

КАТАЛІТИЧНИЙ ЕФЕКТ ПРОДУКТІВ ГІДРОЛІЗУ СПОЛУК ЗАЛІЗА ПРИ ЗНЕЗАЛІЗНЕННІ ПІДЗЕМНИХ ВОД

Марія Твердохліб¹, Микола Гомеля²

Національний технічний університет України Київський політехнічний інститут
імені Ігоря Сікорського

37, пр. Перемоги, м. Київ, Україна, 03056

¹ madam.tverdohleb@yandex.ua, orcid.org/0000-0002-9731-1969

² докт. техн. наук, професор, eco-paper@kpi.ua, orcid.org/0000-0003-1165-7545

Анотація. В даний час найбільш важливою є проблема забезпечення населення високоякісною питною водою. Ця проблема полягає не стільки в наявності водних ресурсів, скільки у підготовці безпечної для здоров'я людини води. Незважаючи на те, що якість підземних вод краще ніж поверхневих, вони можуть не відповідати нормативним вимогам за вмістом окремих елементів. Вони, як правило, містять залізо від 1 до 10 мг/дм. Незважаючи на велику кількість методів, що можуть бути використані при видаленні заліза із води, одним з найбільш простих і дешевих способів знезалізнення є метод окиснення заліза з подальшим відстоюванням та видаленням утвореного гідроксиду заліза. В роботі досліджено процеси окиснення іонів заліза киснем повітря в природній воді. Наведені залежності ступеню окиснення сполук заліза від часу контакту води з киснем повітря та утвореного осаду в процесі відстоювання. Показано, що швидкість окиснення заліза у воді залежить від початкової концентрації іонів заліза та часу контакту з киснем повітря. Представлені результати окиснення іонів двовалентного заліза за умов присутності продуктів його гідролізу у вигляді осаду. Встановлено, що утворені сполуки феруму проявляють каталітичну дію в об'ємі очищеної води в процесі окиснення.

Ключові слова: іони заліза; окиснення; кисень; каталітичний ефект; сполуки феруму.

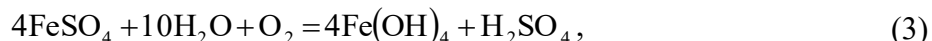
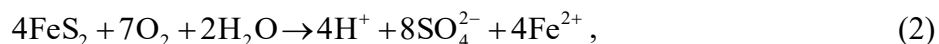
ПОСТАНОВКА ПРОБЛЕМИ

В більшості розвинених країнах світу в основному, а інколи і єдиним джерелом питної води являються підземні води. Так наприклад в Австрії та Данії 100% використовується вода з підземних джерел для питних потреб, в Італії – до 90%, а в Венгрії близько 85%. В Україні ця цифра сягає 70%. Проте, якість підземних вод в природних умовах по ряду показників не відповідають нормативним вимогам щодо вод питного призначення. Ці обставини обмежують їх використання не тільки для питних потреб, а й для господарських цілей.

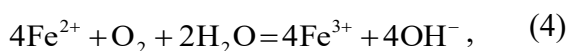
АНАЛІЗ ПОПЕРЕДНІХ ДОСЛІДЖЕНЬ

Зазичай, підземні води характеризуються підвищеним вмістом іонів заліза, марганцю, кремнію та сірководню [1]. Очищення підземних вод від сполук заліза має ключове значення, враховуючи його токсичність у високих концентраціях і здатність акумулюватися в живих організмах [2]. Вимивання та накопичення сполук заліза в підземних водах відбувається за рахунок їх контакту з залізовмісними породами, що легко розчиняються (піщано-гравійні породи, глинисті матеріали). Залізо в підземних водах може перебувати у формі бікарбонату двохвалентного заліза, хлориду,

сульфату та сульфїду залїза, а також у вигляді органїчних і неорганїчних сполук (колоїдів і суспензїй). В процесї водопідготовки відбувається окиснення сполук залїза за рахунок вільного кисню



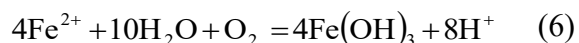
Таким чином можна говорити про те, що всі іони Fe^{2+} які знаходяться в різних станах приймають участь в реакції з киснем, яка є сумою незалежних, одночасно протїкаючих реакцій окиснення іонів залїза. Автори [5,6] виділяють декілька основних стадій окиснення іонів залїза, які представлені такими рівняннями:



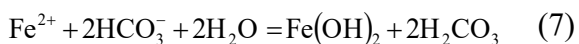
Далі відбувається гідроліз трьохвалентного залїза:



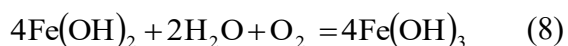
Загальне рівняння реакції окислення та гідролїзу може бути записане в такому вигляді:



Пороте реакція окиснення та гідролїзу може проходити і по іншому:



При цьому утворюється ряд проміжних сполук таких як недисоційовані молекули $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$ та іони Fe^{2+} , $\text{Fe}(\text{OH})^+$, що одночасно присутні у воді, при цьому відбувається окиснення відповідно рівнянню:



Тут також одночасно будуть присутні проміжні сполуки такі як $\text{Fe}(\text{OH})^{2+}$ та $\text{Fe}(\text{OH})_2^+$ та малорозчинний у воді $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Утворення гідроксиду залїза(III) залежить від багатьох параметрів, таких як температура, рН середовища,

або додаткового аерування води, внаслідок чого утворюються нерозчинні зважені форми з поступовим осадженням і зменшенням загальної концентрації металу у воді [3,4].

концентрації іонів залїза та окиснювача, а також присутності інших сполук [7-9].

Відомо, що проміжні сполуки гідролїзу залїза можуть виступати у вигляді каталізатору реакції окиснення залїза у воді [10,11]. Також оксиди та гідроксиди залїза використовують як сорбенти для видалення важких металів, таких як Cu, Cd, Pb, Ni, Zn [12-14]. Однак у цьому випадку виникають труднощі пов'язані з їх відділенням від водної фази. Авторами [15, 16] було запропоновано механізм формування колоїдних сполук залїза в водному середовищі, на основі послідовного протїкання стадій утворення кремнійорганїчних комплексів та окиснення залїза з утворенням гідроксиду. Стійкість колоїдних сполук залїза (III) була обумовлена присутністю іонів кремнію та гумінових сполук, що можуть міститися в підземних водах. В роботах [17, 18] розглядаються можливості видалення залїзо-органїчних комплексів в процесі підготовки питної води з використанням коагулянту. В результаті було показано, що найбільше впливає на видалення залїзо-органїчних комплексів рН середовища. При зниженні рН нижче 6,5 умови видалення залїза стають несприятливими. При збільшенні співвідношення органїчних речовин та загального залїза у воді ефективність окислення $\text{Fe}(\text{II})$ до $\text{Fe}(\text{III})$ зменшується. При вивченні [19] процесів осадження та окиснення сполук залїза(II) в карбонат – бікарбонатних розчинах було визначено механізм утворення комплексних сполук залїза, що відрізнявся від теоретичних представлень. Під час дослідження окиснення $\text{Fe}(\text{II})$ молекулярним киснем у

хлорид – бікарбонатному розчині [20] була розроблена кінетична модель процесу. Виходячи з розрахованих констант швидкості проходження реакції, було описано механізм утворення окиснених сполук заліза в залежності від концентрацій присутніх хлорид та бікарбонат іонів.

Метою роботи було дослідження самовільного окиснення сполук заліза у воді киснем повітря та визначення впливу продуктів гідролізу утворених в результаті реакції на процес знезалізнення води.

ОСНОВНЕ ДОСЛІДЖЕННЯ

Вивчення процесу окиснення двохвалентного заліза проводилося на модельних розчинах приготованих на артезіанській воді з концентраціями заліза (II) від 2...30 мг/дм³ та початковими значеннями рН розчинів 7,2...7,8. Данні розчини відстоювали на протязі 24-х годин,

заміри проводили кожну годину протягом перших 4-х годин та через добу. В процесі експерименту фіксувалися початкові та кінцеві концентрації заліза, а також рН розчинів.

Експериментально було встановлено, що при початкових концентраціях заліза (II) більше 15 мг/дм³ протягом першої години ступінь окиснення заліза сягав 14%, а через 4 години відстоювання – близько 50%, далі процес окиснення протікає повільно, і лише через добу залишкові концентрації заліза становили 5...0,5 мг/дм³ (рис.1). При початкових концентраціях заліза (II) менше 10 мг/дм³ процес самовільного окиснення протікав дещо інакше. Після першої години відстоювання ступінь окиснення заліза був більше 60%, через 4 години в середньому 80%, при цьому залишкові концентрації заліза становили на рівні 0,8...0,3 мг/дм³, а через добу – 0,15 мг/дм³.

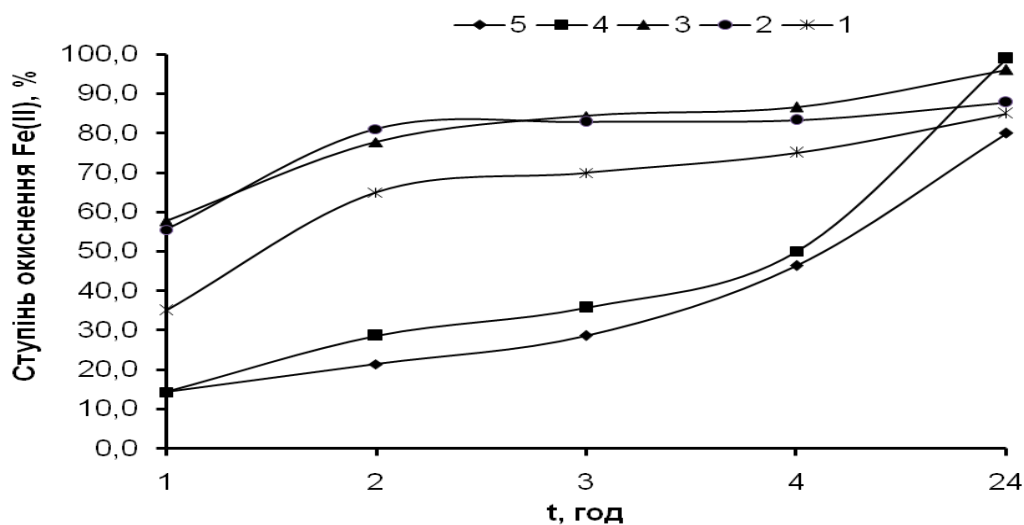


Рис.1. Залежність ступеню окиснення іонів заліза в залежності від часу відстоювання при початкових концентраціях, мг/дм³: 2,0(1); 4,5(2); 9,0(3); 14,0(4); 28,0(5).

Fig.1. The oxidation of iron ions depending on the time of settling at initial concentrations, mg/L: 2,0 (1); 4,5 (2); 9,0 (3); 14,0 (4); 28,0 (5).

Таким чином було встановлено що, в природній воді швидкість окиснення іонів двохвалентного заліза киснем повітря залежить від його початкової концентрації та часу контакту. З підвищенням початкових концентрацій заліза у воді окис-

нення іонів заліза проходить з значним пониженням рН середовища, яке обумовлене постійним зниженням концентрації іонів ОН за рахунок гідролізу іонів Fe³⁺, а з іншого боку виділенням та частковим розчиненням вуглекислоти:



Пониження рН середовища відбувається протягом деякого часу, після чого окиснення іонів заліза(II) починає уповільнюватися. На ряду з цим в розчині присутні утворені продукти гідролізу у вигляді осаду. Вони представлені рядом проміжних сполук $\text{Fe}(\text{OH})^+$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_2^+$, $\text{Fe}(\text{OH})_3^+$ та $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Дані сполуки можуть слугувати центрами автокаталітичного окиснення іонів заліза та сорбції на них. Так як в літературних джерелах відсутні достовірні дані стосовно впливу утвореного осаду на швидкість перебігу реакції окиснення феруму

(II) до феруму (III) було проведено дослідження ефективності вилучення сполук феруму на попередньо утвореному осаді в процесі окиснення.

В цьому випадку спостерігалось пришвидшення реакції окиснення іонів Fe^{2+} до Fe^{3+} киснем повітря. Протягом першої години ступінь вилучення заліза сягав більше 75%, а через 4 години відстоювання – більше 96%. Також було проведено повторне окиснення нової порції розчину після десантування розчину. Отримані результати підтверджують попередньо одержані дані (рис.2).

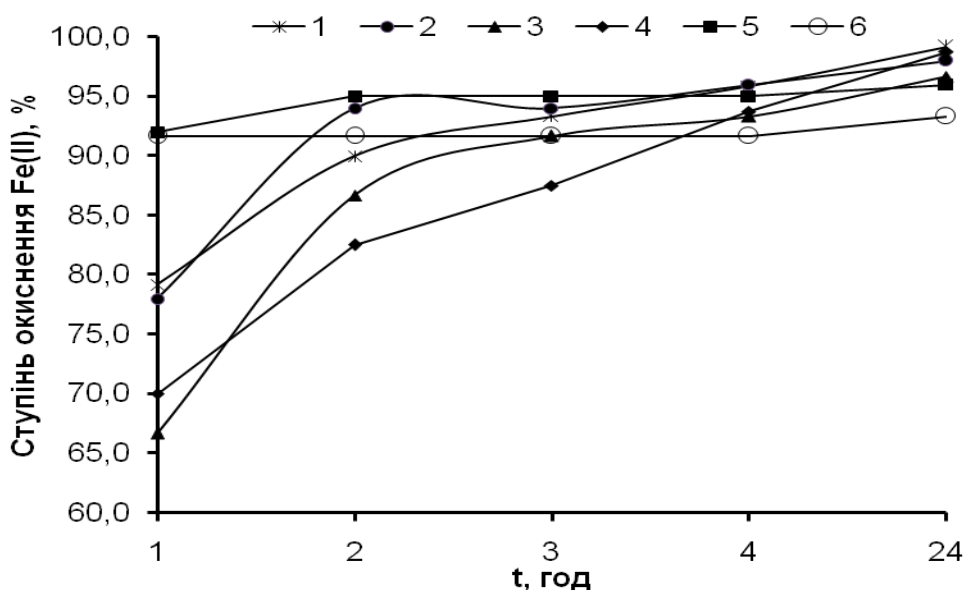


Рис.2. Залежність ступеню окиснення іонів заліза в залежності від часу відстоювання при початкових концентраціях, mg/dm^3 : 12,0(1); 5,0(2); 3,0(3); та повторному проведенні дослідження 12,0(4); 5,0(5); 3,0(6).

Fig.2. The degree of oxidation of iron ions depending on the time of settling at initial concentrations, mg/L : 12,0(1); 5,0(2); 3,0(3); and re-conduct the study 12,0(4); 5,0(5); 3,0(6).

При повторному додаванні нової порції розчину вдалося досягти ступеню окиснення іонів заліза більше 90% протягом першої години відстоювання, при цьому залишкові концентрації заліза становили на рівні $0,4 \dots 0,25 \text{ mg}/\text{dm}^3$. Через 4 години ступінь окиснення сягав

більше 95%, що відповідає залишковій концентрації $0,2 \dots 0,1 \text{ mg}/\text{dm}^3$. Відповідно нормативних документів допустимий вміст заліза в питній воді не повинен перевищувати $0,2 \text{ mg}/\text{dm}^3$.

Із приведених вище результатів видно, що утворений в процесі перебігу реа-

кції осад сполук феруму впливає на швидкість окиснення та збільшує ступінь вилучення іонів двовалентного заліза з розчину в присутності атмосферного кисню. Це свідчить про каталітичну дію утвореного осаду. При цьому не застосовувалося додаткового впливу та введення окиснювачів для утворення осаду сполук феруму. Даний принцип окиснення сполук двовалентного заліза з подальшим відстоюванням утворених сполук феруму вигідно використовувати для очищення води від заліза для питних та господарських потреб. Також було проведено дослідження для встановлення

періоду ефективності каталітичної дії утвореного осаду в процесі великої кількості циклів відстоювання. Відстояний осад протягом двох тижнів мав дещо нижчі показники ефективності видалення іонів заліза (рис.3).

Отримані дані свідчать про те, що з часом відбувається старіння осаду. Так як утворені осади гідроксидів заліза у процесі осадження і старіння з часом схильні до хімічних і фазових перетворень. В процесі старіння може відбуватися дегідратація осаду в результаті чого полігідрати перетворюються в моногідрати, а далі в оксиди.

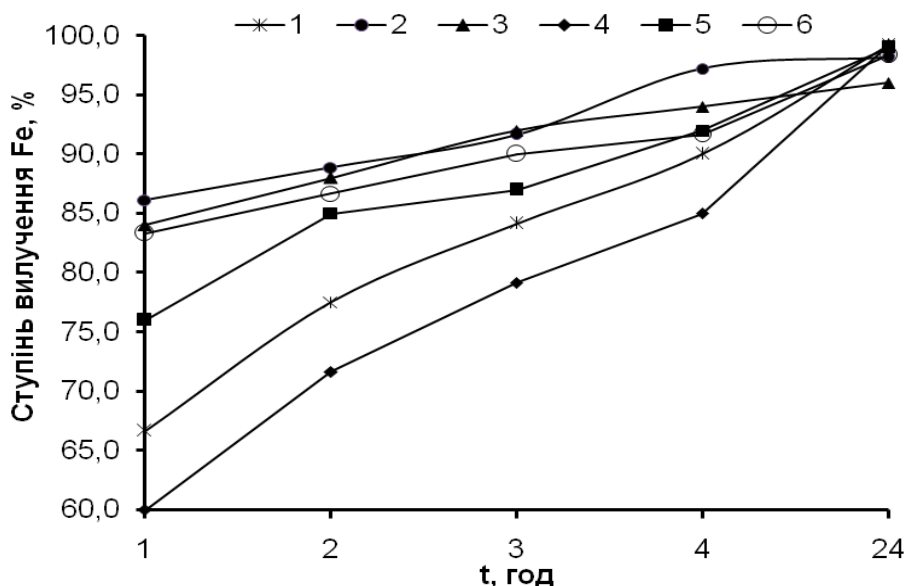


Рис.3. Залежність ступеню вилучення іонів заліза в залежності від часу відстоювання при використанні двотижневого осаду за початкових концентрацій, мг/дм³: 12,0 (1); 5,4 (2); 2,5 (3); та повторному проведенні дослідження 12,0 (4); 5,0 (5); 3,0 (6).

Fig.3. The dependence of the degree extraction of iron ions depending on the settling time when using a two-week sediment at concentrations, mg/L: 12,0(1); 5,4(2); 2,5(3); and re-conducted research 12,0(4); 5,0(5); 3,0(6).

Якщо гідроксид кристалізується, то перетворення, які зазнають частинки осаду, більш ускладнені: аморфні частинки кристалізуються і зростаються за рахунок цього величина поверхні сильно зменшується. Ці перетворення супроводжуються зміною ступеня дисперсності, як в бік зниження, так і підвищення. Таким чином можна стверджувати, що внаслідок даних перетворень відбувається зниження каталітичної дії утворених

осадів в процесі окиснення сполук заліза в природній воді.

Для визначення впливу рН середовища на швидкість окиснення заліза розчину заліза (II) готували на артезіанській воді з концентрацією 30 мг/дм³, після чого доводили рН середовища від 7,2 до 10,0 (рис.4.).

Як видно з рисунку при рН < 7,5 окиснення заліза відбувалося дуже повільно. За перші 4 години ступінь вилучення заліза не перевищував 27%, а за добу

сягав лише 57...60% при залишкових концентраціях заліза 9...13 мг/дм³. При рН = 7,5 за добу концентрація заліза знизилась до 1,2 мг/дм³ (ступінь вилучення 96%), а при рН 8 та 9 концентрація заліза знизилась відповідно до 0,4 та 0,1 мг/дм³ (ступінь вилучення 98,7 та 99,7%). Тому, можна сказати, що швидкість окислення заліза залежить як від його концентрації у воді, так і від жорсткості та лужності води, які забезпечують певний рівень рН середовища.

Очевидно за збільшення рН середовища води зростає концентрація гідратованих іонів заліза Fe(OH)⁺, Fe(OH)²⁺,

Fe(OH)₂⁰, Fe(OH)₃⁻ швидкість окиснення яких набагато більша ніж Fe²⁺. Утворення таких сполук сприяє зростанню і середньої швидкості процесу. Після окиснення двовалентного заліза в розчині починає бути присутнє трьохвалентне залізо, яке знаходиться у вигляді іонів та продуктів їх гідролізу Fe³⁺, FeOH²⁻, Fe(OH)₂⁺, Fe(OH)₃⁰.

Якщо припустити, що кисень адсорбується на поверхні осаду гідроокису заліза і активується при реакції з сполуками заліза в розчині відповідно до реакцій:

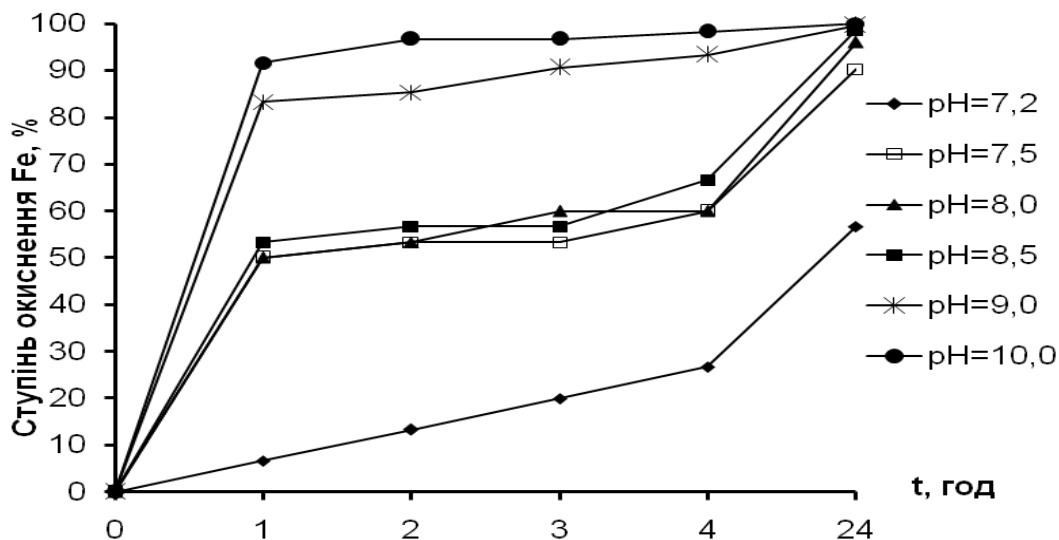
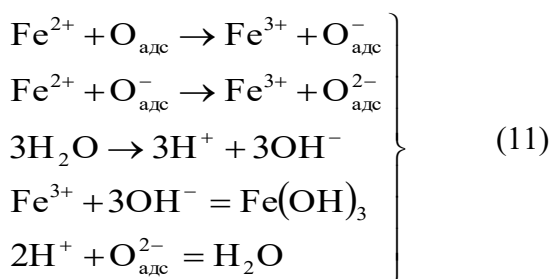


Рис.4. Залежність ступеню вилучення іонів заліза в залежності від часу відстоювання при зміні початкових рН середовища.

Fig.4. The dependence of the degree extraction of iron ions depending on the settling time when pH of the medium changes.



Тоді загальний вміст трьохвалентного заліза буде зменшуватися при підвищенні рН середовища, а швидкість переходу Fe²⁺→Fe³⁺ буде збільшуватися.

В загальному вигляді процеси, що відбуваються при знезалізненні води можна описати наступним алгоритмом:

- 1) адсорбція кисню з повітря розчином;
- 2) адсорбція розчинного кисню на поверхні гідроксиду заліза та активація його при переході в атомарний стан;
- 3) хімічний процес окиснення двовалентного заліза активним киснем;
- 4) утворення гідроксиду заліза.

Кожна стадія проходить як послідовно так і паралельно одна одній.

ВИСНОВКИ І ПЕРСПЕКТИВИ ПОДАЛЬШИХ ДОСЛІДЖЕНЬ

При аналізі експериментальних даних було встановлено що, в природній воді швидкість окиснення іонів заліза знижується з підвищенням його початкової концентрації за рахунок зниженням рН середовища при гідролізі сполук феруму. Процес самовільного окиснення сполук заліза у воді проходить з утворенням осаду, що представлений у вигляді проміжних сполук феруму(II) та (III) та його гідроксидів. При цьому осад виступає в якості каталізатора та сорбента в процесі окиснення заліза.

ЛІТЕРАТУРА

1. **Sogaard E. G., Madsen H. T.** Groundwater Chemistry and Treatment: Application to Danish Waterworks. *Water Treatment*. 2013. URL: <http://www.intechopen.com/books/water-treatment/groundwater-chemistry-and-treatment-application-to-danish-waterworks>
2. **Архіпова Г. І., Мудрак Т. О., Завертана Д. В.** Вплив надлишкового вмісту важких металів у питній воді на організм людини. *Вісник НАУ*. Київ, 2010. № 1. С. 232-235.
3. **Золотова Е. Ф., Асс Г. Ю.** Очистка воды от железа, марганца, фтора и сероводорода. М.: *Стройиздат*, 1975. 176 с.
4. **Sommerfeld Elmer O.** Iron and Manganese Removal Handbook. Denver, Colo.: *American Water Works*. 1999. 158 p.
5. **Korchef A., Kerkeni I., Amor M.B., Galland S., Persin F.** Iron removal from aqueous solution by oxidation, precipitation and ultrafiltration. *Desalination and Water Treatment*. 2009. Vol. 9, Issue 1-3. P. 1–8. doi: 10.5004/dwt.2009.745
6. **Ahcılar A., Meriç G., Akkurt F., Şendil O.** Air Oxidation of Ferrous Iron in Water. *Journal of International Environmental Application and Science*. 2008. Vol. 3, № 5. P. 409-4014
7. **Tufekci N., Sarikaya H. Z., Ozturk I.** An Experimental Study on Iron Removal with Ferric Sludge Recycling. *Water Science and Technology*. 2000. Vol. 42, №1-2. P. 393-397.
8. **Morgan B., Lahav O.** The effect of pH on the kinetics of spontaneous Fe(II) oxidation by O₂ in aqueous solution—basic principles and a simple heuristic description. *Chemosphere*. 2007. Vol. 68. P. 2080–2084. doi:10.1016/j.chemosphere.2007.02.015
9. **Tolchev A.V., Kleschov D.G., Bagautdinova R.R., Pervushin V.Y.** Temperature and pH effect on composition of a precipitate formed in FeSO₄-H₂O-H⁺/OH⁻-H₂O₂ system. *Materials Chemistry and Physics*. 2002. Vol. 74, № 3. P. 336-339.
10. **Семенова И. В., Хорошилов А. В.** Условия осаждения железа из воды. *Энерго-збереження и водоподготовка*. 2006. № 5. С. 7-10.
11. **Перевощикова Н. Б., Корнев В. И.** К вопросу о гидролизе ионов железа в водных растворах. *Вестник Удмуртского университета. Серия Химия*. 2006. № 8. С. 189-198.
12. **Benjamin M. M., Sletten R. S., Bailey R. P., Bennett T.** Sorption and Filtration of Metals using Iron-oxide-coated Sand. *Water Research*. 1999. Vol. 30. P. 2609-2620. doi:10.1016/s0043-1354(96)00161-3
13. **Doula M. K.** Simultaneous removal of Cu, Mn and Zn from drinking water with the use of clinoptilolite and its Fe-modified form. *Water Research*. 2009. 43(15). P. 3659-3672. doi:10.1016/j.watres.2009.05.037
14. **Lee S-M, Laldawngliana C, Tiwari D.** Iron oxide nano-particles-immobilized-sand material in the treatment of Cu(II), Cd(II) and Pb(II) contaminated waste waters. *Chemical Engineering Journal*, 2012. 195. P. 103–111. doi:10.1016/j.cej.2012.04.075
15. **Шиян Л.Н., Мачехина К.И., Кончакова Н.В.** Механизм образования коллоидных соединений железа в процессе водоподготовки. *Современные проблемы науки и образования*. 2013. № 4. С. 358.
16. **Сериков Л.В. и др.** Коллоидно-химические свойства соединений железа в природных водах. *Известия ТПУ*. 2010. Т. 316. № 3. С. 28–33.
17. **Albrektienė R., Rimeika M., Lubyte E.** The removal of iron-organic complexes from drinking water using coagulation process. *The 8th International Conference "Environmental Engineering"*. Vilnius: Technika, 2011. P. 509–512.
18. **Krupińska I.** The impact of the oxidising agent type and coagulant type on the effectiveness of coagulation in the removal of pollutants from underground water with an increased content of organic substances. *Journal of Environmental Engineering and Landscape Management*. 2016. 24(1). P. 70–78. doi:10.3846/16486897.2015.1113179
19. **Чернов М.П., Мартыненко И.С., Чайка М.А., Таупьева А.В.** Изучение процессов осаждения и окисления соединений железа (II) в карбонат-бикарбонатных растворах. *Ползуновский вестник*. 2009. № 3. С.

94-97.

20. **Santana-Casiano, J. M., González-Dávila, M., & Millero, F. J. (2004).** The oxidation of Fe(II) in NaCl–HCO₃[–] and seawater solutions in the presence of phthalate and salicylate ions: a kinetic model. *Marine Chemistry*. 85(1-2). P. 27–40.

doi:10.1016/j.marchem.2003.09.001

REFERENCES

1. **Sogaard, E. G., Madsen, H. T. (2013).** Groundwater Chemistry and Treatment: Application to Danish Waterworks. *Water Treatment*. <http://www.intechopen.com/books/water-treatment/groundwater-chemistry-and-treatment-application-to-danish-waterworks>

2. **Arkipova H. I., Mudrak T. O., Zaverhana D. V. (2010).** Influence of excess content of heavy metals in drinking water on the human body. *Visnyk NAU. I.* 232-235. [in Ukrainian].

3. **Zolotova, E. F., Ass, H. Yu. (1975).** Water purification from iron, manganese, fluorine, and hydrogen sulfide. *Moscow: Stroyizdat*, 176. [in Russian].

4. **Sommerfeld Elmer O. (1999).** Iron and Manganese Removal Handbook. *Denver, Colo.: American Water Works*. 158.

5. **Korchef, A., Kerkeni, I., Amor, M. B., Galland, S., Persin, F. (2009).** Iron removal from aqueous solution by oxidation, precipitation and ultrafiltration. *Desalination and Water Treatment*. 9 (1-3). 1–8.

doi: 10.5004/dwt.2009.745

6. **Alcılar A., Meriç G., Akkurt F., Şendil O. (2008).** Air Oxidation of Ferrous Iron in Water. *Journal of International Environmental Application and Science*. 3(5). 409-4014.

7. **Tufekci N., Sarikaya H. Z., Ozturk I. (2000).** An Experimental Study on Iron Removal with Ferric Sludge Recycling. *Water Science and Technology*. 42(1-2). 393-397.

8. **Morgan B., Lahav O. (2007).** The effect of pH on the kinetics of spontaneous Fe(II) oxidation by O₂ in aqueous solution—basic principles and a simple heuristic description. *Chemosphere*. 68. 2080–2084.

doi:10.1016/j.chemosphere.2007.02.015

9. **Tolchev A.V., Kleschov D.G., Bagautdinova R.R., Pervushin V.Y. (2002).** Temperature and pH effect on composition of a precipitate formed in FeSO₄–H₂O–H⁺/OH[–]–H₂O₂ system. *Materials Chemistry and Physics*. 74(3). 336-339.

10. **Semenova I. V., Khoroshilov A. V. (2006).** Conditions for precipitating iron from water. *Ehnergozberezhenie i vodopodgotovka*. 5. 7-10. [in Russian].

11. **Perevoshchikova N. B., Kornev V. I. (2006).** On the issue of hydrolysis of iron ions in aqueous solutions. *Vestnik Udmurtskogo universiteta. Seriya Khimiya*. 8. 189-198. [in Russian].

12. **Benjamin M. M., Sletten R. S., Bailey R. P., Bennett T. (1999).** Sorption and Filtration of Metals using Iron-oxide-coated Sand. *Water Research*. 30. 2609-2620. doi:10.1016/s0043-1354(96)00161-3

13. **Doula M. K. (2009).** Simultaneous removal of Cu, Mn and Zn from drinking water with the use of clinoptilolite and its Fe-modified form. *Water Research*. 43(15). 3659-3672. doi:10.1016/j.watres.2009.05.037

14. **Lee S-M, Laldawngliana C, Tiwari D. (2012).** Iron oxide nano-particles-immobilized-sand material in the treatment of Cu(II), Cd(II) and Pb(II) contaminated waste waters. *Chemical Engineering Journal*. 195. 103–111. doi:10.1016/j.cej.2012.04.075

15. **Shiyan L.N., Machekhina K.I., Konchakova N.V. (2013).** The mechanism of formation of colloidal iron compounds in the process of water treatment. *Sovremennye problemy nauki i obrazovaniya*. 4. 358.

16. **Serikov L.V. etc. (2012).** Colloid-chemical properties of iron compounds in natural waters. *Izvestiya TPU*. 316(3). 28–33. [in Russian].

17. **Albrektienė, R.; Rimeika, M.; Lubytė, E. (2011).** The removal of iron-organic complexes from drinking water using coagulation process. *The 8th International Conference “Environmental Engineering”*. Vilnius: Technika, 509–512.

18. **Krupińska I. (2016).** The impact of the oxidising agent type and coagulant type on the effectiveness of coagulation in the removal of pollutants from underground water with an increased content of organic substances. *Journal of Environmental Engineering and Landscape Management*. 24(1). 70–78.

doi:10.3846/16486897.2015.1113179

19. **Chernov M.P., Martynenko I.S., Chayka M.A., Taupyeva A.V. (2009).** Study of the deposition and oxidation of iron (II) compounds in carbonate-bicarbonate solutions. *Polzunovskiy vestnik*. 3. 94-97. [in Russian].

20. **Santana-Casiano, J. M., González-Dávila, M., & Millero, F. J. (2004).** The oxidation of Fe(II) in NaCl–HCO₃[–] and seawater solutions in the presence of phthalate and salicylate ions: a kinetic model. *Marine Chemistry*. 85(1-2). 27–40.

doi:10.1016/j.marchem.2003.09.001

The catalytic effect of hydrolysis products of iron compounds in the iron removal of groundwater

Mariia Tverdokhlib, Nikolai Gomelya

Abstract. The most important issue is the provision of high-quality drinking water to the population. This problem is not so much in the presence of water resources, but in the preparation of water safe for human health. Despite the fact that the quality of groundwater is better than surface water, it may not meet the regulatory requirements for the content of individual elements. They usually contain iron from 1 to 10 mg / L. There are many methods that can be used to remove iron from water. One of the simplest and cheapest is the method oxidation of iron with the sedimentation and removal of the formed iron hydroxide. In this paper, the processes of oxidation of iron ions by oxygen in the natural water was investigated. Dependences of the degree of oxidation of iron compounds from the time of water contact with air oxygen and the resulting precipitate in the process of settling are presented. It is shown that the rate of oxidation of iron in water depends on the initial concentration of iron ions and the time of contact with oxygen in the air. The results of oxidation of ions of divalent iron in the presence of products of its hydrolysis in the form of a precipitate are presented. It has been established that the formed ferrum compounds exhibit a catalytic effect in the volume of purified water during the oxidation process.

Key words: iron ions; oxidation; oxygen; catalytic effect; ferrum compounds; iron hydroxide; precipitation.

Стаття надійшла до редакції 1.12.2018