

- Gomelya N. D., Shabliy T. A., Trohymenko A. G., Shuryberko M. M. (2017), New inhibitors of corrosion and depositions of sediments for water circulation systems. *Journal of Water Chemistry and Technology*, 39, 2, 92-96, doi:10.3103/S1063455X17020060.
- Vorobyova V., Chygyrynets O., Skiba M., Trus I., Frolenkova S. (2018). Grape pomace extract as green vapor phase corrosion inhibitor. *Chemistry and Chemical Technology*, 12, 3, 410-418, doi:10.23939/chcht12.03.410.
- Popoola L. T. Organic green corrosion inhibitors (OGCIs): a critical review (2019), *Corrosion Reviews*, 37 (2), 71-102, doi:10.1515/corrrev-2018-0058.
- Shaban H. I. (1992), Corrosion inhibition in a cool-water system, *Coros. Prev. and Contr.*, 39, 1, 1992, 9-12.
- Tyr S. G., Boboshko Z. A., Glushko I. D. (1993), Assessment of the effectiveness of inhibitors in circulating water environments, *Meth. Protection*, 29, 1, 158-160.
- Kuznetsov Yu. I. (1990), Mechanism of action of complexing corrosion inhibitors of metals, Corrosion and meth protection, Theses, 12 Perm, Oct., 1990, p. 101.
- Kuznetsov Yu. I., Trunov E. A., Rosenfeld I. L. (1980), Investigation of phosphorus-containing compounds as inhibitors of metal corrosion in industrial water supply systems, Corrosion and protection in the oil and gas industry, Moscow, 7, 1980, 5-7.
- Vember V. V., Nosachova Yu. V. (2018), Influence of transition d-metal ions on the dynamics of microorganisms survival in the presence of phosphonic acids, *Bulletin of the National Technical University of Ukraine «Igor Sikorsky Kyiv Polytechnic Institute»*, Series «Chemical engineering, ecology and Resource Conservation», 17(1), 72-77, DOI: 10.20535 / 2306-1626.1.2018.143384.

УДК 628.161.2:546.71

**ГОМЕЛЯ М.Д., д.т.н., професор; ТВЕРДОХЛІБ М.М., к.т.н., асистент; МІГРАНОВА В. О., студент
Національний технічний університет України
«Київський політехнічний інститут імені Ігоря Сікорського»**

ЗАСТОСУВАННЯ МАГНЕТИТУ ДЛЯ ПРИСКОРЕННЯ ПРОЦЕСУ ОКИСЛЕННЯ ЗАЛІЗА

У даній роботі було досліджено процес знезалізнення води з використанням магнетиту в якості каталізатора для пришвидшення окислення іонів заліза у водному середовищі. Показано, що ефективність вилучення іонів заліза залежить від концентрації розчину, дози сорбенту та часу контакту. У всіх випадках використання магнетиту прискорювало процес вилучення заліза більше, як на порядок в порівнянні з аналогічно проведеними дослідженнями окислення заліза без додавання каталізатора. При цьому в разі значень рН середовища більших 6, використання магнетиту, як каталізатора сприяє глибокому очищенню води від іонів заліза.

Ключові слова: іони заліза, магнетит, сорбент, каталізатор, знезалізнення.

DOI: 10.20535/2617-9741.4.2020.219785

© Гомеля М. Д., Твердохліб М. М., Мігранова В. О., 2020.

Постановка проблеми. Інтенсивне забруднення поверхневих та підземних джерел водопостачання призвело до погіршення якості питної води. Більшість водних ресурсів, включаючи артезіанські свердловини, забруднені сполуками заліза, що потрапляючи в організм людини накопичуються та призводять до розвитку хронічних захворювань. Згідно діючих нормативів в Україні вміст заліза в питній воді не

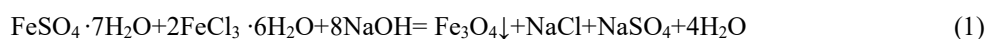
повиннен перевищувати $0,3 \text{ мг/дм}^3$. Зазвичай залізо в природних водах може бути присутнє у значно вищих концентраціях – від 5 до 20 мг/дм^3 . Використання такої води для питних цілей без попереднього очищення є неможливим. Розповсюджені технології знезалізнення води в переважній більшості є застарілими, а отримані параметри води на виході невідповідають вимогам до питної води. Зважаючи на це, важливою задачею в процесі водопідготовки залишається пошук, розробка та впровадження ефективних та енергоощадних способів знезалізнення підземних вод питного призначення. Саме тому застосування нових матеріалів з відповідними характеристиками являється перспективним та доцільним.

Аналіз попередніх досліджень. Проблема вилучення заліза із природних та стічних вод залишається не вирішеною, не дивлячись на велику кількість публікацій [1, 2]. Якщо розглядати відомі методи знезалізнення води, то найпоширенішим методом знезалізнення підземних вод є метод спрощеної аерації [3]. В цьому випадку окислення заліза у воді реалізується за рахунок контакту води із повітрям та подальшим її відстоюванням і фільтруванням. Даний метод переважає іонний метод [4], сорбційні методи [5], електрокоагулювання [6] та зворотній осмос [7]. Іонний обмін та сорбційні процеси вилучення заліза із води ускладнюються значними концентраціями іонів жорсткості у природних та стічних водах. Принаймі концентрації іонів жорсткості в десятки разів переважають концентрації іонів заліза, тому використання іонітів та сорбентів для знезалізнення природних вод вкрай неефективне. В разі сорбції, іонного обміну відбувається отруєння сорбентів сполуками заліза (III), які після їх утворення важко видалити з іоніту чи сорбенту. Отруєння сполуками заліза (III) відбувається і при використанні мембран. Електрокоагулювання вимагає складного апаратурного оформлення та значних енергозатрат. Реагентне видалення заліза із води [8] супроводжується залуженням води та забруднення її реагентами.

В останні роки активно ведуть дослідження з використанням високодисперсних сорбентів та каталізаторів, що містять в своїй будові частки з магнітними властивостями. Такі матеріали проявляють підвищену активність в умовах каталітичних реакцій та сприяють прискоренню процесів. Одним з таких матеріалів є наночастинки утворені на основі феритів. Сорбенти синтезовані за рахунок оксидних сполук заліза активно застосовуються в різних хімічних технологіях. Встановлено, що наночастинки магнетиту (Fe_3O_4) проявляють сорбційну активність стосовно солей важких металів [9].

Метою даної роботи було дослідження процесу окислення іонів заліза в присутності магнетиту та оцінка ефективності його застосування в якості сорбенту-каталізатору для знезалізнення води.

Методика роботи. Для встановлення впливу та дози каталізатора на швидкість окиснення іонів заліза у водному середовищі дослідження проводили на модельних розчинах приготованих на водопровідній воді з концентрацією іонів заліза від 5 до 30 мг/дм^3 . В якості каталізатора використовували магнетит (Fe_3O_4). Для отримання магнетиту у вигляді суспензії застосували метод осадження магнітних часток з суміші розчинів солей сульфату заліза (II) та хлориду заліза (III) в лужному середовищі. Вихід продукту розраховували при співвідношенні $\text{Fe}^{2+}:\text{Fe}^{3+} = 1:2$ за реакцією:



Наночастинки магнетиту формували в діапазоні рН $9-10$. Для дозрівання синтезовані частки магнетиту залишали у маточному розчині на годину, після чого отриману суспензію промивали дистильованою водою до нейтрального значення рН. В подальшому магнітну суспензію дозували в модельні розчини в заданих концентраціях від 100 до 500 мг/дм^3 по Fe_3O_4 , фіксуючи залишкові концентрації іонів заліза кожні 30 хв протягом 3 -х годин.

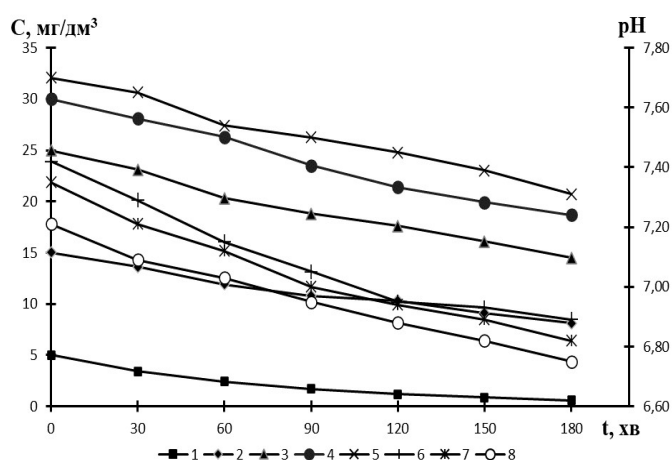
На основі отриманих даних було розраховано ємність сорбенту A (мг/г) по іонам заліза та ефективність очищення E (%) від іонів заліза:

$$A = \frac{(C_0 - C_{\text{рівн.}}) V_{\text{р-ну}}}{m} \quad (2)$$

$$E = \frac{(C_0 - C_{\text{рівн.}})}{C_0} \cdot 100 \quad (3)$$

де C_0 та $C_{\text{рівн}}$ – вихідна та рівноважна концентрація іонів заліза в розчині, мг/дм³; $V_{\text{р-ну}}$ – об'єм розчину, дм³; m – маса сорбенту, г.

Виклад основного матеріалу. Окислення заліза у воді відбувається не настільки легко, як може здаватися на перший погляд. Було вивчено окислення сполук заліза у водопровідній воді. В даних дослідіах окислення заліза проводилось при постійному перемішуванні розчинів сульфату заліза приготованих на водопровідній воді (рис.1). Відповідно привединим результатам лише при початковій концентрації заліза (III) 5 мг/дм³ за 3 годин перемішування розчину вміст заліза у воді вдалось знизити до 0,6 мг/дм³. Ступінь очищення досягнув 78,8%. В усіх інших випадках при концентраціях 15-30 мг/дм³ ефективність вилучення заліза не перевищувала 46%. При цьому ефективність видалення заліза із води знижувалась при зростанні його початкової концентрації від 15 до 30 мг/дм³. Виходячи з того, що концентрація кисню у воді при 20-25⁰С не перевищує 8 мг/дм³, або 1 мг-екв/дм³, при концентрації заліза 15 мг/дм³ його еквівалента кількість сягає 0,54 мг-екв/дм³, а при 30 мг/дм³ – 1,08 мг-екв/дм³. Тобто у даних випадках надлишок кисню або незначний, або його зовсім немає. Тоді як при концентрації заліза 5 мг/дм³ (0,1786 мг-екв/дм³) надлишок кисню сягає 3 мг-екв на 1 мг-екв заліза. Стехіометрично на 1 мг заліза (III) витрачається 0,143 мг розчиненого у воді кисню.

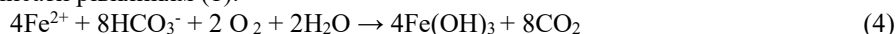


1, 2, 3, 4 – початкова концентрація іонів заліза, мг/дм³: 5; 15; 25; 30;
5, 6, 7, 8 – зміна рН середовища відповідно концентрацій іонів заліза, мг/дм³: 5; 15; 25; 30;

Рис. 1 – Залежність концентрації іонів заліза та рН середовища від часу перемішування розчинів заліза (II) приготованих на водопровідній воді

Відомо, що залізо (II) практично не окиснюється киснем повітря у слабокислому середовищі і швидкість його окиснення суттєво зростає лише у слаболужному середовищі. Крім того в процесі окислення солей заліза (II) у воді відбувається підкислення води. Це ж підтверджується результатами рН середовища, отриманими при окисленні розчинів заліза у воді.

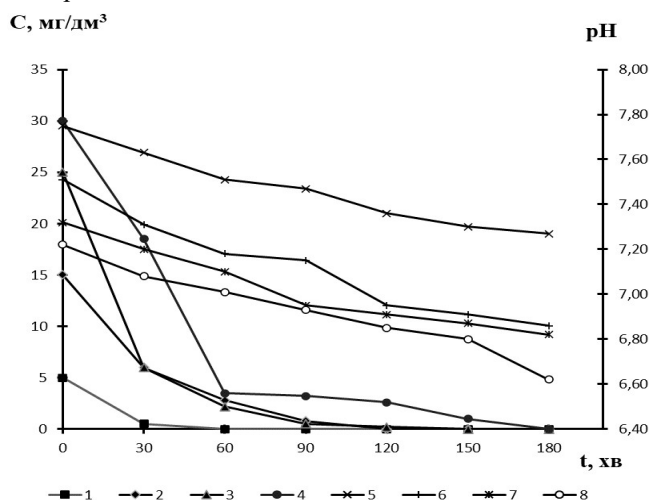
При контакті розчинів заліза з повітрям у випадку постійного перемішування відбувається зниження рН середовища, по мірі окислення і гідролізу іонів заліза (II) та (III). За вихідної концентрації 5 мг/дм³ рН середовища знижується найменше, тому що кількість заліза у воді незначна. Більше того, у присутності гідрокарбонат-аніонів у водопровідній воді значна частина протонів зв'язується з виділенням діоксиду вуглецю. Цей процес можна описати рівнянням (1):



Звичайно, при збільшенні концентрації заліза у 3 - 6 разів відмічено більш суттєве зниження рН розчинів (рис.1, криві 6; 7; 8), що в свою чергу знижує швидкість процесів окиснення заліза (криві 2; 3; 4) та знижує ефективність видалення його із води (рис.2, криві 2; 3; 4).

Відомо, що швидкість окислення заліза (II) у воді зростає не лише при підвищенні рН середовища, але і при використанні каталізаторів. Тому, було досліджено ефективність використання магнетиту в якості каталізатору для вилучення іонів заліза із води. Експеримент проводили аналогічно попередніх досліджень,

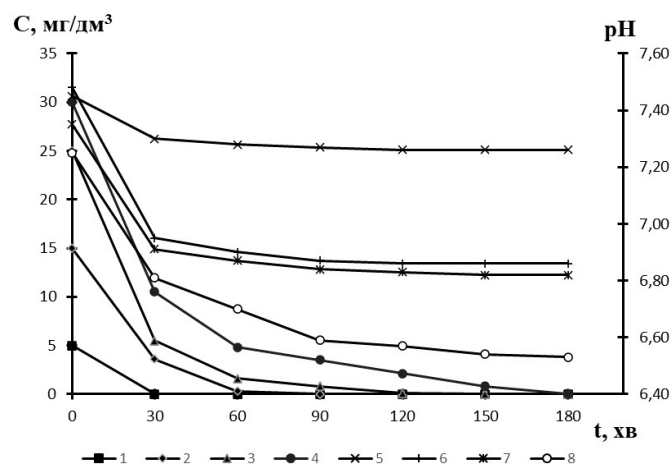
аналізуючи проби розчинів на вміст заліза через кожні 30 хвилин. Як видно з рис.2 при використанні магнетиту уже в кількості 100 мг/дм³ швидкість окислення суттєво зросла. При концентрації заліза 5 мг/дм³ основна його маса була окислена вже за 30 хвилин. При концентрації 15 мг/дм³ заліза (II) воно повністю окислилось менше як за 120 хвилин, при концентрації 25 мг/дм³ залізо окислилось менше як за 150 хвилин, а при 30 мг/дм³ – менше як 180 хвилин. При цьому із зростанням концентрації заліза залишкові рН знижувались тим більше, чим більшою була концентрація заліза. При використанні заліза в концентраціях 5-30 мг/дм³ залишкові рН розчинів знизились від 7,27 до 6,62. При цьому перед перемішуванням при розведенні сульфату заліза за концентрації заліза 5 мг/дм³ рН розчину сягало 7,75, при 15 мг/дм³ - 7,51, при 25 мг/дм³ - 7,32 та при 30 мг/дм³ - 7,22. Із приведених результатів видно, що швидкість окислення заліза при використанні в якості каталізатора магнетиту суттєво зросла навіть при проведенні процесу за рН 6,62 – 7,75. Це дуже важливо. Адже при очищенні великих об'ємів води доведення рН потрібно витратити великі кількості лугу, соди або вапна. Крім того необхідно використовувати обладнання для отримання та дозування розчинів. Без сумніву, при доведенні рН можливе введення реагентів, що можуть погіршити якість води, особливо при обробці води із підвищеною мінералізацією.



1, 2, 3, 4 – початкова концентрація іонів заліза, мг/дм³: 5; 15; 25; 30;
5, 6, 7, 8 – зміна рН середовища відповідно концентрації іонів заліза, мг/дм³: 5; 15; 25; 30;

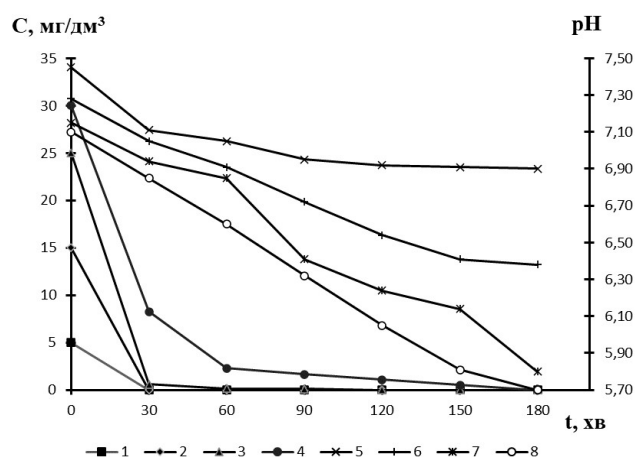
Рис. 2 – Зміна концентрації іонів заліза та рН середовища з часом перемішування розчинів заліза (II) приготованих на водопровідній воді при дозі магнетиту 100 мг/дм³

Ще вищі швидкості окислення заліза було відмічено при використанні магнетиту в кількості 200 та 500 мг/дм³ (рис.3; рис.4). При дозі магнетиту 200 мг/дм³ за концентрації заліза 5 мг/дм³ повне його окислення досягалося менш, як за 30 хвилин. При дозі магнетиту 500 мг/дм³ повного окислення заліза було досягнуто менше як за 30 хвилин при концентраціях заліза 5 та 15 мг/дм³. Досить швидко окислювалось залізо і при концентраціях заліза 25 та 30 мг/дм³.



1, 2, 3, 4 – початкова концентрація іонів заліза, mg/dm^3 : 5; 15; 25; 30;
 5, 6, 7, 8 – зміна pH середовища відповідно концентрацій іонів заліза, mg/dm^3 : 5; 15; 25; 30;

Рис.3 – Зміна концентрації іонів заліза та pH середовища з часом перемішування розчинів заліза (II) приготуваних водопровідній воді при дозі магнетиту 200 mg/dm^3 .



1, 2, 3, 4 – початкова концентрація іонів заліза, mg/dm^3 : 5; 15; 25; 30;
 5, 6, 7, 8 – зміна pH середовища відповідно концентрацій іонів заліза, mg/dm^3 : 5; 15; 25; 30;

Рис.4 – Зміна концентрації іонів заліза та pH середовища з часом перемішування розчинів заліза (II) приготуваних на водопровідній воді при дозі магнетиту 500 mg/dm^3 .

Слід відмітити, що при дозі магнетиту 500 mg/dm^3 ефективне окиснення заліза відбувалось і при pH 5,70-6,05. Очевидно, що магнетит є комплексним реагентом із сорбційними і каталітичними властивостями. Це пов'язано з тим, що іони заліза (II) та заліза (III) у присутності кисню можуть добувати кристалічну решітку магнетиту. Тобто може спостерігатись активна адсорбція. Проте відомо, що наночастинки магнетиту утворюються при високих pH [10]. Крім того активована адсорбція характеризується високою енергією активації та низькими швидкостями процесу. З іншої сторони частки магнетиту мають розміри 7 – 10 нм, а значить мають дуже розвинуту поверхню. Завдяки присутнім атомам заліза (II) вони можуть ефективно

сорбувати кисень. З іншої сторони магнетит також ефективно сорбує із розчину іони заліза (II). В цілому, на поверхні магнетиту іони заліза (II) ефективно взаємодіють з киснем з утворенням сполук заліза (III). А у роботі [11] показано, що при окисленні осаду $Fe(OH)_2$ утворюється магнетит Fe_3O_4 . Таким чином в даному випадку при окисленні заліза на поверхні магнетиту значна частина його включається в кристалічну решітку каталізатора. Тому наряду з каталітичною активністю магнетиту можна говорити і про його сорбційні властивості по відношенню до сполук заліза у воді.

Із даних, приведених у табл. 1 можна судити про каталітичну активність та сорбційну здатність магнетиту. Як видно із таблиці, при підвищенні вихідної концентрації заліза у розчині час повного очищення води від заліза зростає. При підвищенні дози магнетиту зростає швидкість очищення води від заліза. За концентрації магнетиту 500 мг/дм^3 за 30 хвилин з води повністю видалено залізо при концентраціях 5 та 15 мг/дм^3 , а при концентрації заліза 25 мг/дм^3 за 30 хвилин досягнуло ступеню видалення заліза на рівні 97,6%.

Таблиця 1 – Зміна ступеню очищення води від заліза, сорбційної ємності магнетиту по іонах заліза з часом перемішування розчинів сульфата заліза у воді при різних дозах магнетиту.

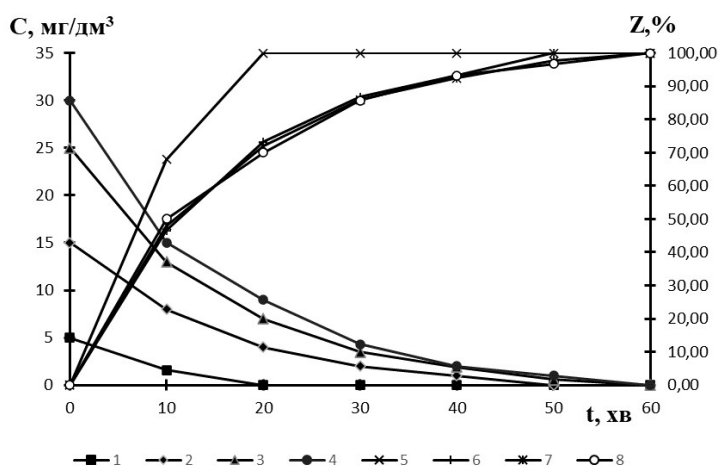
Початкова $C_{Fe^{2+}}$, мг/дм^3	Доза магнетиту, мг/дм^3	Сорбційна ємність, мг/дм^3						Ступінь очищення, %					
		Час контакту, хв						Час контакту, хв					
		30	60	90	120	150	180	30	60	90	120	150	180
5	100	45	50	50	50	50	50	90,00	100,00	100,00	100,00	100,00	100,00
15		90	122	142	150	150	150	60,00	81,33	94,67	100,00	100,00	100,00
25		190	228	245	248	250	250	76,00	91,20	98,00	99,20	100,00	100,00
30		115	265	268	274	290	300	38,33	88,33	89,33	91,33	96,67	100,00
5	200	25	25	25	25	25	25	100,00	100,00	100,00	100,00	100,00	100,00
15		57	73,5	75	75	75	75	76,00	98,00	100,00	100,00	100,00	100,00
25		97,5	117	121	124,5	125	125	78,00	93,60	96,80	99,60	100,00	100,00
30		107,5	136	137,5	139,5	146	150	71,67	90,67	91,67	93,00	97,33	100,00
5	200*	22,5	24	25	25	25	25	90,00	96,00	100,00	100,00	100,00	100,00
15		67	72,5	75	75	75	75	89,33	96,67	100,00	100,00	100,00	100,00
25		90	110	120	124,5	125	125	72,00	88,00	96,00	99,60	100,00	100,00
30		98	110	135	142,5	149	150	65,33	73,33	90,00	95,00	99,33	100,00
5	500	10	10	10	10	10	10	100,00	100,00	100,00	100,00	100,00	100,00
15		30	30	30	30	30	30	100,00	100,00	100,00	100,00	100,00	100,00
25		38	49,7	49,8	50	50	50	97,60	99,40	99,60	100,00	100,00	100,00
30		43,5	55,4	56,7	57,8	59	60	72,50	75,67	77,83	80,00	82,50	84,00

* При доведенні початкових значень рН розчинів до 8,00.

Величина сорбційної ємності магнетиту зростає із підвищенням концентрації заліза у розчині та із зниженням дози магнетиту при збільшенні часу перемішування та ступеню видалення заліза. Це цілком логічно і повністю відповідає уявленням про процеси сорбції, включаючи і активовану адсорбцію.

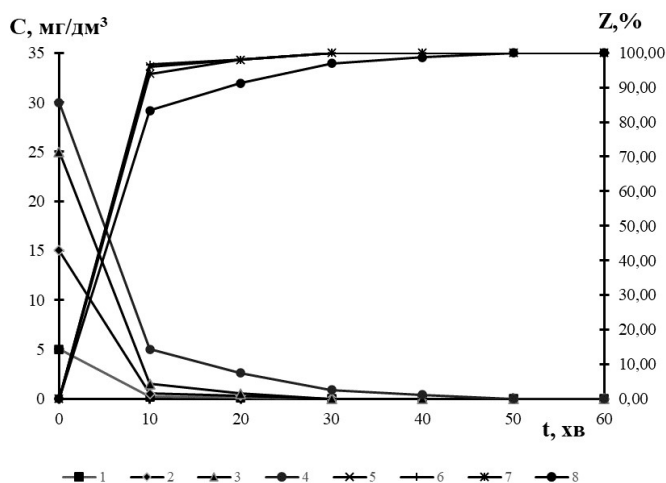
Слід відмітити, що при доведенні рН розчинів заліза у воді до значень 8,0 та при перемішуванні розчинів при дозі магнетиту 200 мг/дм^3 не відмічено суттєвого прискорення процесу та ступеню видалення заліза із збільшенням часу перемішування. Близькими є і значення сорбційної ємності магнетиту до відповідних показників при очищенні води без доведення рН. Очевидно, в даному випадку доза магнетиту 200 мг/дм^3 забезпечує достатнє зростання швидкості окислення заліза і при рН 6,0 – 7,7.

В цілому, якщо розглядати результати представлені вище, то можна сказати, що при використанні магнетиту швидкість процесу окислення та сорбції заліза зростає настільки, що за 30 хвилин більшість процесів завершується. Тому при використанні магнетиту в дозах 200 та 500 мг/дм^3 були проведені кінетичні дослідження із часовим інтервалом між аналізами проб по 10 хвилин. Результати приведені на рис.5 та рис.6.



1, 2, 3, 4 – початкова концентрація іонів заліза, мг/дм^3 : 5; 15; 25; 30;
 5, 6, 7, 8 – зміна ступеню вилучення заліза відповідно концентрацій іонів заліза, мг/дм^3 : 5; 15; 25; 30;

Рис.4 – Залежність концентрації заліза та ступеню вилучення заліза із розчинів сульфату заліза приготованих на водопровідній воді від часу перемішування розчинів при дозі магнетиту 200 мг/дм^3 (Кінцеві рН: 7,52 (1); 6,97 (2); 6,81 (3); 6,55 (4)).



1, 2, 3, 4 – початкова концентрація іонів заліза, мг/дм^3 : 5; 15; 25; 30;
 5, 6, 7, 8 – зміна ступеню вилучення заліза відповідно концентрацій іонів заліза, мг/дм^3 : 5; 15; 25; 30;

Рис.4 – Зміна залишкової концентрації заліза та ступеню його вилучення із розчинів сульфату заліза приготованих на водопровідній воді з часом їх перемішування при дозі магнетиту 500 мг/дм^3 (Кінцеві рН: 7,24 (1); 6,90 (2); 6,79 (3); 6,24(4)).

У даному випадку при дозі магнетиту 200 мг/дм^3 та концентрації заліза 5 мг/дм^3 очищення відбувалось практично за 10 хвилин. Інші досліді тривали 40 – 50 хвилин. За годину було відмічено очищення води від заліза у всіх дослідіах. При дозі магнетиту 500 мг/дм^3 лише при концентрації заліза 30 мг/дм^3 процес очищення тривав більше 40 хвилин. У даному випадку, як і у попередніх дослідіах відмічено суттєве прискорення процесу видалення заліза із води при використанні сорбентів каталізаторів.

Висновки. В результаті проведених досліджень, показано, що окиснення заліза у розчинах приготованих на водопровідній воді залежить від початкових концентрації іонів заліза. Ефективність окиснення знижується при підвищенні концентрації заліза від 5 до 30 мг/дм³. Визначено залежність ефективності окиснення заліза у водопровідній воді від концентрації заліза та доза магнетиту при використанні останнього в кількості 100, 200 та 500 мг/дм³. У всіх випадках використання магнетиту прискорювало процес вилучення заліза більше, як на порядок. В більшості випадків процес повного вилучення іонів заліза із води завершується впродовж 30 хв.

Перспективи подальших досліджень. Застосування магнетиту в якості каталізатора процесів окиснення сполук заліза у водному середовищі та в подальшому їх вилучення із води має свої конструкційні недоліки. Не дивлячись на високу сорбційну здатність та ефективність вилучення іонів заліза, застосування частинок магнетиту у вигляді суспензії не завжди є зручним, так як відбувається постійне винесення частинок магнетиту з розчину та надто повільне його осадження. В подальших дослідженнях доцільним було б знайти спосіб усунення даних складнощів, для зручного використання магнетиту як каталізатору не лише в лабораторних масштабах, а й промислових.

Список використаної літератури

1. Khatri N., Tyagi S., Rawtani D. Recent strategies for the removal of iron from water: A review // Journal of Water Process Engineering. 2017. 19. P. 291–304.
2. Геніш О. В. Перспективні методи очистки води від сполук заліза для котеджних будинків // Студентський вісник НУВГП. 2015. Вип.1(3). С. 7–11.
3. Орлов В. О. Знезалізнення підземних вод спрощеною аерацією та фільтруванням // Видавничий центр НУВГП, 2008. 158 с.
4. Chaturvedi S., Dave P. N. Removal of iron for safe drinking water // Desalination. 2012. 303. P. 1–11.
5. Москвичева А. В., Трегубов А. Ю., Сахарова А. А., Москвичева Е. В., Пухов М. В. Сорбционная очистка воды подземных источников // Вестник Волгоградского государственного архитектурно-строительного университета. Серия: Строительство и архитектура. 2018. Вып. 51(70). С.160-169
6. Doggaz A., Attour A., Le Page Mostefa M., Tlili M., Lopicque F. Iron removal from waters by electrocoagulation: Investigations of the various physicochemical phenomena involved // Separation and Purification Technology. 2018. 203. P. 217–225.
7. Гончарук В.В., Кавицкая А.А., Скильская М.Д. Наночистота в питьевом водоснабжении // Химия и технология воды. 2011. Т. 33. № 1.С. 63–94.
8. Чарний Д. В. Дослідження ефективності застосування різних окислювачів у процесі знезалізнення підземних вод з підвищеним вмістом кремнієвих сполук // Вісник НУВГП: Технічні науки. 2012. 2 (58). С. 42–48.
9. Giraldo L., Erto A., Moreno-Piraján J. C. Magnetite nanoparticles for removal of heavy metals from aqueous solutions: synthesis and characterization // Adsorption. 2013. 19(2-4). P. 465–474.
10. Rashid H., Mansoor M. A., Haider B., Nasir R., Abd Hamid S. B., Abdulrahman A. Synthesis and characterization of magnetite nano particles with high selectivity using in-situ precipitation method // Separation Science and Technology. 2020. 55(6). P. 1207-1215.
11. Ларин Г.Г., Викторова А.В., Мурадова А.Г., Юртов Е.В. Получение наночастиц Fe₃O₄ методом старения осадка Fe(OH)₂ // Успехи в химии и химической технологии. 2013. 27(6). С.104–107.

Надійшла до редакції 02.11.2020

Gomelya M. D., Tverdokhlib M. M., Mihranova V. O.

USING A MAGNETITE TO ACCELERATE OF IRON OXIDATION

Iron is one of the most abundant elements in the Earth's crust. The metal is found in large quantities in rocks and soil systems around the world. It reaches the water bodies through geogenic sources as well as dumping of industrial effluents and domestic wastes into the water bodies. The surface water receives iron via effluents from iron and steel industries, mining as well as metal corrosion. The groundwater also receives iron through iron bearing rocks and minerals. According to WHO standards, iron content in drinking water is permitted only up to the concentration of

0.3 mg/L. However, the elevated levels of iron in water have been reported in different areas around the world due to increasing water pollution. Iron causes various health issues are linked with elevated levels of iron in water.

Different strategies discussed in this article for removing the high iron content from water. Among the conventional strategies used, oxidation-precipitation-filtration process, separation through filter media and electrocoagulation. Methods such as ion exchange, adsorption, wetland treatment, aeration and sequestration were less effective in the removal of iron from the water.

In this work, magnetite Fe_3O_4 as a catalyst used for purification of water from iron ions. As-prepared Fe_3O_4 nanoparticles were successful for aqueous solution iron removal. Batch experiments investigated the influence of pH, contact time and adsorbate/adsorbent concentration on Fe^{2+} adsorption. Experimental results suggest that the adsorption capacity of Fe_3O_4 nanoparticles towards metal ions depends on the from the concentration of magnetite and iron in water. Maximum iron removal occurred at $pH \geq 6$. At magnetite dose of 200 mg/ L and an iron concentration of 5 mg/DM³, its complete oxidation was achieved in less than 30 minutes. At magnetite dose of 500 mg/ L, complete iron oxidation was achieved in less than 30 minutes at iron concentrations of 5 and 15 mg/ L. It should be noted that at a magnetite dose of 500 mg/ L, effective iron oxidation also occurred at pH 5.70 - 6.05.

The value of the sorption capacity of magnetite increases with an increase in the concentration of iron in the solution and with a decrease in the dose of magnetite with an increase in the mixing time and the degree of iron extraction. This is quite logical and fully corresponds to the ideas about sorption processes, including activated adsorption.

In conclusion, it is here demonstrated that the magnetite Fe_3O_4 nanoparticles can be efficiently used as an effective, convenient and low-cost material for the removal and recovery of iron from water.

Key words: iron, magnetite, sorbent, catalyst, oxidation, iron removal.

References

1. Khatri, N., Tyagi, S., Rawtani, D. (2017), «Recent strategies for the removal of iron from water: A review», *Journal of Water Process Engineering*, no 19, pp. 291-304.
2. Henish, O.V. (2015), «Promising methods of water purification from iron compounds for cottage houses», *Studentskyi visnyk NUVHP*, no 1(3), pp. 7–11.
3. Orlov, V.O. (2008), «Groundwater treatment from iron by simplified aeration and filtration», *Vydavnychiy tsentr NUVHP*, 158 p.
4. Chaturvedi, S., Dave, P. N. (2012), «Removal of iron for safe drinking water», *Desalination*, no 303, pp. 1–11.
5. Moskvycheva, A. V., Trehubov, A. Yu., Sakharova, A. A., Moskvycheva, E. V., Pukhov, M.V. (2018), «Sorption purification of water from underground sources», *Vestnik Volgogradskogo Gosudarstvennogo Arhitekturno-Stroitel'nogo Universiteta. Seriya: Stroitel'stvo i Arhitektura*, no 51(70), pp.160-169.
6. Doggaz, A., Attour, A., Le Page Mostefa, M., Tlili, M., Lapique, F. (2018), «Iron removal from waters by electrocoagulation: Investigations of the various physicochemical phenomena involved», *Separation and Purification Technology*, no 203, pp. 217–225.
7. Goncharuk, V.V., Kavytskaia, A.A., Skylskaia, M.D. (2011), «Nanofiltration in drinking water supply», *Himija i tehnologija vody*, no 1, pp. 8–13.
8. Charnyi, D.V. (2012), «Investigation of the effectiveness of oxidizing agents in the process of purification underground water from iron with a high content of silicon compounds», *Visnyk NUVHP: Tekhnichni nauky*, no 2(58), pp. 42–48.
9. Giraldo, L., Erto, A., Moreno-Piraján, J. C. (2013), «Magnetite nanoparticles for removal of heavy metals from aqueous solutions: synthesis and characterization», *Adsorption*, no 19(2-4), pp. 465–474.
10. Rashid, H., Mansoor, M. A., Haider, B., Nasir, R., Abd Hamid, S. B., Abdulrahman, A. (2020), «Synthesis and characterization of magnetite nano particles with high selectivity using in-situ precipitation method», *Separation Science and Technology*, no 55(6), pp. 1207-1215.
11. Larin, G.G., Viktorova, A.V., Muradova, A.G., Jurtov, E.V. (2013), «Preparation of Fe_3O_4 nanoparticles by the $Fe(OH)_2$ sediment aging method», *Uspehi v himii i himicheskoy tehnologii*, no 27(6), pp. 104–107.