví titrací odměrným roztokem thiosíranu sodného, z rozdílu se pak vypočte původní koncentrace síry [7].

Metodu lze provést několika způsoby:

- Sraženina sulfidů a hydroxidů se rozpustí přímo ve vzorku kyselinou a uvolněný sulfan se oxiduje roztokem jodu. Tato metoda je vhodná pro pitné a povrchové vody, které ale nesmí obsahovat látky rušící jodometrickou titraci [7].
- Uvolněný sulfan se převede v proudu dusíku do roztoku NaOH a je pak po okyselení vzorku stanoven jodem. Tato metoda se dá použít u všech typů vod. K absorpci je možné použít i octan zinečnatý, jako nosný plyn je pak ale využit oxid uhličitý [7].
- Obsažené sulfidy a sulfan se vysráží reakcí s octanem kademnatým ve formě nerozpustného sulfidu kademnatého. Ke vzorku se přidá roztok octanu kademnatého a po důkladném promíchání se nechá vzorek několik hodin stát.

Vyloučený sulfid kademnatý se zfiltruje a přenesení do titrační baňky se známým množstvím jodu a přidá se kyselina chlorovodíková. Přebytkový jod po 20 minutách se titruje roztokem thiosíranu sodného. Tato metoda se dá použít i ve vodách s malým množstvím organických látek [9].

2.14 Tenzidy

Tenzidy jsou povrchově aktivní látky, známé pod zkratkou PAL. Dělíme je na aniontové, neiontové a kationtové [6].

Nejvíce se vyskytují aniontové a neiontové tenzidy. Mezi aniontové tenzidy patří alkylsulfáty, alkyl nebo alkensulfonany, alkylbenzensulfonany. Neiontové tenzidy představují dukty vyšších alkoholů, alkylfenoly a alifatické kyseliny. Největším zdrojem tohoto znečištění jsou prací prášky a čisticí prostředky. Tenzidy se vyskytují tak ve splaškových vodách a odpadních vodách z různých průmyslových odvětví i služeb. Obsah tenzidů v odpadních vodách bývá desítky až stovky mg.l^{-1} , ve velkých městských aglomeracích se pohybuje mezi 10-20 mg.l^{-1} , v České republice je pak koncentrace řádově menší a pohybuje se od 1 do 2 mg.l^{-1} . V povrchových vodách nebývá překročena koncentrace 0,1 mg.l^{-1} [6].

Dalším typem jsou kationtové tenzidy, které ale představují pouze nepatrnou část celkové produkce tenzidů. Dají se sem zařadit kvartérní amoniové a pyridinové sloučeniny, alev jejich struktura musí být alespoň jeden dlouhý hydrofobní řetězec. Velmi často se jedná o průmyslově vyráběné dezinfekční prostředky jako Septonex nebo Ajatin. Do vody se dostávají buď z výroby, nebo při použití v domácnostech a podobně. Kationtové tenzidy se velmi špatně stanovují, a proto není jejich obsah ve vodách soustavně sledován [6].

Jsou-li tenzidy přítomny v přírodní vodě, jedná se o indikaci kontaminace odpadními vodami, jde o jejich průsak do přírodního zdroje, může dojít i k bakteriálnímu znečištění vody. Hranice, která se považuje za kontaminaci, je 0,25 mg.l^{-1} . Pro pitnou vodu nejsou stanoveny limitní hodnoty výskytu tenzidů, ale tato hodnota je určena pro balenou pitnou a kojeneckou vodu a to na 0,1 mg.l^{-1} [6].

Obsah tenzidů by se měl stanovovat ve všech typech vod, hlavně obsah aniontových a neiontových tenzidů, které představují většinu produkce. Stanovování má ale hodně překážek, především je to velké spektrum vyráběných látek. Provádí se proto skupinová stanovení a výsledky se uvádí jako koncentrace zvoleného standardu v mg.l^{-1} . Nejvíce propracované je stanovení aniontových tenzidů spektrofotometricky s methylenovou modří, které lze vcelku spolehlivě použít i pro tenzidy neiontové [6].

Anionaktivní tenzidy lze též stanovit pomocí dvoufázové titrace s methylenovou modří. Titrace se provádí v dvoufázovém systému chloroform – voda, titračním odměrným roztokem karboxypentadecyltrimethylamoniumbromidem (septonex), což je kationaktivní tenzid. Anionaktivní tenzidy vytvoří s methylenovou modří modrý komplex, který je rozpustný ve chloroformu, a ten se tedy zbarví modře. Během titrace se kationaktivní tenzid váže s anionaktivní tenzidem do stabilního, bezbarvého, inaktivního komplexu, methylenová modř se tak uvolňuje a přechází do vody. Konec titrace je indikován odbarvením chloroformové fáze. Jako standardní roztok se používá dodecylsulfát sodný [7].

Stanovení mohou rušit zejména bílkoviny a produkty degradace bílkovin, dále dusičnany v koncentraci nad 20 mg.l^{-1} . Rušivý efekt mají též železité ionty, které způsobují trvale modré zbarvení chloroformu, titruje se tedy do stálého zbarvení chloroformu [7].

2.15 Vápník

Vápník se v našich vodách vyskytuje poměrně hojně. Jeho obsah je ovlivněn geologickými poměry, většinou se pohybuje od desítek po stovky mg.l^{-1} [6]. Podle vyhlášky 252/2004 Sb. je mezní hodnota obsahu vápníku mezi $40 - 80 \text{ mg.l}^{-1}$, minimální hodnota je pak 10 mg.l^{-1} [8]. Kvůli omezené rozpustnosti uhličitanu vápenatého a síranu vápenatého nepřekračuje koncentrace vápníku 1000 mg.l^{-1} ani v minerálních vodách. Většinou je vápníku ve vodě více než hořčíku [6]. Při nedostatku vápníku je člověk postižen tetanií, při hyperkalcínii se jako antidotum na snížení množství vápníku v krvi používá EDTA [10].

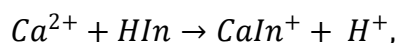
Samotný vápník se dá stanovit manganometricky po vyloučení vápníku ve formě šřavelanu, nebo gravimetricky. V dnešní době se více používá metod AAS [6].

Dalším způsobem jak, stanovit obsah vápníku ve vodě, je chelatometrická titrace Chelatonem 3. Dle nové normy z roku 1996 se používá jako indikátor HSN (2-hydroxy-1(2-4-sulfo-1-naftylazo)-3-naftolová kyselina). Původní stanovení probíhalo na směsný indikátor v pevném stavu, který byl složený z thymolftalexonu, flurexonu a murexidu [6].

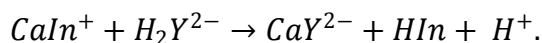
Principem metody je reakce chelatonu 3 (sodná sůl kyseliny etylendiamintetraoctové, EDTA) s kovovými ionty v poměru 1:1. Tvorba komplexů je ovlivněna pH, proto se titruje v prostředí pufrů. Vápenatý komplex je stabilní v alkalickém prostředí, proto se pH udržuje na hodnotách 12-13. Zabráni se tak titraci hořčíku, který v tomto prostředí tvoří hydroxid hořečnatý, jenž je stabilnější než komplex vápníku. Konec titrace je tak indikován změnou barvy při rozpadu komplexu vápník – indikátor [6].

V průběhu titrace probíhají tyto reakce (kde In značí indikátor a H_2Y^{2-} chelaton) [6]:

Rovnice 49: Vápník reaguje s indikátorem za vzniku komplexu



Rovnice 50: Přechod vázaných iontů Ca^{2+} do komplexu s chelatonem:



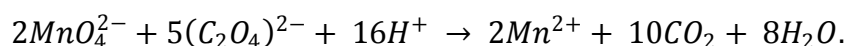
Toto stanovení je vhodné pro povrchové, podzemní a pitné vody [6].

Stanovení je rušeno kovy reagujícími s chelatonem 3, jako jsou stroncium, baryum, zinek, olovo, kadmium a mangan, nebo kovy, které blokují indikátor, těmi jsou na příklad kobalt, nikl, měď, hliník nebo železo. Tato rušení lze odstranit triethanolaminem, hydroxyaminhydrochloridem, kyanidem draselným a sulfidem sodným. Dále může být titrace ovlivněna vysokým obsahem amonných solí. Rušení amonnými solemi lze zabránit povařením alkalizovaného vzorku [6].

Vlastní titrace na směsný indikátor se provádí do změny barvy na fialově- růžového zbarvení, pokud se použije HSN indikuje konec titrace změna na zřetelně modrou barvu [6].

Při manganometrickém stanovení se nechá vápník vysrážet šřavelanem vápenatým, vzniklá sraženina se odfiltruje a následně rozpustí v kyselině sírové. Při rozpouštění vznikne síran vápenatý a kyselina šřavelová, která se stanoví odměrným roztokem manganistanu draselného [2]. Během stanovení probíhají tyto reakce:

Rovnice 51: Stanovení šřavelanu manganistanem draselným



2.16 Stanovení tvrdosti vody

Takzvaná tvrdost vody je způsobena přítomností solí vápníku a hořčíku. Tvrdost vody, kterou způsobují hydrogenuhličitany, se nazývá přechodná, protože ji lze odstranit převařením. Rozpustné hydrogenuhličitany se varem rozkládají na nerozpustné uhličitany, čímž se z vody vysráží v podobě vodního kamene. Stálou tvrdost způsobují soli silných kyselin [3]. Jedná se hlavně o sírany. Celková tvrdost vody je pak hodnota, která odpovídá součtu obou předchozích typů tvrdosti [2]. Podle novějších skript Ing. Horákové je teorie tvrdosti vody již překonána, ale na druhou stranu je společné stanovení vápníku a hořčíku stále součástí rozboru pitné vody. I nadále je znalost tvrdosti vody důležitá z technických důvodů (pro udržování zařízení, ve kterých dochází k ohřevu vody) [6]

Vyhláška 252/2004 Sb. uvádí doporučenou hodnotu koncentrace vápníku a hořčíku 2-3,5 mmol/l. Jedná se o hodnotu, která je stanovena jako optimální ze zdravotního hlediska, nikoliv technického [8].

Přechodná tvrdost se dá určit acidobazickou titrací kyselinou chlorovodíkovou – acidimetrií. Jako indikátor se použije methylová oranž nebo methylová žlut' [3].

Acidobazicky lze určit i celkovou tvrdost vody, jedná se o nepřímou titraci. Vodu se zneutralizuje kyselinou chlorovodíkovou na methylovou oranž a známým přebytkem uhličitanu sodného a hydroxidu sodného se vysráží jak hořečnaté, tak vápenaté soli. Nadbytek činidla se ztitruje kyselinou chlorovodíkovou, tím se určí spotřeba činidla a přepočtem pak celkovou tvrdost vody [3].

Stanovení podle Clarka vychází ze skutečnosti, že soli vápníku a hořčíku poskytují při reakci s mýdlovým roztokem nerozpustná mýdla. Indikací konce titrace mýdlovým roztokem je vznik stabilní mýdlové pěny. Přesnost této metody byla při stanovení pitné vody asi 0,5°, záleželo na zkušenostech laboranta [2].

Dalším způsobem je stanovení palmitanem draselným (podle Blachera). Roztok palmitanu draselného se s fenolftaleinem barví červeně, protože se jedná o sůl slabé kyseliny a silné zásady. Při reakci palmitanového aniontu s hořčíkem a vápníkem (obecně s alkalickými kovy) se vytváří nerozpustné soli. Toho se využívá při stanovení. Do vody o neutrálním pH se přidává postupně roztok palmitanu, ten reaguje s přítomnými ionty vápníku a hořčíku. Ve chvíli, kdy jsou všechny tyto ionty spotřebovány, způsobí přídavek palmitanu alkalickou reakci, kterou lze zviditelnit fenolftaleinem. Přesnost metody je o něco horší než u předchozí, a to asi 1° [2].

Další metoda založená na stejném principu reakce mýdlových roztoků s ionty alkalických kovů používá čisté draselné mýdlo rozpuštěné v ethanolu a destilované vodě. Tato metoda se nazývá Boutronova – Boudetova [9].

Tvrdost vody lze rovněž stanovit chelatometrickou titrací v prostředí Swarzenbachova pufru v pH okolo 10. Kdy se nejdříve do chelatonátů naváže vápník a později i hořčík. Jako indikátor se používá eriochromčern T, která v bodě ekvivalence změní barvu z fialové na modrou [12].

3. Stanovení vybraných parametrů pitné vody v okolí Klášterce nad Ohří

3.1 Charakteristika zdrojů

Okres Chomutov je součástí Ústeckého kraje a nachází se při hranici se Spolkovou republikou Německo. Do okresu na severozápadě zasahují Krušné hory, na jihu a jihozápadě se nachází Doupovské hory a střední část a východní okraj okresu je součástí Mostecké pánve. Mapa okresu Chomutov je v příloze 1.

Krušné hory jsou v této části tvořeny krystalinikem, což jsou metamorfované horniny zastoupené především rulami svory. Vznik těchto hornin spadá do období svrchního proterozoika (konec starohor). Na krystalinikum jsou zde vázány rudní žíly. Nachází se tu naleziště polodrahokamů (národní přírodní památka Ciboušov, národní přírodní památka Doupňák). Do metamorfovaných hornin pronikly v pozdější době horniny magmatické – žuly, na Jelení hoře se vyskytuje čedič. V okolí Klášterce nad Ohří a Kadaně vystupuje z pánevních sedimentů krystalinikum v podobě šáreckých granulitů [14].

Spodní a svrchní souvrství Mostecké pánve tvoří písčitojílovité sedimenty, mezi nimiž se nachází hnědouhelná sloj [14].

Doupovské hory mají původ v sopečné činnosti na tomto území. Jedná se o oblast se složitou geologickou stavbou. Reliéf krajiny je dán střídáním pevných lávových vrstev, které jsou prokládány méně pevnými tufy [14].

V Telšském údolí byla v letech 1960 -1965 vybudována Jirkovská přehrada. Hlavním úkolem přehrady je zabezpečovat pitnou vodu pro Jirkov a okolí. Dále přehrada zajišťuje zákonem předepsaný průtok přes území města Jirkov, protipovodňovou ochranu území v součinnosti s dalšími přehradami v okolí (Fláje, Přisečnice, Křímov, Kamenička). Přehrada je vybudována na řece Bílině. Jinými zdroji vody jsou Nivský potok a potok Malá voda [15]. Další informace jsou uvedeny v tabulce 6 [16].

Tabulka 6: Základní údaje o vodním díle Jirkov [16]

celkový prostor	2,769 mil. km ³
maximální výška hráze nad terénem	50,8 m
délka koruny hráze	190 m
výkon vodní elektrárny	194 kW

Původní název přehrady Kamenička byl Údolní přehrada císaře pána Františka Josefa. Přehrada se nachází v bočním údolí řeky Chomutovka a vybudována byla v letech

1900-1904. Přehrada zásobuje pitnou vodou spolu s Křimovskou přehradou Chomutov. Je nedílnou součástí protipovodňové ochrany. Kamenička je napájena vodou z potoka Kamenička. V blízkosti přehrady se od roku 1967 nachází přírodní rezervace Novodomské rašeliniště a přírodní rezervace Buky nad Kameničkou, ta byla vyhlášena v roce 1994 [15]. Další údaje jsou zaznamenány v tabulce 7 [17].

Tabulka 7: Základní údaje o vodním díle Kamenička [17]

celkový prostor	0,714 mil. km ³
maximální výška hráze nad terénem	32,85 m
délka koruny hráze	153 m

V letech 1969 – 1976 byla postavena přehrada Přísečnice. Hráz se nachází asi 1 km od obce Kryštofovy Hamry. Přehrada slouží jako zásobárna pitné vody a vzhledem ke své velikosti má mimořádný význam pro protipovodňovou ochranu i v povodí pod hrází (oblast Saska). Do nádrže přivádí vodu potok Přísečnice a potok Černá voda [15]. Další údaje jsou uvedeny v tabulce 8 [18].

Tabulka 8: Základní údaje o vodním díle Přísečnice [18]

celkový prostor	54,69 m ³
maximální výška hráze nad terénem	47,2 m
délka koruny hráze	469,7 m
výkon vodní elektrárny	18 kW; 2,1 MW, 834 kW

Měděnec je zásobován vodou ze štoly Boží tělo v Kremmülle pod Měděncem. Tato štola slouží k odvodnění dolů ve vrchu Mědník a na Měděnci [19].

V Perštejně je zdrojem pitné vody průzkumová štola, která vznikla při snaze o obnovení důlní činnosti v obci [20].

Na konci 19. století byl objeven Klášterecký pramen. Jedná se o studenou perličí vodu [21]. Pramen vyvěrá z hloubky 120 m a jeho vydatnost je 7 -9 l za min. Voda patří mezi slabě mineralizované hydrogenuhličitanové kyselky. Obsahuje větší množství fluoridů, je hypotonická [22].

Mapa rozmístění jednotlivých zdrojů vzorků je v příloze 2 této práce.

3.2 Statistické zpracování výsledků

Výsledky analytických stanovení bývají zatíženy náhodnými chybami, dále se mohou objevit chyby hrubé a systematické. Výsledek zatížený hrubou chybou se projeví jako odlehlý výsledek a můžeme jej odhalit pomocí Deanova a Dixonova testu. Výsledky

měření se srovnají dle velikosti od nejnižšího po nejvyšší, poté se vypočte R (rozpětí výsledků, které je rovno rozdílu nejvyššího nejnižšího výsledku [12]:

Rovnice 52: Výpočet rozpětí hodnot R

$$R = x_{max} - x_{min}.$$

Dále se určí kritérium Q_1 dle vzorce, kde x jsou výsledky:

Rovnice 53: Výpočet kritéria Q_1

$$Q_1 = \frac{x_2 - x_1}{R}$$

a kritérium Q_n , kde n značí nejvyšší výsledek. Hodnoty kritérií se pak porovnají s tabulkovými hodnotami Q pro daný počet výsledků (viz tabulka 9). Je-li výsledek vyšší než tabulková hodnota, daný výsledek se vyloučí jako odlehlý a další zpracování probíhá bez něj [12].

Tabulka 9: Hodnoty k_n , K_n a Q_n pro dva a tři výsledky

počet výsledků n	k_n	K_n	Q_n
2	0,886	6,40	0,941
3	0,591	1,30	0,765

Při dalším zpracování je potřeba určit střední hodnotu \tilde{x} , protože se pracuje s malým souborem dat, je potřeba tuto hodnotu určit jako medián. Při lichém počtu výsledků je medián prostřední výsledek. Je-li počet výsledků sudý, vypočte se medián jako aritmetický průměr prostředních hodnot [12].

Směrodatná odchylka se pro malé soubory odhadne pomocí rozpětí hodnot R a koeficientu k_n , který je pro daný počet výsledků dán [12].

Rovnice 54: Výpočet směrodatné odchylky s

$$s = k_n \cdot R.$$

Relativní směrodatná odchylka se vypočte podle vzorce (vyjádříme ji v procentech):

Rovnice 55: Výpočet relativní směrodatné odchylky s_r

$$s_r = \frac{s}{\tilde{x}}$$

Ve výsledku je dále uvedena mez opakovatelnosti $L_{1,2}$, jež se vypočte jako součin koeficientu K_n , jenž je daný pro počet měření, a rozpětím hodnot R [12].

Rovnice 56: Výpočet meze opakovatelnosti $L_{1,2}$

$$L_{1,2} = K_n \cdot R$$

Výsledek měření je pak uveden ve tvaru $\tilde{x} \pm L_{1,2} (s_r \%)$ [12].

3.3 Chelatometrické stanovení tvrdosti vody

Reagencie:

- 0,02M odměrný roztok chelatonu
- Schwarzenbachův pufr o pH = 10 (směs NH₄Cl a NH₄OH)
- eriochromčern T

Postup:

Vzorky pitné vody byly odebrány do skleněných lahví s kovovým uzávěrem, kdy byla každá lahev několikrát vypláchnuta odebíranou vodou. Vzorky byly přes noc uchovány v chladničce a druhý den zpracovány.

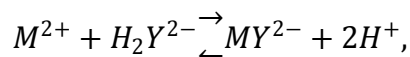
Do titrační baňky bylo odpipetováno 50 ml vzorku, ke kterému bylo přidáno 5 ml (přesně) Swarzenbachova pufru a na špičku lžičky eriochromčerně T. Následně byl vzorek titrován chelatonem z vínové barvy do modré. Titrace byla provedena dvakrát.

Výpočty a výsledky:

- Výpočet obsahu vápníku a hořčíku dohromady

$$c_{t\check{c}} = 0,02M; V_{vz} = 50 \text{ ml};$$

Reakce probíhá podle rovnice 10



z toho plyne, že jeden mol vápníku nebo hořčíku reaguje s jedním molem chelatonu, výpočet byl tedy proveden podle vzorce

$$c_{Ca,Mg} = \frac{c_{t\check{c}} \cdot V_{t\check{c}}}{V_{vz}}.$$

Výsledky byly spočteny dosazením spotřeb pro jednotlivá měření do toho vztahu. Statistické zpracování bylo provedeno podle kapitoly 3.2. Výsledky jsou uvedeny v tabulce 10.

- Tvrdost vody v německých stupních °N

1 mmol.l⁻¹ Ca a Mg je roven 5,6 °N, přepočten byl tedy proveden podle vztahu

$$c_{Ca,Mg} \cdot 5,6 = °N.$$

Výsledky jsou uvedeny v tabulce 10.

Tabulka 10: Výsledky stanovení tvrdosti vody, spotřeby titračního činidla, koncentrace Ca a Mg v mmol.l⁻¹ a tvrdost vody v °N

zdroj/měření	spotřeba (ml)		Ca + Mg (mmol.l ⁻¹)			tvrdost vody (°N)	
	1	2	1	2	výsledek	1	2
Jirkov	2,35	2,40	0,94	0,96	0,95±0,128 (18,65%)	5,26	5,38
Chomutov	2,50	2,45	1,00	0,98	0,99±0,128 (17,90%)	5,60	5,49
Klášterec nad Ohří	2,50	2,45	1,00	0,98	0,99±0,128 (17,90%)	5,60	5,49
Měděnec	2,40	2,45	0,96	0,98	0,97±0,128 (18,27%)	5,38	5,49
Perštejn	2,40	2,35	0,96	0,94	0,95±0,128 (18,65%)	5,38	5,26
Alšovka	6,10	6,15	2,44	2,46	2,45±0,128 (7,23%)	13,66	13,78
Klášterecký pramen	14,45	14,50	5,78	5,80	5,79±0,128 (3,06%)	32,37	32,48

Závěr:

Veškeré číselné výsledky stanovení jsou přehledně uvedeny v tabulce 10. Při srovnání výsledků s dostupnými výsledky kontrol přímo na jednotlivých úpravných pitných vod (ÚV III mlýn – Chomutov, ÚV Hradiště – Klášterec nad Ohří) se hodnota tvrdosti vody v Klášterci liší jen mírně (je v rámci chyby). Hodnota naměřená mnou v Chomutově je ale vyšší. To může být způsobeno tím, že test je proveden přímo na ÚV a vzorky pro můj test byly odebírány v domácnostech. Do domácností může být dodávána voda, která je směsí z několika úpraven.

Voda v Jirkově, Chomutově, Klášterci, Měděnci i Perštejně spadá do kategorie měkká voda. Voda na Alšovce je na hranici vody tvrdé a Klášterecký pramen je podle předpokladu vodou tvrdou. Výsledky korespondují s tím, že vody povrchové patří obecně k měkkým vodám a vody podzemní mají vyšší obsah vápníku a hořčíku.

Zpracováno dle: [6], [7], [9], [12]

3.4 Chelatometrické stanovení vápníku a hořčíku

Reagencie:

- 0,02M odměrný roztok chelatonu
- 1M NaOH
- Murexid (směs s NaCl v poměru 1:1)

Postup:

Pro stanovení byly použity stejné vzorky jako v kapitole 4.3.

Do titrační baňky bylo odpipetováno 50 ml vzorku a k němu pipetou přidáno 5 ml 1M hydroxidu sodného, jenž byl připraven ze 4 g NaOH a 100 ml destilované vody. Dále bylo přidáno malé množství murexidu, kterým se roztok zbarvil do žluto-oranžova. Vzorek byl titrován odměrným činidlem do fialového zbarvení indikátoru. Titrace byla provedena dvakrát.

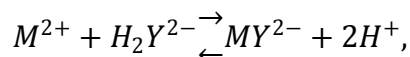
Z výsledků stanovení byl určen obsah vápenatých iontů a tyto výsledky spolu s výsledky stanovení tvrdosti vody byly použity pro výpočet obsahu hořčíku ve vzorku.

Výpočty a výsledky:

- Výpočet obsahu vápníku v mmol.l^{-1} a mg.l^{-1}

$$c_{t\check{c}} = 0,02\text{M}; V_{vz} = 50 \text{ ml}; M_r(\text{Ca}) = 40,08$$

Reakce probíhá podle rovnice 10



z toho plyne, že jeden mol vápníku reaguje s jedním molem chelatonu. Výpočet byl tedy proveden podle vzorce

$$c_{Ca} = \frac{c_{t\check{c}} \cdot V_{t\check{c}}}{V_{vz}}.$$

Výsledky byly spočteny dosazením spotřeb pro jednotlivá měření do toho vztahu.

Výsledky jsou uvedeny v tabulce 11.

Pro výpočet obsahu vápníku v mg.l^{-1} byl použit vztah

$$c_{Ca} \cdot M_r(\text{Ca}) = mg \cdot l^{-1}.$$

Výsledky jsou uvedeny v tabulce 11, statistické zpracování proběhlo podle kapitoly 4.2.

- Výpočet obsahu hořčíku v mmol.l^{-1} a mg.l^{-1}

$$M_r(\text{Mg}) = 24,32$$

Obsah hořčíku se určí jako rozdíl hodnoty celkové tvrdosti vody v mmol.l^{-1} a obsahu vápníku v mmol.l^{-1} .

$$c_{Mg} = c_{Ca,Mg} - c_{Ca}$$

Dosazením hodnot z kapitoly 3.3 a výsledků stanovení vápníku byly vypočteny hodnoty, které jsou uvedeny v tabulce 11.

Pro výpočet obsahu hořčíku v mg.l^{-1} byl použit vztah

$$c_{Mg} \cdot M_r(\text{Mg}) = mg \cdot l^{-1}$$

Výsledky jsou uvedeny v tabulce 11, statistické zpracování proběhlo podle kapitoly 3.2.

Tabulka 11: Výsledky stanovení obsahu vápníku a hořčíku v mmol.l⁻¹ a mg.l⁻¹

zdroj měření	spotřeba (ml)		Ca (mmol.l ⁻¹)		Mg (mmol.l ⁻¹)		Ca (mg.l ⁻¹)			Mg (mg.l ⁻¹)		
	1	2	1	2	1	2	1	2	výsledek	1	2	výsledek
Jirkov	1,75	1,70	0,70	0,68	0,24	0,28	28,06	27,25	27,66±5,184 (2,60%)	5,84	6,81	6,33±6,208 (13,60%)
Chomutov	1,95	2,00	0,78	0,80	0,22	0,18	31,26	32,06	31,66±5,120 (5,12%)	5,35	4,38	4,87±6,208 (17,65%)
Klášterec nad Ohří	2,15	2,20	0,86	0,88	0,14	0,10	34,47	35,27	34,87±5,120 (2,03%)	3,40	2,43	2,92±6,208 (29,43%)
Měděnec	1,60	1,55	0,64	0,62	0,32	0,36	25,65	24,85	25,25±5,120 (2,81%)	7,78	8,76	8,27±6,272 (10,50%)
Perštejn	1,45	1,50	0,58	0,60	0,38	0,34	23,25	24,05	23,65±5,120 (3,00%)	9,24	8,27	8,76±6,208 (9,81%)
Alšovka	3,90	3,85	1,56	1,54	0,88	0,92	62,52	61,72	62,12±5,120 (1,14%)	21,40	22,37	21,90±6,208 (0,39%)
Klášterecký pramen	9,95	9,90	3,98	3,96	1,80	1,84	159,52	158,72	159,12±5,120 (0,45%)	43,78	44,75	44,30±6,208 (1,94%)

Závěr:

Veškeré číselné výsledky stanovení jsou přehledně uvedeny v tabulce 11. Pro srovnání uvádím v příloze 2 výsledky analýzy na ÚV Severočeských vodovodů a kanalizací. Opět je velká odchylka u naměřených hodnot na ÚV Hradiště – Chomutov, ale jak již bylo napsáno, může se jednat o směs vody z různých úpraven.

Ve výsledcích je možné vysledovat zajímavý rozdíl poměrů vápníku a hořčíku. Zatímco ve vodách povrchových (Jirkov, Chomutov a Měděnec) je vápníku mnohem více (Jirkov 3,7x; Chomutov 5,5x; Klášterec 10,1x), ve vodách podzemních je poměr mnohem menší (Měděnec – důlní voda 2,6x; Perštejn – důlní voda 2,3x; Alšovka – studna 2,4x).

Zpracováno dle: [6], [7], [9], [12]

3.5 Stanovení tvrdosti vody mýdlovým roztokem

Reagencie:

- ethanol (bioléh)
- prací mýdlo (Jelen)
- destilovaná voda

Postup:

Na přípravu odměrného roztoku bylo mýdlo nastrouháno, následně bylo odváženo 10 g mýdlových hoblinek a ty byly přidány do 160 g kolihu. Tato směs byla 5 minut povařena a následně dolita 100 ml destilované vody. Vzhledem k pozůstatkům nerozpuštěného mýdla byla směs ještě přefiltrována.

Ke stanovení byly podle výsledků předchozího stanovení tvrdosti vody vybrány vzorky s velkým rozdílem tvrdosti (Klášterec, Alšovka a Klášterecký pramen). Od každého vzorku bylo odměrným válcem odměřeno 100 ml a přelito do skleněné lahvičky se zábrusem. Do lahvičky byl postupně přidáván titrační roztok a následně bylo se směsí intenzivně třepáno několik minut. Došlo-li ke vzniku pěny, byla lahvička odzátkována a proběhla sluchová kontrola. Praskala-li pěna, bylo přidáno další množství mýdlového roztoku a postup byl opakován do doby, než se vytvořila stabilní pěna ve výšce asi 1 cm, která vydržela po dobu 5 minut. Postup byl na každém vzorku opakován dvakrát.

Výsledky:

Tabulka 12: Výsledky stanovení tvrdosti vody mýdlovým roztokem

zdroj/měření	spotřeba (ml)	
	1	2
Klášterec nad Ohří	3,5	3,7
Alšovka	7,2	7,1
Klášterecký pramen	14,5	14,3

Závěr:

Tato metoda má v tomto provedení pouze srovnávací charakter. Spotřeby činidel ale odpovídají hodnotám naměřeným v kapitole 4.3, kdy je voda na Alšovce zhruba dvakrát tvrdší než v Klášterci a Klášterecký pramen má tvrdost více jak dvakrát vyšší než voda na Alšovce.

Zpracováno dle: [2], [9]

3.6 Stanovení ZNK

Reagencie:

- 0,1M odměrný roztok NaOH
- pevná kyselina šťavelová jako standard $(\text{COOH})_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$
- 20% roztok chloridu vápenatého
- methyloranž (0,05 g rozpustit v 100 ml destilované vody)
- fenolftalein (5g fenolftaleinu rozpustit v 50 ml ethanolu a 50 ml destilované vody)

Postup:

Vzorky byly odebrány do skleněné lahve s kovovým uzávěrem. Lahve byly několikrát vypláchnuty odebíranou vodou a poté byl odebrán vzorek tak, že voda přetekla a lahev byla uzavřena. Vzorky byly zpracovány do několika hodin.

Pro přípravu titračního činidla byl použit nasycený roztok hydroxidu sodného, jenž byl připraven z 31,25 g NaOH a 40 ml destilované vody. Tento roztok byl nechán 2 dny stát. Pro přípravu odměrného činidla bylo odpipetováno 3,3 ml tohoto roztoku a doplněno bylo 500 ml vody. Následně bylo činidlo standardizováno na dihydrát kyseliny šťavelové, jejíž navážka činila 0,2521 g. Navážka byla kvantitativně převedena do titrační baňky a rozpuštěna v 100 ml destilované vody. K roztoku byla jako indikátor přidána methyloranž. Titrace byla provedena z červené do oranžové barvy. Před bodem ekvivalence bylo přidáno 10 ml 20% roztoku chloridu vápenatého (20 g CaCl_2 a 80 ml destilované vody). Celý postup byl proveden třikrát. Z naměřených hodnot byl určen faktor f titračního roztoku.

Vlastní titrace vzorků byla prováděna na fenolftalein jako indikátor do růžového zbarvení. Vždy bylo odměřeno 100 ml vzorku opatrným přelitím do odměrného válce tak, aby nedošlo k uvolnění oxidu uhličitého). Toto množství bylo odlito do titrační baňky a k němu bylo přidáno pár kapek fenolftaleinu. Každá titrace byla provedena třikrát. Z výsledků byla spočítána zásadová neutralizační kapacita.

Výpočty a výsledky:

- Odměrný roztok
 $c_{\text{tč}} = 0,1\text{M}$; $c_{\text{nr}} = 15 \text{ mol.l}^{-1}$; $V_{\text{tč}} = 0,5 \text{ l}$;
nasycený roztok NaOH

625 g 800 ml H_2O

x g 40 ml H_2O

$$x = \frac{625 \cdot 40}{800} = 31,25 \text{ g}$$

Pro přípravu 40 ml nasycené roztoku NaOH bylo naváženo 31,25 g hydroxidu sodného.

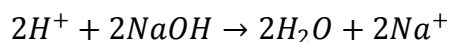
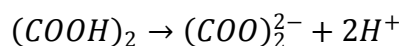
$$c = \frac{n}{V}; n = c \cdot V; V = \frac{n}{c}$$

$$n_{t\check{c}} = c_{t\check{c}} \cdot V_{t\check{c}} = 0,1 \cdot 0,5 = 0,05 \text{ mol}; V_{nr} = \frac{0,05}{15} = 3,3 \text{ ml}$$

K přípravě 0,5 l odměrného činidla je třeba použít 3,3 ml nasyceného roztoku NaOH.

- Navážka dihydrátu kyseliny šťavelové pro standardizaci

$$V_{t\check{c}} = 40 \text{ ml}; c_{t\check{c}} = 0,1 \text{ M}; M_r((\text{COOH})_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = 126,07$$



Z této rovnice vyplývá, že jeden mol kyseliny šťavelové reaguje se 2 moly hydroxidu sodného

$$n_{t\check{c}} = c \cdot V = 0,04 \cdot 0,1 = 0,004 \text{ mol}$$

$$1 \text{ mol } (\text{COOH})_2 \dots \dots \dots 2 \text{ mol NaOH}$$

$$0,02 \text{ mol } (\text{COOH})_2 \dots \dots \dots 0,004 \text{ mol NaOH}$$

$$m = n \cdot M = 0,002 \cdot 126,07 = 0,2521 \text{ g}$$

Navážka dihydrátu kyseliny šťavelové činila 0,2521 g.

- Standardizace odměrného roztoku

$$c_p = \frac{2 \cdot \frac{m_{k\check{s}}}{M_{k\check{s}}}}{V_{sp}}; f = \frac{c_p}{0,1}$$

Dosazením do těchto vztahů byly získány hodnoty uvedené v tabulce 13.

Tabulka 13: Navážka dihydrátu kyseliny šťavelové, spotřeba titračního činidla, přesná koncentrace a faktor f

měření	navážka (g)	spotřeba (ml)	c (mol.l ⁻¹)	f
1	0,2520	44,6	0,08963630	0,8963630
2	0,2520	44,5	0,08983773	0,8983773
3	0,2521	44,7	0,08947126	0,8947126

- Výpočet ZNK_{8,3}; V_{vz} = 100 ml

$$\text{ZNK}_{8,3} = \frac{V_{t\check{c}} \cdot c_{t\check{c}} \cdot f \cdot 1000}{V_{vz}} \text{ mmol} \cdot \text{l}^{-1}$$

Jednotlivé hodnoty $ZNK_{8,3}$ byly vypočteny dosazením zjištěných spotřeb titračního činidla. Hodnoty jsou uvedeny v tabulce 14. Statistické zpracování bylo provedeno dle postupu v kapitole 3.2, jeho výsledky jsou taktéž uvedeny v tabulce 14.

Tabulka 14: Dílčí a celkové výsledky stanovení $ZNK_{8,3}$, spotřeby titračního činidla

zdroj/ měření	spotřeba (ml)			ZNK (mmol.l ⁻¹)			
	1	2	3	1	2	3	výsledek
Jirkov	0,2	0,2	0,2	0,1790	0,1790	0,1790	0,1790±0 (0%)
Chomutov	0,4	0,3	0,4	0,3580	0,2685	0,3580	0,3580±0 (0%)
Kláštorec nad Ohří	0,3	0,4	0,2	0,2685	0,3580	0,1790	0,2238±0,5728 (35,44%)
Měděnec	0,8	0,7	0,7	0,7160	0,6265	0,6265	0,6265±0 (0%)
Perštejn	0,2	0,4	0,3	0,1790	0,3580	0,2685	0,2238±0,5728 (35,44%)
Alšovka	1,5	1,5	1,4	1,3425	1,3425	1,2530	1,3425±0 (0%)
Klášterecký pramen	41,3	41,1	41,3	36,9635	36,7845	39,9635	36,9635±0 (0%)

Závěr:

Výsledky jsou uvedeny v tabulce 14. Podle předpokladu měl nejvyšší ZNK Klášterecký pramen, který patří mezi kyselky a obsahuje velké množství oxidu uhličitého.

Zpracováno dle: [7], [6], [9], [12], [2]

3.7 Stanovení KNK

Reagencie:

- 0,1M HCl
- tetraboritan sodný jako standard
- methylerveň (0,05 g rozpustit v 100 ml destilované vody)
- methyloranž (0,05 g rozpustit v 100 ml destilované vody)

Postup:

Vzorky byly odebrány do skleněné lahve s kovovým uzávěrem. Lahve byly několikrát vypláchnuty odebíranou vodou a poté byl odebrán vzorek tak, že voda přetekla a lahev byla uzavřena. Vzorky byly zpracovány do několika hodin.

Odměrný roztok kyseliny chlorovodíkové o koncentraci 0,1 mol.l⁻¹ byl připraven z 35% kyseliny chlorovodíkové, ze kterého bylo odpipetováno 4,4 ml, a přidáno k 500 ml destilované vody. Tento roztok byl standardizován na tetraboritan sodný. Navážka

tetraboritou činila 0,7629 g. Toto množství bylo kvantitativně převedeno do titrační baňky a bylo k němu přidáno 100 ml vody a pár kapek methylčerveně. Titrace byla provedena ze žluté na červené zbarvení indikátoru. Celý postup byl opakován třikrát. Z výsledků byl vypočten faktor f titračního činidla.

Dále bylo odměřeno odměrným válcem 100 ml vzorku, ke kterému byla přidána methyloranž jako indikátor. Vzorek byl titrován ze žluté do cibulové barvy. Ke každému vzorku byly provedeny tři titrace a z naměřených hodnot byla vypočtena kyselinová neutralizační kapacita vody ve vzorku.

Výpočty a výsledky:

- Odměrný roztok

35% roztok HCl; $\rho_{\text{HCl}} = 1,180 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$; $V_{\text{tč}} = 0,5 \text{ l}$; $c_{\text{tč}} = 0,1\text{M}$; $M_r(\text{HCl}) = 36,47$

$$c = \frac{n}{V}; n = c \cdot V; m = n \cdot M$$

$$n_{\text{tč}} = 0,5 \cdot 0,1 = 0,05 \text{ mol}; m = 0,05 \cdot 36,47 = 1,8235 \text{ g}$$

$$100\text{g} \dots \dots \dots 35\text{g}$$

$$x\text{g} \dots \dots \dots 1,8235 \text{ g}$$

$$x = \frac{100 \cdot 1,8235}{35} = 5,21 \text{ g}$$

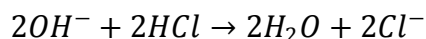
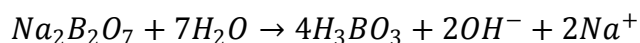
$$\rho = \frac{m}{V}; V = \frac{m}{\rho}$$

$$V_{35\% \text{HCl}} = \frac{5,21}{1,180} = 4,41 \text{ ml}$$

Pro přípravu titračního roztoku kyseliny chlorovodíkové o koncentraci 0,1M je potřeba 4,41 ml 35% roztoku HCl.

- Navážka tetraboritanu sodného pro standardizaci

$V_{\text{tč}} = 40 \text{ ml}$; $c_{\text{tč}} = 0,1\text{M}$; $M_r(\text{Na}_2\text{B}_2\text{O}_7) = 381,43$



Z této rovnice vyplývá, že jeden mol tetraboritanu sodného reaguje se 2 moly kyseliny chlorovodíkové.

$$n_{\text{tč}} = c \cdot V = 0,04 \cdot 0,1 = 0,004 \text{ mol}$$

$$1 \text{ mol Na}_2\text{B}_2\text{O}_7 \dots \dots \dots 2 \text{ mol HCl}$$

$$0,02 \text{ mol Na}_2\text{B}_2\text{O}_7 \dots \dots \dots 0,004 \text{ mol HCl}$$

$$m = n \cdot M = 0,002 \cdot 381,43 = 0,7629 \text{ g}$$

Navážka tetraboritanu sodného činila 0,7629 g.

- Standardizace odměrného roztoku

$$c_p = \frac{2 \cdot \frac{m_{TB}}{M_{TB}}}{V_{sp}}; f = \frac{c_p}{0,1}$$

Dosazením do těchto vztahů byly získány hodnoty uvedené v tabulce 15.

Tabulka 15: Navážka tetraboritanu sodného, spotřeba titračního činidla, přesná koncentrace a faktor f

měření	navážka (g)	spotřeba (ml)	c (mol.l ⁻¹)	f
1	0,7630	55,7	0,071826464	0,71826464
2	0,7629	55,6	0,071946218	0,71946218
3	0,7630	55,7	0,071826464	0,71826464

Celkový faktor f byl určen jako aritmetický průměr výsledků

$$f = 0,7387$$

- Výpočet KNK_{4,5}; V_{vz} = 100 ml

$$KNK_{4,5} = \frac{V_{tč} \cdot c_{tč} \cdot f \cdot 1000}{V_{vz}} \text{ mmol} \cdot \text{l}^{-1}$$

Jednotlivé hodnoty KNK_{4,5} byly vypočteny dosazením zjištěných spotřeb titračního činidla. Hodnoty jsou uvedeny v tabulce 16. Statistické zpracování bylo provedeno dle postupu v kapitole 3.2, jeho výsledky jsou taktéž uvedeny v tabulce 16.

Tabulka 16: Dílčí a celkové výsledky stanovení KNK_{4,5}, spotřeby titračního činidla

zdroj/ měření	spotřeba (ml)			KNK (mmol.l ⁻¹)			výsledky
	1	2	3	1	2	3	
Jirkov	1,20	1,20	1,20	0,88644	0,88644	0,88644	0,88644±0 (0%)
Chomutov	1,40	1,40	1,40	1,03418	1,03418	1,03418	1,03418±0 (0%)
Kláštorec nad Ohří	1,40	1,40	1,50	0,03418	1,03418	1,10805	1,03418±0 (0%)
Měděnec	0,90	0,90	1,00	0,66483	0,66483	0,73870	0,66483±0 (0%)
Perštejn	2,10	2,00	2,00	1,55127	1,47740	1,47740	1,4774±0 (0%)
Alšovka	0,40	0,30	0,30	0,29548	0,22161	0,22161	0,22161±0 (0%)
Kláštorecký pramen	45,20	45,40	45,30	33,38924	33,53698	33,46311	33,46311±0,1921 (0,26%)

Závěr:

Výsledky jsou uvedeny v tabulce 16. Opět se objevila nejvyšší hodnota KNK u klášterského pramene, což je způsobeno vysokým obsahem oxidu uhličitého ve vodě.

Zpracováno dle: [2], [6], [7], [9], [12]

3.8 Spektrometrické stanovení železa

Reagencie:

- roztok HCl 1:1
- roztok fenantrolinu (0,12 g rozpustit ve 100 ml destilované vody)
- roztok hydroxylaminu (10 g rozpustit ve 100 ml destilované vody)
- roztok HCl 1:9
- koncentrovaný amoniak
- standardní roztok (0,0736 FeSO₄ (NH₄)₂ SO₄, 3 ml destilované vody, 0,5 ml koncentrované H₂SO₄ a doplnit destilovanou vodou na 100 ml)

Teoretické základy úlohy:

Spektrometrie je metoda kvantitativní analýzy nejrůznějších anorganických i organických látek [12]. Tato metoda je založena na interakci atomů a molekul s elektromagnetickým zářením [5]. Je-li oblast elektromagnetického záření v rozmezí vlnových délek 200-750 nm, jedná se tak zvanou UV-Vis spektrometrii. Vlnové délky 200-400 nm jsou blízké ultrafialovému záření, zkratka z anglického ultraviolet UV, vlnové délky v rozmezí 400-750 nm pak tvoří viditelnou oblast světla (visible – Vis). Roztoky, jež absorbují světlo ve viditelné oblasti, se jeví jako barevné. Barva, kterou vnímáme je komplementární, nebo-li doplňková, k barvě světla, kterou látka pohltila (viz tabulka 17) [23].

Tabulka 17: Pohlcená a doplňková barva roztoků [23]

vlnová délka (nm)	pohlcená brva	doplňková barva
400-435	fialová	žlutozelená
435-480	modrá	žlutá
480-490	zelenomodrá	oranžová
490-500	modrozelená	červená
500-560	zelená	purpurová
560-580	žlutozelená	fialová
580-595	žlutá	modrá
595-610	oranžová	zelenomodrá
610-750	červená	mdrozelená

Není-li stanovovaná látka barevná, nechá se reagovat s činidly, jež obsahují chromofory (=C=O, =C=S, -N=N, -N=O), se kterými vytvoří barevné komplexy [5].

Pokud částice absorbuje energii elektromagnetického záření, dojde k přechodu ze základního stavu částice do elektronově excitovaného stavu [23]. Částice mohou

absorbovat pouze určitá kvanta energie, která se rovnají rozdílu energetických hladin mezi základním (E_1) a excitovaným (E_2) stavem[5]:

Rovnice 57: Energie přijatá částicí při přechodu do excitovaného stavu (1)

$$\Delta E = E_1 - E_2$$

Tato energie se dá spočítat ze vztahu, ve kterém je h Planckova konstanta, γ frekvence záření, ν vlnčet, λ vlnová délka, ε energie fotonu a c je rychlost záření [5]:

Rovnice 58: Energie přijatá částicí při přechodu do excitovaného stavu (2)

$$\Delta E = E_2 - E_1 = \varepsilon = h \cdot \gamma = h \cdot c \cdot \frac{1}{\lambda} = \frac{h \cdot c}{\lambda}$$

Elektronová struktura částice se tedy odráží v UV-Vis absorpčním spektru látky. Toto spektrum je složeno z jednotlivých pásů. Každý pás odpovídá jednomu přechodu elektronu do excitovaného stavu, tyto pásy se mohou vzájemně překrývat [23].

Prochází-li záření roztokem, je původní zářivý tok Φ zeslaben o absorpci rozpouštědlem a rozpuštěnou látkou, a odrazem a rozptylem [5]. Veličina, která udává poměr mezi vstupním prošlým zářivým tokem, se nazývá transmittance (T):

Rovnice 59: Definice transmittance

$$T = \frac{\Phi}{\Phi_0} \%$$

kde Φ je prošlé světlo a Φ_0 je vstupní zářivý tok[5], [23].

Častěji využívaná veličina je absorbance A. Vztah mezi absorbancí a transmittancí je dán rovnicí:

Rovnice 60: Vztah mezi absorbancí a transmittancí

$$a = -\log T = -\log \frac{\Phi}{\Phi_0} = \log \frac{\Phi_0}{\Phi}$$

K výpočtu lze také použít vztah, který udává závislost absorbance na koncentraci rozpouštěné látky [5], [23]. Tento vztah je nazýván Bouguerovým – Lambertovým – Beerovým zákonem, častěji se používá název Lambertův – Beerův zákon. Lze ho vyjádřit rovnicí:

Rovnice 61: Lambertův – Beerův zákon

$$A = \varepsilon \cdot c \cdot l$$

V této rovnici je A absorbance, c je koncentrace v mol.l^{-1} , l je délka kyvety v cm a ε je molární absorpční koeficient ($\text{dm}^3 \cdot \text{cm}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$). Molární absorpční koeficient je závislý na mnoha faktorech jako je teplota, vlnová délka a povaha látky [5].

Z tohoto důvodu se pro měření používá metoda kalibrační křivky. Ta je založená na předpokladu, že absorbance je přímo úměrná koncentraci látky v roztoku (závislost vyplývá z Lambertova – Beerova zákona). Pro přímou úměru lze použít rovnici přímky:

Rovnice 62: Rovnice kalibrační přímky závislosti absorbance A na koncentraci c

$$A = a + b \cdot c$$

Pro určení kalibrační křivky se použije proměření několika standardních roztoků o známé koncentraci a zbývající hodnoty a, b se určí buď statisticky, nebo graficky [5].

Postup:

Vzorky byly odebrány do skleněných lahví s kovovým uzávěrem. Lahve byly několikrát vypláchnuty odebíranou vodou a do odebraného vzorku bylo pipetou přidáno 20 ml roztoku kyseliny chlorovodíkové, a to 1:1 kvůli konzervaci vzorku.

Podle tabulky 18 byly do 50ml odměrných baněk připraveny standardní roztoky, které byly ponechány 20 minut odstát. Jako slepý vzorek byla použita destilovaná voda. U standardního roztoku 5 bylo proměřeno celé spektrum a na základě grafu 1 byla pro měření vybrána vlnová délka 500 nm, kdy byla absorbance nejvyšší. Dále byly proměřeny absorbance všech standardních roztoků. Z naměřených hodnot byla sestavena kalibrační křivka (viz graf 2).

Ze vzorku bylo odpipetováno 50 ml a k nim byla přidána reakční činidla podle tabulky 19. Vzorky byly ponechány 20 min stát a následně byla proměřena jejich absorbance při 500 nm. Naměřené hodnoty byly použity k výpočtu koncentrace železa ve vodě.

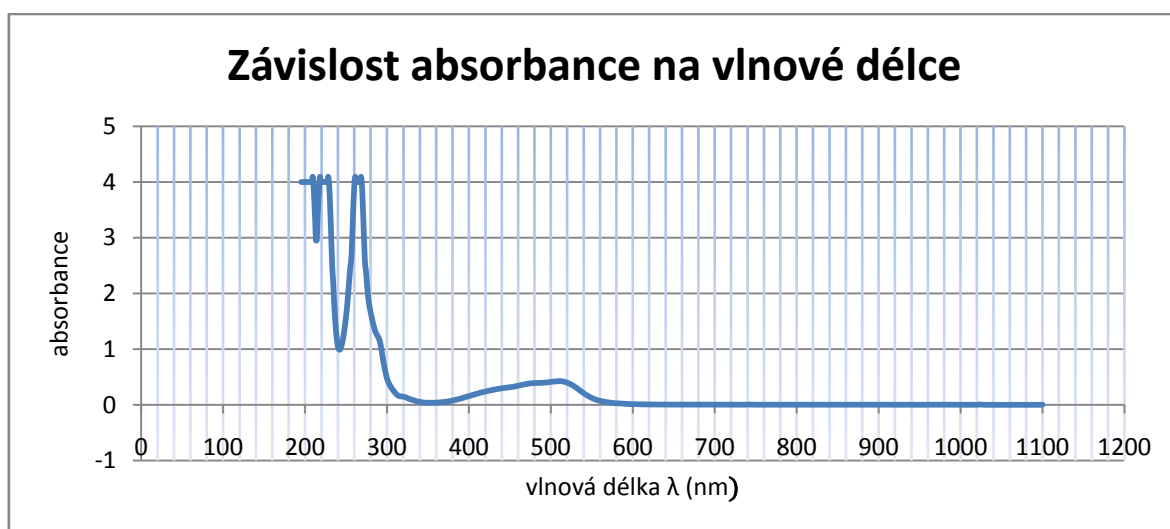
Výpočty a výsledky:

Tabulka 18: Příprava standardních roztoků – přídavky jednotlivých činidel

číslo	standard (ml)	HCl 1:9 (ml)	NH ₂ OH (ml)	fenantrolin (ml)	amoniak (ml)	koncentrace (mg.l ⁻¹)
1	10	1	1	2	0,5	20
2	7	1	1	2	0,5	14
3	5	1	1	2	0,5	10
4	3	1	1	2	0,5	6
5	1	1	1	2	0,5	2
0	0	1	1	2	0,5	0

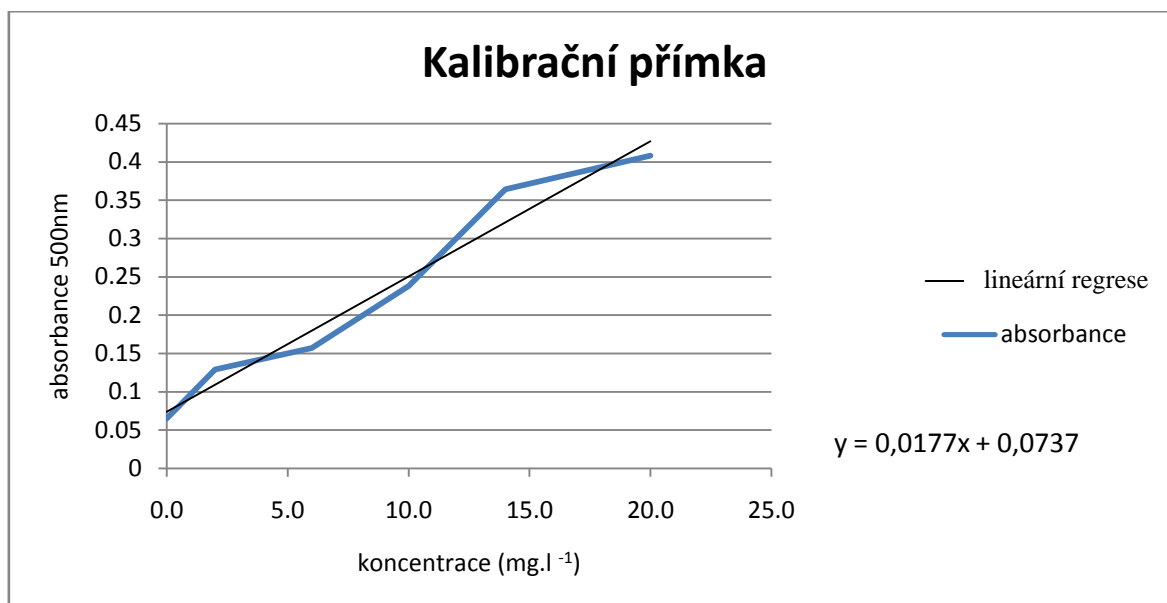
Tabulka 19: Příprava vzorků pro měření- přidavky jednotlivých činidel

zdroj	objem vzorku (ml)	HCl 1:9 (ml)	NH ₂ OH (ml)	fenantrolin (ml)	amoniak (ml)
Jirkov	50	1	1	2	0,5
Chomutov	50	1	1	2	0,5
Kláštorec nad Ohří	50	1	1	2	0,5
Měděnec	50	1	1	2	0,5
Perštejn	50	1	1	2	0,5
Alšovka	50	1	1	2	0,5
Klášterecký pramen	50	1	1	2	0,5

Graf 1: Závislost absorpance na vlnové délce**Tabulka 20:** Absorbance jednotlivých standardů

standard	1	2	3	4	5	6
koncentrace Fe (mg.l ⁻¹)	20,0	14,0	10,0	6,0	2,0	0,0
absorbance	0,408	0,364	0,238	0,157	0,129	0,065

Graf 2: Kalibrační křivka



Z grafu pro kalibrační křivku vyplývá vztah pro absorbanzi:

$$A = 0,0177c + 0,0737,$$

z něhož odvodíme vztah pro výpočet koncentrace vzorků:

$$c = \frac{A - 0,0737}{0,0177},$$

do tohoto vzorce byly postupně dosazeny naměřené hodnoty, které jsou uvedeny v tabulce 21, a vypočteny hodnoty koncentrací Fe ve vzorku. Výsledky jsou též uvedeny v tabulce 21.

Tabulka 21: Naměřené absorbanze vzorků a výsledné koncentrace Fe

zdroj	absorbance	koncentrace Fe (mg.l ⁻¹)
Jirkov	0,003	neprůkazná
Chomutov	0,025	neprůkazná
Klášterec nad Ohří	0,053	neprůkazná
Měděnec	0,002	neprůkazná
Perštejn	0,001	neprůkazná
Alšovka	-0,001	neprůkazná
Klášterecký pramen	0,384	17,53107345

Závěr:

Z naměřených hodnot absorbanze je možné odvodit, že železo se ve vzorcích Jirkov, Chomutov, Kláštec, Měděnec nachází, jeho obsah je ale tak malý, že se ho touto metodou nepodařilo stanovit číselně.

Zpracováno dle: [9], [12]

3.9 Stanovení parametrů vody pomocí školní sady Aquanal (Conatex)

Reagencie:

- sada Aquanal-plus analýza vod

Teoretický základ

Sada Aquanal je připravena pro analýzu vzorků vody přímo v terénu při odběru vody. Její součástí je šest testů na látky rozpuštěné ve vodě. Jsou to amoniakální dusík, dusitany, dusičnany, fosforečnany, pH a celková tvrdost vody. Pro jednoduchost jsou testy a reakční činidla barevně odlišeny a návod je velmi názorný. Vyhodnocení testů probíhá podle přiložené barevné stupnice.

Tuto sadu lze použít i ve výuce chemie v osmém ročníku základní školy, kdy není třeba dopodrobna rozebírat chemismus jednotlivých testů. Lze jej s výhodou použít i při výuce přírodopisu nebo jej zahrnout do projektového vyučování s provázaností chemie a přírodopisu. Fotografie testu je přiložena k práci jako příloha 5.

Test na amoniakální dusík

Reagencie:

- R1 hydroxid sodný, dihydrát vinanu sodného
- R2 chlorid sodný, síran sodný, sodná sůl kyseliny trichlorisokyanurové
- R3 tymol, polyethylenglykol 300, nitroprusid sodný

Princip důkazu je založen na reakci amoniaku s chlorem za vzniku monochloraminu, jenž dále reaguje s tymolem a vzniká indolfenolové barvivo [24].

Test na dusičnany

Reagencie:

- R1 sulfanilamid, chlorid sodný, kyselina 2,5-dihydroxybenzoová
- R2 chlorid sodný, práškový zinek

V přítomnosti dusíku dojde k redukci na dusitany, které dále reagují se sulfanilamidem za vzniku kyseliny 4-diazobenzolsulfonové. Tato kyselina poté reaguje s kyselinou 2,5-dihydroxybenzoovou za vzniku barevné sloučeniny [24].

Test na dusitany

Reagencie:

- R1 kyselina L-vinná, sulfonamid, N-(naftyl)-ethylendiamonium dichlorid

Při důkazu zreagují přítomné dusitany se sulfonamidem na diazoniovou sůl, jež dále reaguje s N-(naftyl)-ethylendiamoniumdichloridem za vzniku fialového azobarviva [24].

Test na fosforečnany

Reagencie:

- R1 heptamolybdenan amonný, síran sodný, kyselina sírová
- R2 pyrogallol, glycerin, cín(II)-chlorid-2-hydrát

Důkaz je založen na reakci fosforečnanů přítomných ve vodě s heptamolybdenanem amonným, při níž vznikne kyselina fosfomolybdenová, jež je následně redukována na fosfomolybdenovou modř [24].

Test pH

Reagencie:

- R1 směs indikátorů: methylčerveň, bromthymolová modř, fenolftalein, kresolová červeň, polyethylenglykol, propanol

Během důkazu dojde ke změně barvy indikátoru, který má barevný přechod v dané oblasti pH [24].

Tabulka 22: Hodnota pH barevného přechodu použitých indikátorů [4], [25]

indikátor	pH barevného přechodu	barevná změna
kresolová červeň	0,0-1,0	červená - žlutá
methylčerveň	4,2-6,3	červená - žlutá
bromthymolová modř	6,0-7,6	žlutá - modrá
fenolftalein	8,3-10,0	bezbarvá - fialová

Test tvrdosti vody

Reagencie:

- R1 tris-(hydroxymethyl)-aminomethan, indral-III, indral-II-magnesium, 2-aminoethanol, triethanolamin, polyethylenglykol, eriochomčern

Jedná se o komplexometrickou reakci s kyselinou ethylendiamidtetraoctovou [24].

Postup:

Test na amoniakální dusík

Do přiložené reakční nádoby byl odebrán vzorek, k němuž bylo přidáno 10 kapek reagensie R1. Vzorek byl důkladně promíchán. Dále byla přidána jedna lžička reagensie R2 a opět proběhlo důkladné promíchání. Vzorek byl ponechán 5 minut stát, potom k němu bylo přidáno 15 kapek reagensie R3 a po zamíchání byl nechán stát 7 minut. Poté byly odečteny výsledky podle přiložené barevné stupnice [24]. Výsledky viz tabulka 23.

Test na dusičnany

Do vzorku v reakční nádobce byly přidány 2 odměrné lžičky reagensie R1 a ta byla ponechána, aby se rozpustila. Dále byla přidána 1 lžička reagensie R2 a vzorek byl 1 min protřepáván. Následně byl vzorek ponechán 10 minut stát, pak byly odečteny výsledky pomocí barevné stupnice [24]. Výsledky viz tabulka 23.

Test na dusitany

K vzorku v nádobce byly přidány 2 odměrné lžičky reagensie R1 a nechaly se rozpustit. P té vzorek 3 minuty stál, než byly odečteny výsledky [24]. Výsledky viz tabulka 23.

Test na fosforečnany

Vzorek byl odebrán do nádoby, do níž bylo přidáno 10 kapek reagensie R1 a vzorek byl promíchán. Dále byla přidána 1 kapka reagensie R2 a opět byl vzorek promíchán. Po 5 minutách bylo provedeno porovnání [24]. Výsledky viz tabulka 23.

Test pH

Ke vzorku byly přidány 3 kapky činidla R1 a vzorek byl promíchán. Okamžitě byly odečteny výsledky [24]. Výsledky viz tabulka 23.

Test tvrdosti vody

Ke vzorku byla po kapkách přidávána reagensie R1, dokud nedošlo ke změně růžové barvy na modrou. Tvrdost vod odpovídá počtu kapek činidla, je tedy potřeba kapky počítat [24]. Výsledky viz tabulka 23.

Výsledky:

Tabulka 23: Výsledky analýzy Aquanal – plus analýza vody

zdroj	amoniak (mg.l ⁻¹)	dusičnany (mg.l ⁻¹)	dusitany (mg.l ⁻¹)	fosforečnany (mg.l ⁻¹)	pH	tvrdost vody
Jirkov	≤ 0,05	0	0,02-1	0	7	5
Chomutov	0,2	0	≤ 0,02	0	7-7,5	6
Klášterec nad Ohří	≤ 0,05	0	≤ 0,02	0	7	6
Měděnec	0,2	0	≤ 0,02	0	6,5	5
Perštějň	0,2	0	≤ 0,02	0	7	4
Alšovka	0,2	0	0,1	0	6	13
Klášterecký pramen	≤ 0,05	5	≤ 0,02	0,5	5,5	30

Závěr:

Hodnoty určené testem jsou uvedeny v tabulce 23. Vzhledem k vizuální detekci a určení sady pro školní testy jsou výsledky orientační a mají spíše srovnávací charakter.

Závěr

Cílem práce bylo seznámit se s odměrnou analýzou a jednotlivými metodami titračních stanovení pitné vody. Těmito dvěma cílům se věnuje kapitola 1 a 2. Z materiálů, které sloužily jako podklad, pro bakalářskou práci vyplývá, že titrační metody, jež byly dříve běžnou součástí testování vody, jsou nahrazovány modernějšími metodami. Těmito metodami jsou na příklad atomová absorpční spektrometrie, UV-Vis spektrofotometrie. Přesto se stále používá tradiční chelátometrická metoda pro stanovení tvrdosti vody a obsahu vápníku ve vodě a pro stanovení chemické spotřeby kyslíku manganometrií či titrace dichromanem draselným.

Výsledky stanovení v kapitole 3 zcela odpovídají předpokladům, které byly učiněny na základě charakteristiky zdrojů pitné vody. Obecně platí, že povrchové vody obsahují méně vápníku a hořčíku a tím mají i nižší tvrdost než vody podzemní. To jasně vyplývá i z naměřených hodnot v kapitole 3.3 a 3.4. Zajímavé výsledky poskytl test na obsah vápníku a hořčíku, kdy se ukázalo, že podzemní vody, ze kterých byly odebírány vzorky, mají mnohem menší poměr obsahu vápníku a hořčíku než vody povrchové. V povrchových vodách je vápníku mnohem více než hořčíku. U testovaných podzemních vod bylo vápníku jen 2 až 3 krát více. Nejvyšší hodnoty KNK a ZNK byly naměřeny u Kláštereckého pramene, což ale souvisí s charakterem této minerální vody, která patří mezi kyselky, protože obsahuje velké množství oxidu uhličitého.

Testování sadou Aqual – plus bylo velmi rychlé, a je tedy vhodné pro použití při projektovém vyučování v terénu. Díky přiložené barevné kartě je odečítání výsledků stanovení jednoduché. Test je vizuálně hezky zpracován a pro žáky je atraktivní.

Jako velký přínos své bakalářské práce pro výkon mého povolání hodnotím seznámení se s metodou stanovení tvrdosti vody pomocí mýdlového roztoku. Metoda je na provedení i přípravu velmi rychlá, nepracuje se při ní s žádnou žíravinou, měla by tedy splňovat podmínky zákona 267/2015 Sb. Při dodržení postupu, který uvádím v kapitole 3.5, budou mít výsledky pouze srovnávací charakter, ale pro demonstraci jsou dostačující. Lze ji použít pro ukázkou rozdílu mezi povrchovými a podzemními vodami, tedy mezi tvrdou a měkkou vodou, případně pro určení, který ze vzorků je voda ze studny apod.

Myslím si, že titrace patří mezi atraktivní chemické metody, které mohou u žáků vzbudit zájem o chemii. Při jejím provádění si mohou žáci chemii opravdu „osahat“. Její výhodou je i rozvoj jemných motorických schopností.

Resumé

This thesis is concerned with the selected drinking water parameters. The goal was to get acquainted with possibilities of their titration assessments. Appropriate methods for selected analytes were chosen from alternatives and the work instructions were prepared for them. These work instructions were applied for the analysis of the selected drinking water resources around Klášterec nad Ohří.

The analysis samples were chosen to represent various types of drinking water resources – surface water, groundwater and mineral water. The mineral water analysis was made for comparison.

The titration was done to determine the total water hardness, the sum of calcium and magnesium, the acid neutralizing capacity and the alkaline neutralizing capacity.

An instruction for spectrophotometric assessment of the iron content in drinking water that was also made on the samples, is stated in the thesis as well.

The analysis of the drinking water samples by the school set Aquanal – plus water analysis is which is used for determination of anions, pH and the total water hardness, was done beyond the thesis.

The results of this work show that the biggest differences between the types of water are in the total water hardness assessment which was not surprisingly several fold higher in groundwater and mineral water. The high contrast was also found between the neutralizing capacities of drinking water and mineral water that corresponds to high carbon dioxide content in mineral water.

Přehled použité literatury a pramenů

- [1] F. Opekar, Základní analytická chemie pro studenty, pro něž analytická chemie není hlavním studijním oborem, Karolinum, Praha, 2002.
- [2] Dr. Tomíček Oldřich, Odměrna analyza, Československá chemická společnost pro vědu a průmysl, Praha, 1949.
- [3] Prof. Ing. Dr. Závist Holzebecher, DrSc. et al. et al., Analytická chemie, SNTL, Alfa, Praha, 1974.
- [4] F. Opekar, Základní analytická chemie pro studenty, pro něž analytická chemie není hlavním studijním oborem, Karolinum, Praha, 2002.
- [5] Laboratoře ze základů analytické chemie, Fakulta životního prostředí UJEP, Katedra technických věd, Ústí nad Labem, 2010.
- [6] M. Horáková, Analytika vody, Vysoká škola chemicko-technologická v Praze, Praha, 2003.
- [7] M. Horáková, (první) Lishke P., Grünwald A., Chemické a fyzikální metody analýzy vod, SNTL+ALFA, Praha, Bratislava, 1986.
- [8] Vyhláška 252/2004 Sb ze dne 22 4 2004, kterou se stanoví požadavky na pitnou a teplou vodu a četnost a rozsah kontroly pitné vody, (2004).
- [9] Vladimír Maděra, Julie Hamáčková, Miloš Pavlík, Příručka pro analýzu vody, SNTL, Praha, 1961.
- [10] H. Lüllmann, K. Mohr, M. Wehling, Farmakologie a toxikologie, Grada, Praha, 2002.
- [11] Zaječická hořká, <http://bilinskakyselka.cz/zajecicka-horka/> (2015).
- [12] Základní praktika z analytické chemie, Přírodovědecká fakulta UK, Katedra analytické chemie, Praha, 2011.
- [13] P. Klusoň, Univerzita J.E. Purkyně v Ústí nad Labem, Fakulta životního prostředí, Toxikologie, Univerzita J.E. Purkyně v Ústí nad Labem, Fakulta životního prostředí, Ústí nad Labem, 2014.
- [14] Chráněná území ČR Ústecko okres Chomutov, (n.d.).
- [15] Přehrady Povodí Ohře, http://www.poh.cz/vd/vd_publicace/Povodi_Ohre_Vodni_dila_2010_cz.pdf 2010.
- [16] Vodní dílo Jirkov, <http://www.poh.cz/vd/jirkov.htm> (2016).
- [17] Vodní dílo Kamenička, <http://www.poh.cz/vd/kamenicka.htm> (2016).
- [18] Vodní dílo Přisečnice, <http://www.poh.cz/vd/prisecnice.htm> (2016).
- [19] Ivan Cáder, zdroj vody Měděnec, <http://www.estudanky.eu/6097-jiny-vodni-zdroj-bez-jmena>.
- [20] ing. arch. Ladislav Komrská Spolupráce:GeoData Sokolov, s.r.o., Územně analytické podklady obce s rozšířenou působností Kadaň, (2008).
- [21] Klášterské prameny, <http://www.klasterec.cz/mesto/informace-o-meste-1/lazne-evzenie/prameny/> (2016).
- [22] Klášterský pramen, <http://www.klasterec.cz/mesto/informace-o-meste-1/lazne-evzenie/prameny/> (2016).
- [23] J. Kotek, Univerzita Karlova, Laboratorní technika, Karolinum, Praha, 2007.
- [24] Aquanal-plus analýza vody - návod na použití, (n.d.).
- [25] Acidobazické indikátory, <http://canov.jergym.cz/indikato/priklady/acidobaz.html> (2016).
- [26] Kvalita vody červen 2016 <http://www.scvk.cz/res/archive/1289/130817.pdf?seek=1465206262> (2016).

Seznam použitých chemikálií

Aquanal - plus (sada na analýzu vody)
destilovaná voda
dihydrát kyseliny šťavelové (standardní látka)
eriochromčern T
ethanol
fenantrolin
fenolftalein
hexahydrát síranu železnatoamonného
hydroxylamin
kyselina sírová koncentrovaná
methylčerven
methylovan
murexid
odměrný roztok hydroxidu sodného 0,1M
odměrný roztok chelatonu 0,02M
odměrný roztok kyseliny chlorovodíkové 0,1M
prací mýdlo
roztok hydroxidu sodného 1,0M
roztok chloridu vápenatého 20%
roztok kyseliny chlorovodíkové 1 : 1
roztok kyseliny chlorovodíkové 1 : 9
Schwarzenbachův pufr
tetraboritan sodný (standardní látka)

Seznam tabulek, rovnic, obrázků

Rovnice

Rovnice 1: Rozpouštění málo rozpustné soli	7
Rovnice 2: Rovnovážná konstanta reakce rozpouštění málo rozpustné soli	8
Rovnice 3: Součin rozpustnosti	8
Rovnice 4: Reakce kyseliny a zásady (protolytická reakce)	9
Rovnice 5: Disociace slabé kyseliny jako indikátoru	10
Rovnice 6: Disociace slabé zásady jako indikátoru	10
Rovnice 7: Rozmezí barevného přechodu indikátoru	10
Rovnice 8: Reakce vzniku komplexu	10
Rovnice 9: Konstanta stability komplexu	10
Rovnice 10: Reakce chelatonu s kovy s oxidačním číslem II	11
Rovnice 11: Reakce chelatonu s kovy s oxidačním číslem III	11
Rovnice 12: Reakce chelatonu s kovem s oxidačním číslem IV	11
Rovnice 13: Reakce standardizace chelatonu	11
Rovnice 14: Obecná redoxní reakce	11
Rovnice 15: Reakce manganistanu v kyselém prostředí	12
Rovnice 16: Rovnice reakce manganistanu ve slabě alkalickém prostředí	12
Rovnice 17: Reakce cerimetrie	12
Rovnice 18: Reakce dichromátometrie	12
Rovnice 19: Reakce bromátometrie	12
Rovnice 20: Titrace jódem	12
Rovnice 21: Reakce s thiosíranem sodným	12
Rovnice 22: Reakce titanometrie	13
Rovnice 23: Reakce amoniaku s kyselinou trihydrogenboritou	15
Rovnice 24: Reakce dihydrogenboritanu amonného s kyselinou chlorovodíkovou	15
Rovnice 25: Reakce dihydrogenboritanu amonného s kyselinou sírovou	15
Rovnice 26: Reakce amoniaku s kyselinou sírovou	16
Rovnice 27: Reakce kyseliny sírové s hydroxidem sodným	16
Rovnice 28: Výpočet koncentrace hořčíku ze společného stanovení s vápníkem	18
Rovnice 29: Reakce oxidace manganistanem	19
Rovnice 30: Titrace šťavelanu sodného manganistanem	19
Rovnice 31: Redukce dichromanových iontů na chromité	19

Rovnice 32: Titrace odměrným roztokem síranu diamono-železnatého	19
Rovnice 33: Hydrolyzace chloru na kyselinu chlornou.....	20
Rovnice 34: Reakce chloru s jodidem	21
Rovnice 35: Stanovení jodu standardním roztokem thiosíranu sodného	21
Rovnice 36: Reakce jodičnanu draselného s thiosíranem	21
Rovnice 37: Vznik chloridu stříbrného	22
Rovnice 38: Vznik chromanu stříbrného.....	22
Rovnice 39: Reakce vzniku komplexu chloridu rtuťnatého	22
Rovnice 40: Reakce vzniku komplexních iontů kyanidů	24
Rovnice 41: Reakce tvorby komplexu $\text{Ag}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$	24
Rovnice 42: Reakce probíhající při stanovení KNK (1)	26
Rovnice 43: Reakce probíhající při stanovení KNK (2).....	26
Rovnice 44: Reakce probíhající při stanovení KNK (3)	27
Rovnice 45: Reakce probíhající při stanovení $\text{ZnK}_{4,5}$	27
Rovnice 46: Reakce probíhající při stanovení $\text{ZnK}_{8,3}$	27
Rovnice 47: Vznik síranu barnatého	28
Rovnice 48: Reakce vzniku síranu olovnatého	28
Rovnice 49: Vápník reaguje s indikátorem za vzniku komplexu.....	33
Rovnice 50: Přejít vázaných iontů Ca^{2+} do komplexu s chelatonem:.....	33
Rovnice 51: Stanovení šťavelanu manganistanem draselným	33
Rovnice 52: Výpočet rozpětí hodnot R	37
Rovnice 53: Výpočet kritéria Q_1	37
Rovnice 54: Výpočet směrodatné odchylky s	37
Rovnice 55: Výpočet relativní směrodatné odchylky s_r	37
Rovnice 56: Výpočet meze opakovatelnosti $L_{1,2}$	37
Rovnice 57: Energie přijatá částicí při přechodu do excitovaného stavu (1)	49
Rovnice 58: Energie přijatá částicí při přechodu do excitovaného stavu (2)	49
Rovnice 59: Definice transmitance.....	49
Rovnice 60: Vztah mezi absorbancí a transmitancí.....	49
Rovnice 61: Lambertův – Beerův zákon	49
Rovnice 62: Rovnice kalibrační přímky závislosti absorpance A na koncentraci c.....	50

Tabulky

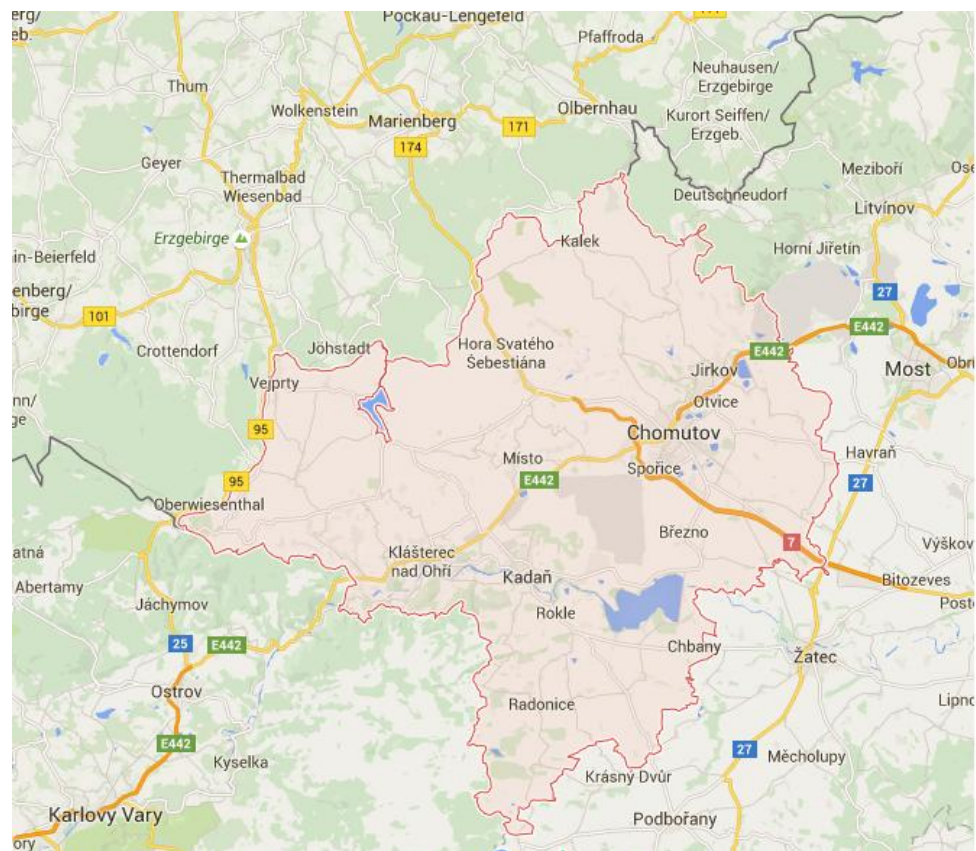
Tabulka 1: Přehled nejčastěji používaných typů titrací, odměrná činidla a použití [1]	7
Tabulka 2: Poměr obsahu nedisociované a disociované formy amoniaku ve vodě při 20°C a různém pH [7].....	14
Tabulka 3: Procentuální zastoupení nedisociované formy amoniaku při různých teplotách a pH [6].....	14
Tabulka 4: Korekce CHSK při rušení dusitany, sulfidy, sulfanem a železnatými ionty za jejich známé koncentrace [7]	20
Tabulka 5: Stanovení KNK a ZNK podle pH vzorku [6].....	26
Tabulka 6: Základní údaje o vodním díle Jirkov [16]	35
Tabulka 7: Základní údaje o vodním díle Kamenička [17].....	36
Tabulka 8: Základní údaje o vodním díle Přisečnice [18].....	36
Tabulka 9: Hodnoty k_n , K_n a Q_n pro dva a tři výsledky.....	37
Tabulka 10: Výsledky stanovení tvrdosti vody, spotřeby titračního činidla, koncentrace Ca a Mg v mmol.l^{-1} a tvrdost vody v °N.....	39
Tabulka 11: Výsledky stanovení obsahu vápníku a hořčíku v mmol.l^{-1} a mg.l^{-1}	41
Tabulka 12: Výsledky stanovení tvrdosti vody mýdlovým roztokem.....	42
Tabulka 13: Navážka dihydrátu kyseliny šřavelové, spotřeba titračního činidla, přesná koncentrace a faktor f	44
Tabulka 14: Dílčí a celkové výsledky stanovení $\text{ZNK}_{8,3}$, spotřeby titračního činidla	45
Tabulka 15: Navážka tetraboritanu sodného, spotřeba titračního činidla, přesná koncentrace a faktor f	47
Tabulka 16: Dílčí a celkové výsledky stanovení $\text{KNK}_{4,5}$, spotřeby titračního činidla	47
Tabulka 17: Pohlcená a doplňková barva roztoků [23].....	48
Tabulka 18: Příprava standardních roztoků – přídavky jednotlivých činidel.....	50
Tabulka 19: Příprava vzorků pro měření- přídavky jednotlivých činidel	51
Tabulka 20: Absorbance jednotlivých standardů	51
Tabulka 21: Naměřené absorbance vzorků a výsledné koncentrace Fe	52
Tabulka 22: Hodnota pH barevného přechodu použitých indikátorů [4], [25]	54
Tabulka 23: Výsledky analýzy Aquanal – plus analýza vody.....	56

Seznam příloh

Příloha 1: Mapa okresu Chomutov	i
Příloha 2: Mapa rozmístění zdrojů vzorků pitných vod	ii
Příloha 3: Spektrofotometrické stanovení železa – proměření vlnové délky pro stanovení	iii
Příloha 4: Spektrofotometrické stanovení železa - výsledky.....	iv
Příloha 5: Test provedený sadou Aquanal – plus	v
Příloha 6: Kvalita vody červenec 2016 – Severočeské vodovody a kanalizace [26]	vi

Přílohy

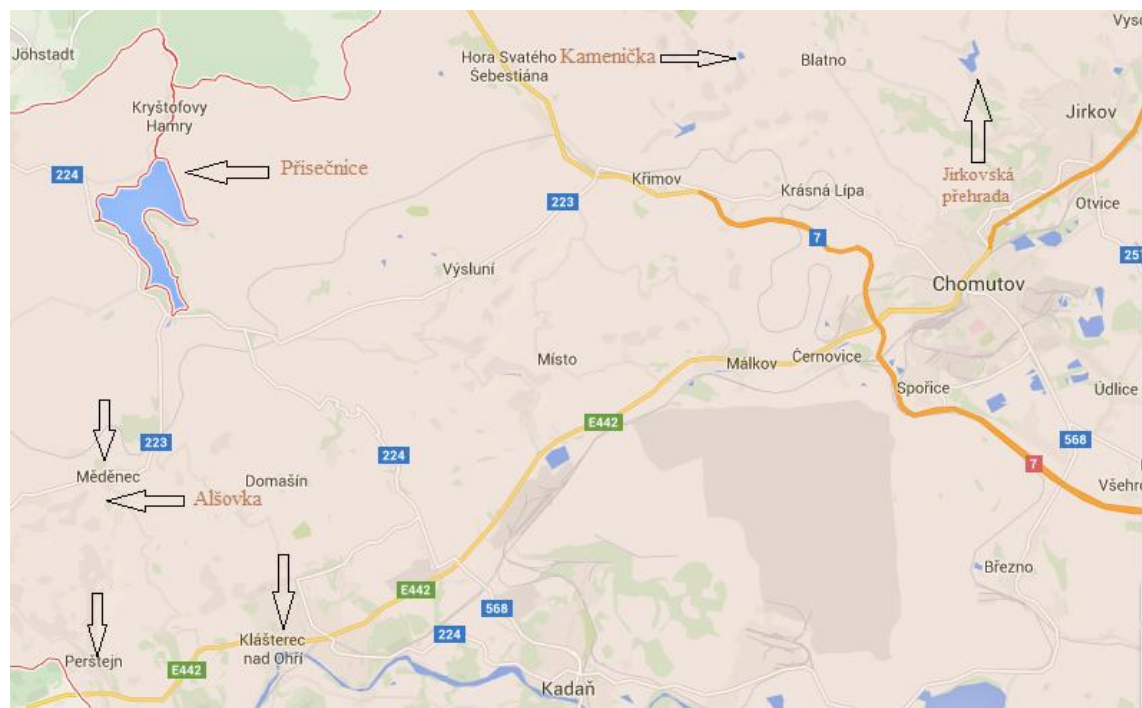
Příloha 1: Mapa okresu Chomutov



Zdroj:

<https://www.google.cz/maps/place/Chomutov/@50.4557118,12.9994505,10z/data=!4m5!3m4!1s0x470a0f607f13c25f:0x300af0f6614aaf0!8m2!3d50.4583872!4d13.301791?hl=cs>

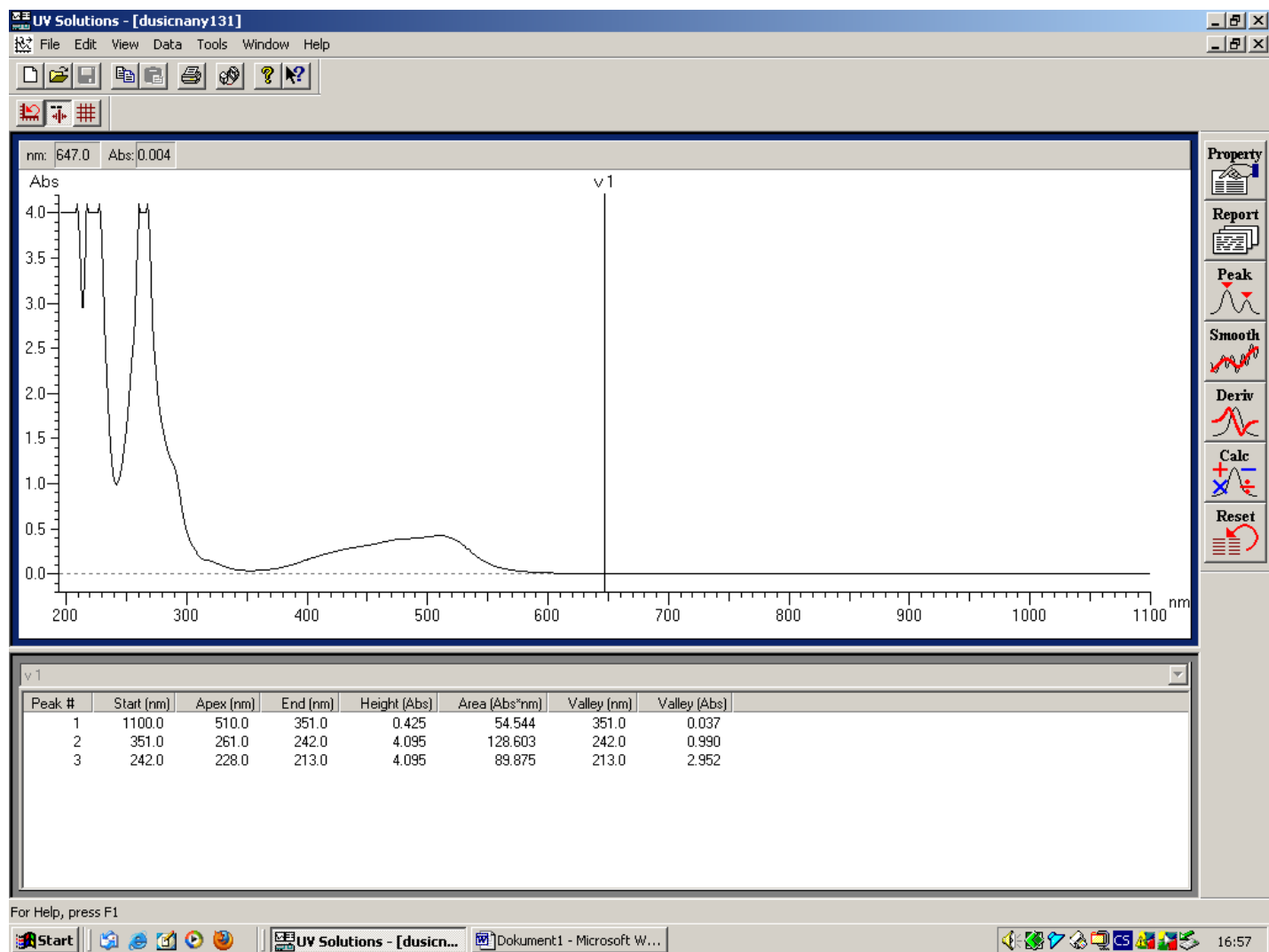
Příloha 2: Mapa rozmístění zdrojů vzorků pitných vod



Zdroj:

<https://www.google.cz/maps/place/Chomutov/@50.4557118,13.1395262,11z/data=!4m5!3m4!1s0x470a0f607f13c25f:0x300af0f6614aaf0!8m2!3d50.4583872!4d13.301791?hl=cs>

Příloha 3: Spektrofotometrické stanovení železa – proměření vlnové délky pro stanovení



Příloha 4: Spektrofotometrické stanovení železa - výsledky

UV Solutions - [dusicnany001]

File Edit View Data Tools Window Help

Std No. / Name	Abs(500.0)	Conc(mg/l)	diff
1 Std 1	0.408	20.000	-1.446
2 Std 2	0.364	14.000	2.145
3 Std 3	0.238	10.000	-0.707
4 Std 4	0.157	6.000	-1.165
5 Std 5	0.129	2.000	1.320
6 Std 0	0.065	0.000	-0.147

mg/l: 10.000 Abs: 0.251

Abs

Standard Calibration

mg/l

Samp No. / Name	Abs(500.0)	Conc(mg/l)	Avg Cor
1 Ji	0.003	-3.510 LOW	
2 Cv	0.025	-2.316 LOW	-2.913 [
3 KnO	0.053	-0.823 LOW	
4 Me	0.002	-3.608 LOW	-2.215 [
5 Pe	0.001	-3.652 LOW	
6 Al	-0.001	-3.739 LOW	-3.695 [
7 KMP	0.384	17.224 HIGH	

Calibration order: 1st order

Conc Unit: mg/l

Force curve through zero Conc = f(abs)

Min Conc: 0.000 Max Conc: 20.000

A0: -3.7006

A1: 54.505

R: 0.9818 R2: 0.9639

Property

Report

Peak

Smooth

Deriv

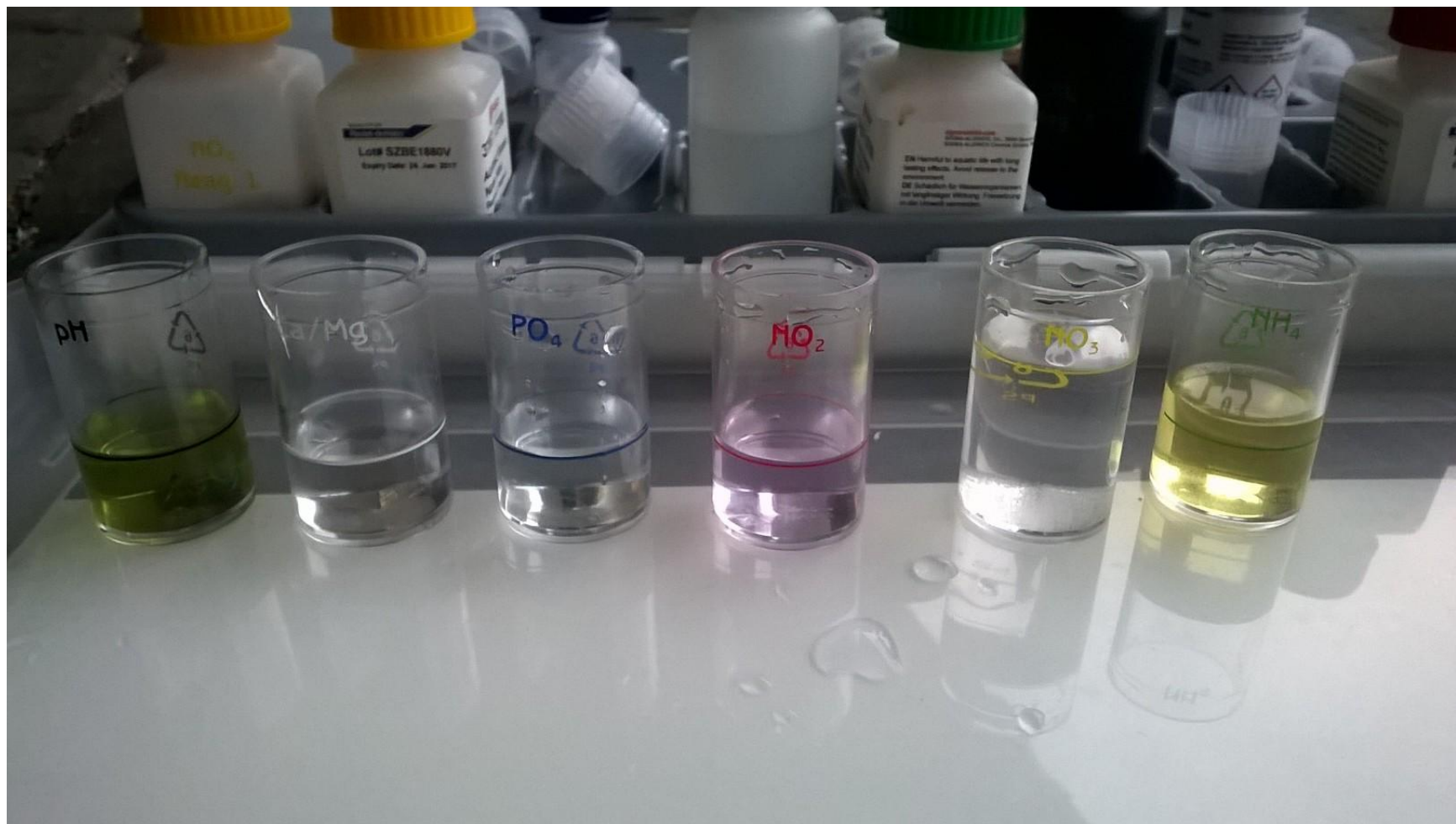
Calc

Reset

For Help, press F1

Start UV Solutions - [dusicn... 16:56

Příloha 5: Test provedený sadou Aquanal – plus



Zdroj: vlastní fotografie

Příloha 6: Kvalita vody červenec 2016 – Severočeské vodovody a kanalizace [26]

Severočeské vodovody a kanalizace, a.s.

Kvalita pitné vody na úpravnách vody s roční výrobou > 500 000 m³/rok
průměrné hodnoty vybraných ukazatelů za období od 1.5.2016 do 31.5.2016

UKAZATEL	JEDNOTKA	vynáška č. 252/2004 Sb.	Bedřichov UV	Holice UV	Hradčité UV	Hřensko UV	Chřibská UV	Il. Mlyn UV	Litvínov - Šumna UV	Matešov UV	Meziboží UV	Ostrov UV	Souš UV	Velké Žarnovický UV	Vlastislav UV	Vrutice UV	Zahrady UV
enterokoky	KTJ/100ml	NMH max.0	0	0	0	0	0	0	0	0	0	0	0	0	0	0	0
Escherichia coli	KTJ/100ml	NMH max.0	0	0	0	0	0	0	0	0	0	0	0	0	0	0	0
kólitiformní bakterie	KTJ/100ml	MH max.0	0	0	0	0	0	0	0	0	0	0	0	0	0	0	0
kultivovatelné mikroorganismy 22°C	KTJ/ml	MH max.200	1	1	0	1	0	1	0	2	0	8	2	3	3	2	0
kultivovatelné mikroorganismy 36°C	KTJ/ml	MH max.20	1	0	0	0	0	1	0	1	0	2	1	1	1	2	0
barva	mg/l Pt	MH max.20	2,1	3,0	2,2	2,5	4,8	2,7	8,4	2,5	4,0	2,5	2,5	2,5	2,5	2,5	2,5
žalut	ZF(t/n)	MH max.5	0,25	0,25	0,83	0,25	0,25	0,35	1,18	0,25	0,91	0,25	0,29	0,25	0,25	0,25	0,25
chemická spotřeba O ₂ manganistanem	mg/l	MH max.3,0	1,1	0,5	0,8	0,3	0,52	0,75	1,13	0,17	0,9	0,2	1,2	0,72	0,5	0,3	0,41
železo	mg/l	MH max.0,20	0,03	0,03	0,01	0,02	0,02	0,01	0,03	0,01	0,02	0,01	0,03	0,03	0,01	0,02	0,02
pH		MH 6,5 - 9,5	7,51	7,94	8,03	7,82	7,33	7,42	7,72	7,35	8,16	8,32	7,50	7,09	7,42	7,18	6,80
chloridy	mg/l	MH max.100	2,50	31,40	4,57	1,50	5,00	12,63	3,00	16,50	2,16	5,60	2,50	42,62	18,00	33,90	9,39
síraný	mg/l	MH max.250	27,0	174,0	38,4	5,0	26,0	31,9	25,6	74,0	34,4	31,4	21,1	129,3	222,0	152,5	32,2
konduktivita	mS/m	MH max.125	18,7	94,9	20,4	13,7	20,0	14,6	10,2	61,7	18,0	25,2	18,8	81,9	104,0	89,3	30,3
mangan	mg/l	MH max.0,050	0,020	0,010	0,020	0,030	0,030	0,020	0,020	0,030	0,030	0,030	0,010	0,030	0,030	0,030	0,030
hlinit	mg/l	MH max.0,20	0,03	0,01	0,05	0,01	0,02	0,03	0,03	0,01	0,08	0,09	0,03	0,01	0,01	0,01	0,01
amonné ionty	mg/l	MH max.0,50	0,17	0,05	0,22	0,03	0,21	0,16	0,10	0,17	0,14	0,03	0,10	0,04	0,03	0,03	0,03
duřitany	mg/l	NMH max.0,50	0,005	0,005	0,005	0,008	0,008	0,008	0,016	0,008	0,008	0,008	0,005	0,008	0,008	0,008	0,008
duřičnany	mg/l	NMH max.50	0,50	0,90	4,07	3,15	2,40	6,90	6,70	7,58	4,46	16,30	0,50	5,28	25,40	35,90	12,10
vápník a hořčík	mmol/l	DH 2 - 3,5	0,83	4,14	0,89	0,80	0,76	0,44	0,34	3,47	0,80	0,39	0,84	3,79	5,62	4,98	1,70
vápník	mg/l	DH 40 - 80	32,8	109,0	29,9	21,6	25,0	11,6	9,2	124,0	28,8	12,2	33,8	105,4	184,0	183,5	52,1
hořčík	mg/l	DH 20 - 30	0,82	34,50	3,37	1,48	3,31	3,68	2,62	9,16	2,07	2,05	0,59	28,16	25,00	21,70	9,72

Vysvětlivky:

NMH
MH
DH

Hodnota zdravotně závazného ukazatele jakosti pitné vody, v důsledku jejíhož překročení je vyloučeno použití vody jako pitné, neurčí-li orgán ochrany veřejného zdraví na základě zákona jinak.
Hodnota ukazatele jakosti pitné vody, jejíž překročení obvykle nepředstavuje akutní zdravotní riziko. Není-li u ukazatele uvedeno jinak, jedná se o horní hranici rozmezí přípustných hodnot.
Doporučená hodnota.