

ГОЛЯКА АНДРІЙ

Національний технічний університет України "Київський політехнічний інституту ім. І. Сікорського"

<https://orcid.org/0000-0002-1478-9650>E-mail: andreykagolyaka@gmail.com

ГОМЕЛЯ МИКОЛА

Національний технічний університет України "Київський політехнічний інституту ім. І. Сікорського"

<https://orcid.org/0000-0003-1165-7545>E-mail m.gomelya@kpi.ua

ВПЛИВ РЕАКЦІЇ СЕРЕДОВИЩА НА ШВИДКІСТЬ ЗНЕКИСНЕННЯ ВОДИ СУЛЬФІТОМ НАТРІЮ В ПРИСУТНОСТІ ІОНІВ ЗАЛІЗА

Вивчено процеси знекиснення води в статичних умовах сульфітом натрію в присутності іонів заліза та досліджено зміну швидкості проходження процесу за рахунок зміни кислотності середовища. Процес знекиснення води в присутності заліза проходить значно швидше, як без його застосування. Каталітичний ефект спостерігається в усьому діапазоні використаних рН середовища. Швидкість відновлення кисню підвищувалась з підвищенням концентрації заліза та знижується з підвищенням рН середовища. Очевидно, що наявність іонів Fe^{2+} сприяє відновленню кисню. Даний ефект можна пояснити підвищенням властивостей заліза як окисника з підкисленням середовища, що сприяє відновленню сульфату та переходу заліза у Fe^{2+} - форму.

Ключові слова: корозія, киснева деполаризація, знекиснення води, каталізатор, очищення води.

HOLIACA ANDRII

Igor Sikorsky Kyiv Polytechnic Institute

GOMELYA MUKOLA

Igor Sikorsky Kyiv Polytechnic Institute

THE INFLUENCE OF ENVIRONMENTAL REACTION ON THE RATE OF WATER DEOXIDATION BY SODIUM SULFITE IN THE PRESENCE OF IRON IONS

At high temperatures in the presence of oxygen, corrosion of metals is quite significant, even for stainless steel, brass and copper. The use of inhibitors in these conditions is not only ineffective, but also not permissible, due to the possibility of sediment formation. Therefore, the only way out in this case is effective water deoxygenation.

In this work were investigated the processes of water deoxygenation under static conditions with sodium sulfite in the presence of iron ions. Sodium sulfite was used at a concentration of 200 mg/dm³, iron ions (in the form of iron sulfate) was used at a concentration of 0.2 and 0.5 mg/dm³. The acidity of the medium varied in the range from pH = 3.0 to pH = 9.0. In general, the process of deoxidation of water in the presence of iron will take place much faster than without its use, which is evident from the catalytic effect, which in this study is contained in the entire range of used pH variations of the medium. The rate of oxygen reduction was significantly increased due to the addition of an iron catalyst, especially at low pH values of the medium, and on the contrary, it decreases with an increase in the pH of the medium. Effective indicators of oxygen removal were obtained: at static conditions, a container with a volume of 1.5 was completely deoxidized in 70 seconds at pH=3. At pH = 4.5, the degree of oxygen recovery after 70 seconds reached 86.7%, at pH = 7.0 - 76.7%, and at pH = 9.0 - 63.3%. This effect can be explained by an increase in the properties of iron as an oxidant with acidification of the environment, which contributes to the reduction of sulfate and the transition of iron to the Fe^{2+} form. It is obvious that the presence of Fe^{2+} ions contributes to the reduction of oxygen. At high pH, iron is easily oxidized to Fe^{3+} , but under these conditions, the reduction of oxygen slows down.

Key words: corrosion, oxygen depolarization, water deoxygenation, catalyst, water purification.

Постановка проблеми

В Україні промисловість є найбільшим водоспоживачем, суттєво переважаючи за об'ємами забору природної води та скиду стічних вод комунальне та сільське господарство. Значні об'єми води використовуються в системах охолодження, теплопостачання та при виробництві пари і електроенергії. Найбільші втрати від корозії спостерігаються в системах теплопостачання, в котлах, енергетичних установках. Використання інгібіторів у даних умовах не лише малоефективне, але і не допустиме, через можливість утворення відкладень. При високих температурах у присутності кисню корозія металів є досить значною, навіть для нержавіючої сталі, латуні та міді. Тому єдиним виходом у даному випадку є ефективне знекиснення води [1].

Аналіз попередніх досліджень

Наявність розчиненого у воді кисню є головним фактором корозії металів, особливо при високих температурах. Найбільш конкурентними методами знекиснення води є процеси основані на термічній і вакуумній деаерації води [2–4]. Недоліком даних методів є значні затрати енергії та недостатня ефективність. Тому хімічні методи знекиснення води застосовуються досить широко. Часто для знекиснення використовують гідразин [5]. Не дивлячись на високу токсичність гідразину, він характеризується високою швидкістю зв'язування кисню та відсутністю побічних продуктів у воді після зв'язування. Продуктами взаємодії є вода та азот [6]. Особливо ефективно відбувається зв'язування кисню у воді в присутності платинових та паладієвих каталізаторів. Використання гідразину обмежується його токсичністю, необхідністю використання дорогих каталізаторів, а надлишок реагенту при високих температурах розкладається з утворення водню і аміаку. Аміак призводить до руйнування латунних трубок та елементів системи виробництва пари [7]. Видалення розчиненого кисню також можливе шляхом каталітичного

окислення водню в поліволоконних мембранних реакторах [8]. Можливе використання як каталізатора активованого вугілля та його модифікацій. Вугілля модифікують благородними металами, такими як платина або паладій [9].

Значно доступнішими реагентами для знекиснення води є сульфід, метабісульфіт натрію, діоксид сірки [10, 11]. Можливе використання редокситів у сульфідній формі [12].

Постанова завдання

Об'єктом дослідження в цій роботі були процеси знекиснення води при використанні сульфіту натрію та сульфату заліза як каталізатора.

Мета дослідження – визначення впливу на швидкість реакції відновлення кисню у воді сульфідом іонів заліза та рН середовища.

Заради досягнення поставленої мети вирішувались такі задачі:

- вивчення кінетики відновлення кисню у дистильованій воді в залежності від концентрації іонів заліза;
- встановлення порядку реакції відновлення кисню сульфідом в присутності іонів заліза;
- визначення впливу реакції середовища на процеси відновлення кисню сульфідом в присутності іонів заліза.

Методика експерименту

Склянку об'ємом 1,5 дм³ повністю заповнювали дистильованою водою. Визначали концентрацію кисню. У воду додавали розраховану кількість сульфіту натрію, доводили рН до заданого рівня, додавали розраховану кількість сульфату заліза(II). Одразу ємність щільно закривали і починали вимірювати концентрацію кисню у воді. Концентрацію кисню вимірювали оксиметром Milwaukee MW600 датчик якого вмонтовано в склянку заповнену водою та фіксували через рівні проміжки часу.

Для визначення порядку реакції відновлення кисню у водному середовищі в залежності від концентрації реагентів та часу відновлення. Для цього за отриманими експериментальними даними були побудовані інтегральні кінетичні криві для реакції 0-го порядку в координатах $C_i - t$, для реакції 1-го порядку в координатах $\ln C_i - t$, для реакції 2-го порядку в координатах $1/C_i - t$, та 3-го порядку в координатах $1/C_i^2 - t$.

Для визначення константи швидкості реакцій був використаний метод підстановки. Константи реакцій розраховувались відповідно формул, представлених в таблиці 1.

Таблиця 1

Формули для розрахунку констант швидкості реакцій відновлення кисню у воді

Порядок реакції	Диференціальне кінетичне рівняння	Інтегральне кінетичне рівняння	Розрахунок константи швидкості
0	$-\frac{dc}{dt} = k_0 C^0$	$C = C_0 - k_0 t$	$K_0 = \frac{C_0 - C}{t}$
1	$-\frac{dc}{dt} = k_1 C^1$	$\ln C = \ln C_0 - k_1 t$	$K_1 = \frac{\ln(C_0 / C)}{t}$
2	$-\frac{dc}{dt} = k_2 C^2$	$\frac{1}{C} = \frac{1}{C_0} + k_2 t$	$K_2 = \frac{C_0 - C}{C_0 \cdot C \cdot t}$
3	$-\frac{dc}{dt} = k_3 C^3$	$\frac{1}{C^2} = \frac{1}{C_0^2} + k_2 t$	$K_3 = \frac{C_0^2 - C^2}{2 \cdot t \cdot C^2 \cdot C_0^2}$

Виклад основного матеріалу досліджень

На першому етапі досліджень визначили залежність часу відновлення кисню при дозі сульфіту 200 мг/дм³ та концентрації катіонів Fe²⁺ - 0,2 мг/дм³. Реакцію середовища змінювали від рН = 3,0 до рН = 9,0. Проміжні значення рН = 4,5 та рН = 7,0. Результати представлені на рис. 1.

Як видно з рис. 1 при підкисленні води швидкість відновлення кисню зростає. При рН = 3,0 за 100 секунд кисень був відновлений повністю. При рН = 4,5 ступінь відновлення кисню через 100 секунд сягав 78,3%, при рН = 7,0 – 48,1%, при рН = 9,0 – 39,2% (рис. 2).

Із кривих приведених на рис. 1 та значень констант швидкості для реакцій 0-го порядку (табл. 2) видно, що дані процеси не можна віднести до реакцій 0-го порядку.

При концентрації заліза 0,5 мг/дм³ при $C(\text{SO}_3^{2-}) = 200$ мг/дм³ залежність залишкової концентрації кисню від часу та рН середовища (рис. 3) була подібною до приведеної на рис. 1.

Проте в даному випадку при збільшенні концентрації каталізатора швидкість процесу відновлення кисню зростала. Повного відновлення кисню при рН = 3,0 було досягнуто за 70 секунд. При рН = 4,5 ступінь відновлення кисню через 70 секунд сягав 86,7%, при рН = 7,0 – 76,7%, та при рН = 9,0 – 63,3%. Тобто збільшення концентрації каталізатора сприяло підвищенню швидкості взаємодії кисню із сульфідом при всіх використаних рН середовища.

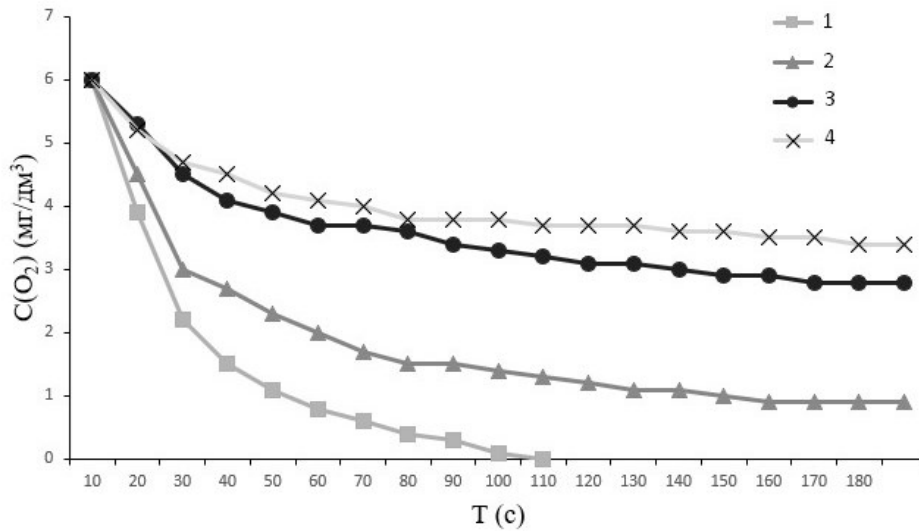


Рис. 1. Зміна концентрації кисню у воді з часом взаємодії з сульфітом ($C = 200 \text{ мг/дм}^3$) в присутності іонів заліза ($C_{\text{Fe}^{2+}} = 0,2 \text{ мг/дм}^3$) при $\text{pH} = 3,0$ (1); $4,5$ (2); $7,0$ (3); $9,0$ (4) за початкової концентрації кисню $6,0 \text{ мг/дм}^3$

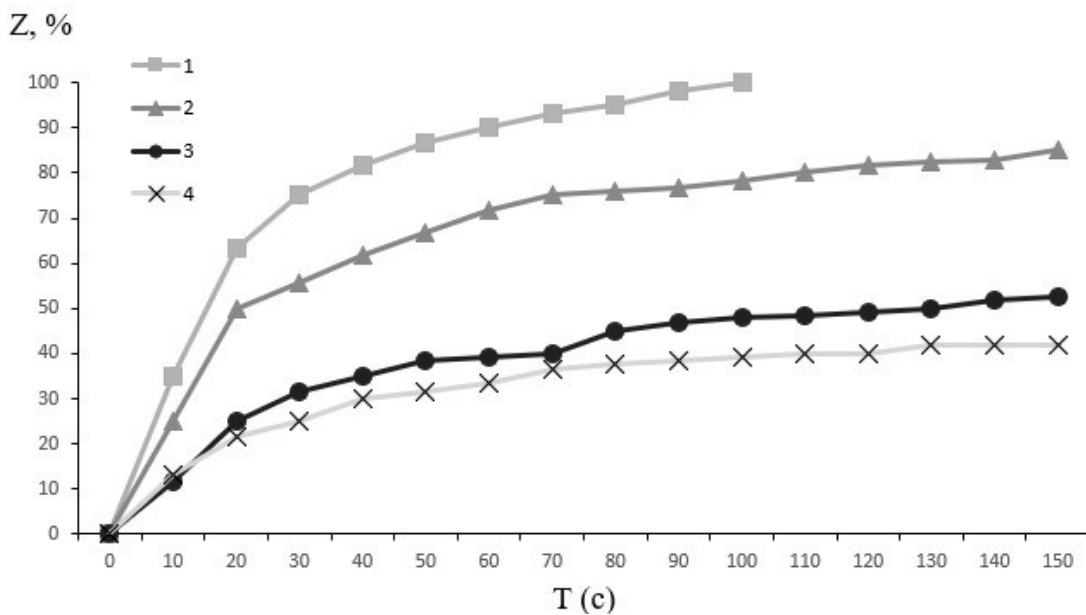


Рис. 2. Залежність ступеня відновлення кисню (в %) від часу взаємодії з SO_3^{2-} ($C = 200 \text{ мг/дм}^3$) та Fe^{2+} ($C = 0,2 \text{ мг/дм}^3$) у дистильованій воді при pH середовища $3,0$ (1); $4,5$ (2); $7,0$ (3); $9,0$ (4)

Таблиця 2

Константи швидкості для рівнянь 0-го порядку, розраховані за залежностями залишкової концентрації кисню від часу його відновлення

T (с)	Константи Швидкості 0 порядку							
	$C(\text{SO}_3^{2-})=200 \text{ (мг/дм}^3)$							
	$C(\text{Fe}^{2+})=0,2(\text{мг/дм}^3)$				$C(\text{Fe}^{2+})=0,5 \text{ (мг/дм}^3)$			
	pH							
	3	4,5	7	9	3	4,5	7	9
10	0,21	0,15	0,07	0,08	0,25	0,17	0,16	0,12
20	0,19	0,15	0,075	0,065	0,195	0,155	0,145	0,09
30	0,15	0,11	0,0633	0,05	0,16666	0,1267	0,11	0,08
40	0,1225	0,0925	0,0525	0,045	0,1375	0,11	0,0925	0,075
50	0,104	0,08	0,046	0,038	0,114	0,096	0,084	0,064
60	0,09	0,0717	0,0383	0,0333	0,09666	0,085	0,07333	0,06
70	0,08	0,0643	0,0343	0,0314	0,08571	0,0743	0,06571	0,0543
80	0,07125	0,0563	0,0325	0,0275		0,0663	0,05875	0,0488
90	0,06555	0,0511	0,03	0,0244		0,0611	0,05333	0,0456
100	0,06	0,047	0,028	0,023		0,056	0,049	0,042
110		0,0436	0,0264	0,0209		0,0527	0,04454	0,0391

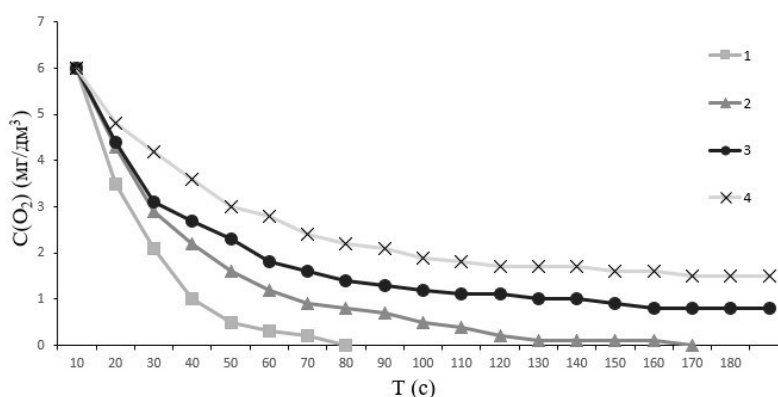


Рис. 3. Зміна концентрації кисню у воді з часом взаємодії з сульфітом ($C = 200 \text{ мг/дм}^3$) в присутності іонів заліза ($C_{\text{Fe}^{2+}} = 0,5 \text{ мг/дм}^3$) при $\text{pH} = 3,0$ (1); 4,5 (2); 7,0 (3); 9,0 (4) за початкової концентрації кисню $6,0 \text{ мг/дм}^3$

Проте в даному випадку при збільшенні концентрації каталізатора швидкість процесу відновлення кисню зростала. Повного відновлення кисню при $\text{pH} = 3,0$ було досягнуто за 70 секунд. При $\text{pH} = 4,5$ ступінь відновлення кисню через 70 секунд сягав 86,7%, при $\text{pH} = 7,0$ – 76,7%, та при $\text{pH} = 9,0$ – 63,3%. Тобто збільшення концентрації каталізатора сприяло підвищенню швидкості взаємодії кисню із сульфітом при всіх використаних pH середовища.

У даному випадку жодна із кривих $C(\text{O}_2) = f(t)$ не наближалась до прямої а значення розрахованих констант швидкості для рівняння 0-го порядку не були стабільними в жодному з випадків. Очевидно, що лімітуючою стадією процесу не є реакція 0-го порядку. На рис. 4 наведені інтегральні кінетичні криві окислення сульфіту натрію, що описуються рівняннями 1-го порядку. На рис. 4а концентрація заліза $0,2 \text{ мг/дм}^3$, на рис. 4б концентрація заліза $0,5 \text{ мг/дм}^3$. В обох випадках концентрація сульфіту натрію була 200 мг/дм^3 .

Лінійна залежність між $\ln C$ і t спостерігається на рис. 4а для $\text{pH} = 3$. В даному випадку і значення константи швидкості для даного випадку були досить близькими між собою в усьому діапазоні вимірювання (таблиця 3). При концентрації заліза $0,5 \text{ мг/дм}^3$ залежності близькі до лінійних спостерігались для $\text{pH} = 3,0$ і $\text{pH} = 4,5$. При цьому константи швидкості для рівняння 1-го порядку приведені в таблиці 3 були досить близькі між собою за значеннями для всього періоду окислення.

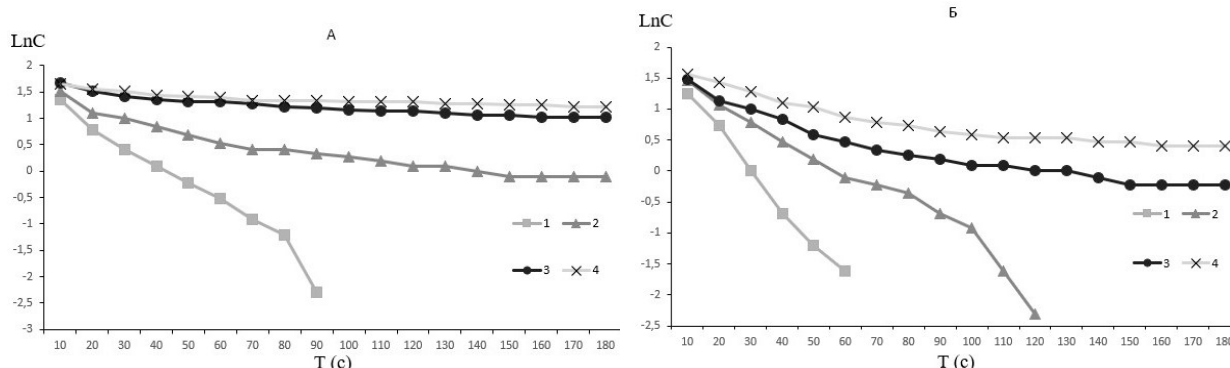


Рис. 4. Інтегральні кінетичні криві окислення сульфіту натрію у дистильованій воді, що описуються рівняннями 1-го порядку при початковій концентрації сульфіту 200 мг/дм^3 , концентрації іонів Fe^{2+} $0,2 \text{ мг/дм}^3$ (а) та $0,5 \text{ мг/дм}^3$ (б) при концентрації кисню 6 мг/дм^3 та $\text{pH}: 3,0$ (1); 4,5 (2); 7,0 (3); 9,0 (4)

Очевидно що за оптимальних значень pH , сульфіт і залізо в розчині були в достатніх концентраціях (був достатній надлишок), щоб процес окислення лімітувався лише концентрацією кисню. На рис. 5 наведені інтегральні кінетичні криві окислення сульфіту натрію у дистильованій воді розчиненим киснем ($C(\text{O}_2) = 6 \text{ мг/дм}^3$) у присутності іонів заліза в концентраціях $0,2$ (рис. 5а) та $0,5$ (рис. 5б) мг/дм^3 .

У даному випадку залежності для рівнянь 2-го порядку були близькими до лінійних для pH середовища $7,0$ ($C(\text{Fe}^{2+}) = 0,2 \text{ мг/дм}^3$) та $\text{pH} = 7,0$ і $\text{pH} = 9,0$ ($C(\text{Fe}^{2+}) = 0,5 \text{ мг/дм}^3$) (табл. 4).

У даному випадку процес лімітувався не лише концентрацією кисню, але і концентрацією заліза. Очевидно що кислотність середовища була не достатньою, щоб окислення йшло швидко за низьких концентрацій кисню та іонів заліза.

Таблиця 3

Константи швидкості для рівнянь 1-го порядку, що описують процес відновлення кисню сульфідом в присутності іонів заліза за різних рН середовища

T (c)	Константи Швидкості 1 порядку							
	C(SO ₃ ²⁻)=200 (мг/дм ³)							
	C(Fe ²⁺)=0,2(мг/дм ³)				C(Fe ²⁺)=0,5 (мг/дм ³)			
	рН							
	3	4,5	7	9	3	4,5	7	9
10	0,04307	0,02876	0,01240	0,0143	0,0539	0,0333	0,03101	0,0223
20	0,05016	0,03465	0,01438	0,0122	0,0525	0,0364	0,03301	0,0178
30	0,04620	0,02661	0,01269	0,0096	0,0597	0,0334	0,02663	0,017
40	0,04241	0,02397	0,01076	0,0089	0,0621	0,033	0,02397	0,0173
50	0,04029	0,02197	0,00966	0,0076	0,0599	0,0322	0,02407	0,0152
60	0,03837	0,02101	0,00805	0,0068	0,0567	0,0316	0,02202	0,0153
70	0,03868	0,01980	0,00729	0,0065		0,0288	0,02078	0,0143
80	0,03744	0,01732	0,00709	0,0057		0,0269	0,01911	0,0131
90	0,04549	0,01616	0,00664	0,0051		0,0276	0,01788	0,0128
100		0,01529	0,00628	0,0048		0,0271	0,01696	0,012
110		0,01463	0,00600	0,0044		0,0309	0,01542	0,0115
120		0,01413	0,00550	0,004		0,0341	0,01493	0,0105
130		0,01304	0,00533	0,0039		0,0315	0,01378	0,0097

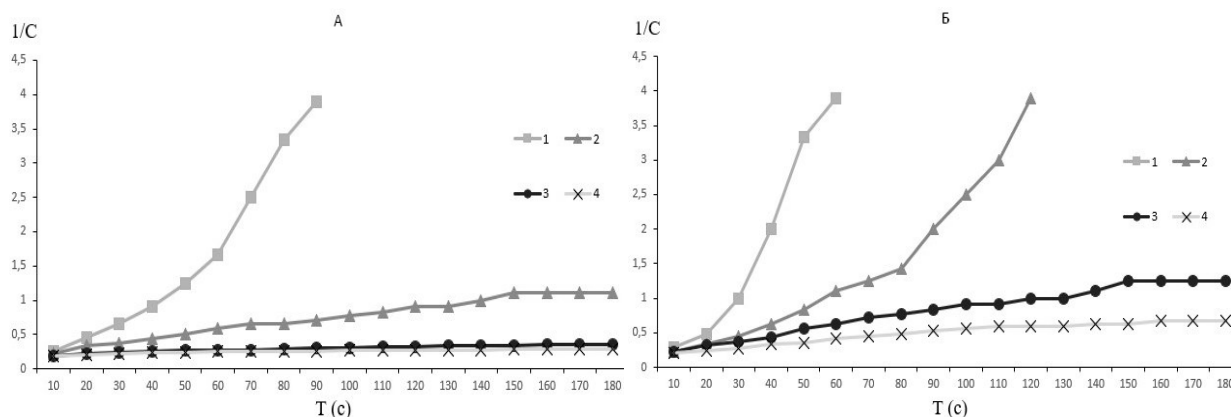


Рис. 5. Інтегральні кінетичні криві окислення сульфиту натрію у дистильованій воді, що описуються рівняннями 2-го порядку при початковій концентрації сульфиту 200мг/дм³, концентрації іонів Fe²⁺ 0,2 мг/дм³ (а) та 0,5 мг/дм³ (б) при концентрації кисню 6 мг/дм³ та рН: 3,0 (1); 4,5 (2); 7,0 (3); 9,0 (4)

Таблиця 4

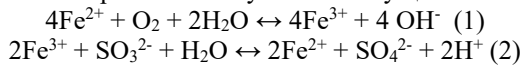
Константи швидкості для рівнянь 2-го порядку, що описують процес відновлення кисню сульфідом в присутності іонів заліза за різних рН середовища

T (c)	Константи Швидкості 2 порядку							
	C(SO ₃ ²⁻)=200 (мг/дм ³)							
	C(Fe ²⁺)=0,2(мг/дм ³)				C(Fe ²⁺)=0,5 (мг/дм ³)			
	рН							
	3	4,5	7	9	3	4,5	7	9
10	0,00897	0,0056	0,0022	0,0026	0,01190	0,0066	0,00606	0,0042
20	0,01439	0,0083	0,0028	0,0023	0,01547	0,0089	0,00779	0,0036
30	0,01666	0,0068	0,0026	0,0019	0,02777	0,0096	0,00679	0,0037
40	0,01856	0,0067	0,0022	0,0018	0,04583	0,0115	0,00670	0,0042
50	0,02166	0,0067	0,0021	0,0015	0,06333	0,0133	0,00777	0,0038
60	0,025	0,007	0,0017	0,0014	0,08055	0,0157	0,00763	0,0042
70	0,03333	0,0071	0,0016	0,0014		0,0155	0,00782	0,0041
80	0,03958	0,0063	0,0016	0,0012		0,0158	0,00753	0,0039
90	0,10925	0,0061	0,0015	0,0011		0,0204	0,00740	0,004
100		0,006	0,0015	0,001		0,0233	0,00742	0,0039
110		0,0061	0,0014	0,0009		0,0439	0,00674	0,0038
120		0,0062	0,0013	0,0009		0,0819	0,00694	0,0035
130		0,0057	0,0013	0,0009		0,0756	0,00641	0,0032

Слід відмітити, що у випадку слаболужного середовища (рН = 9,0) (рис. 6) лише кінетичні криві 3-го порядку були близькими до лінійної залежності, а константи швидкості за даних умов були близькими між собою за значеннями (табл. 5). Можливо у даному випадку процес відновлення кисню лімітувався його концентрацією, концентрацією каталізатора та кислотністю середовища.

В цілому отримані в роботі результати пояснюються наступним механізмом відновлення кисню сульфідом в присутності каталізатора за різних значень.

Відомо, що при температурі води до 40°C аніон SO_3^{2-} дуже повільно взаємодіє з киснем в нейтральному середовищі. Для зв'язування 5-6 мг/дм³ кисню необхідний час контакту 30-60 хвилин. В той же час у присутності іонів заліза процес проходить за 30-200 секунд. При цьому швидше процес проходить в слабокислому середовищі в порівнянні з нейтральним та лужним. Тому цілком можливий механізм:



Очевидно, що реакція (1) в кислому середовищі прискорюється за рахунок зв'язування гідроксид аніонів. Реакція (2) проходить швидко, тому що окислювальна здатність Fe^{2+} зростає в кислому середовищі.

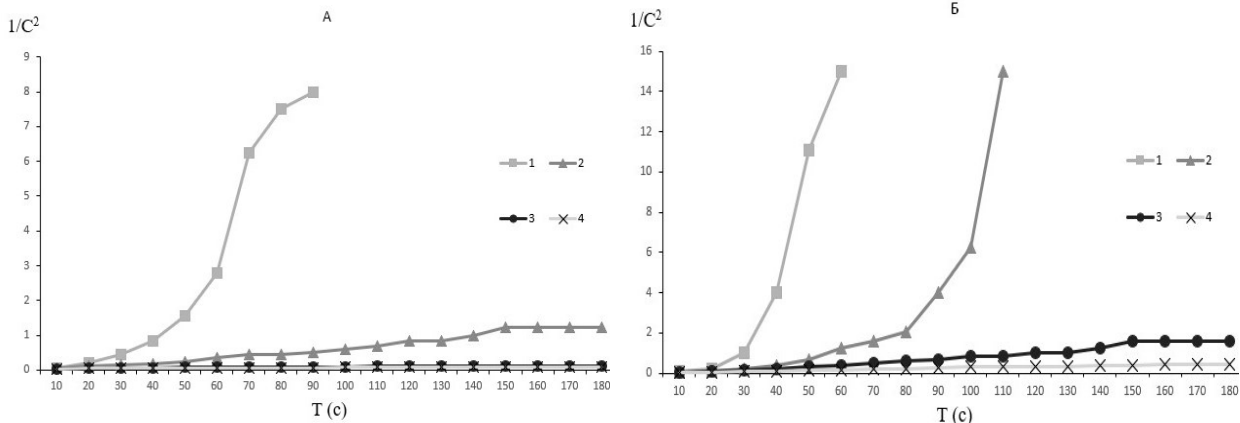


Рис. 6. Інтегральні кінетичні криві окислення сульфиту натрію у дистильованій воді, що описуються рівняннями 3-го порядку при початковій концентрації сульфиту 200мг/дм³, концентрації іонів Fe^{2+} 0,2 мг/дм³ (а) та 0,5 мг/дм³ (б) при концентрації кисню 6 мг/дм³ та рН: 3,0 (1); 4,5 (2); 7,0 (3); 9,0 (4)

Таблиця 5

Константи швидкості для рівнянь 3-го порядку, що описують процес відновлення кисню сульфідом в присутності іонів заліза за різних рН середовища

T (c)	Константи Швидкості 3 порядку							
	$C(SO_3^{2-})=200$ (мг/дм ³)							
	$C(Fe^{2+})=0,2$ (мг/дм ³)				$C(Fe^{2+})=0,5$ (мг/дм ³)			
	рН							
	3	4,5	7	9	3	4,5	7	9
10	0,00189	0,00108	0,00039	0,0005	0,0027	0,0013	0,00119	0,0008
20	0,00447	0,00208	0,00054	0,0004	0,005	0,0023	0,00190	0,0007
30	0,00694	0,00182	0,00052	0,0004	0,0162	0,003	0,00182	0,0008
40	0,00998	0,00201	0,00047	0,0004	0,0497	0,0045	0,00201	0,001
50	0,01534	0,00222	0,00045	0,0003	0,1108	0,0067	0,00280	0,001
60	0,02291	0,00265	0,00037	0,0003	0,2081	0,0101	0,00302	0,0012
70	0,04444	0,00297	0,00035	0,0003		0,011	0,00344	0,0013
80	0,06927	0,00260	0,00036	0,0003		0,0126	0,00352	0,0012
90	0,55540	0,00268	0,00035	0,0002		0,0221	0,00370	0,0014
100		0,00281	0,00034	0,0002		0,0311	0,00399	0,0014
110		0,00303	0,00034	0,0002		0,1135	0,00363	0,0014
120		0,00332	0,00031	0,0002		0,4166	0,00405	0,0013
130		0,00307	0,00032	0,0002		0,3845	0,00373	0,0012

Висновки

Визначено ефективність сульфиту натрію при відновленні кисню у воді. Показано, що швидкість відновлення кисню зростає при підвищенні концентрації каталізатору – сульфату заліза в межах від 0,2 до 0,5 мг/дм³ по іонах заліза.

Показано, що швидкість відновлення кисню у воді сульфідом натрію в присутності іонів заліза зростає при зниженні рН середовища від 9,0 до 3,0.

Каталітичний ефект іонів заліза в присутності надлишку сульфиту натрію зростає з підкисленням водного розчину, що сприяє швидкому відновленню іонів заліза(III) до заліза (II). При цьому іони заліза (II) легко взаємодіють з киснем, що сприяє підвищенню швидкості відновлення кисню сульфідом з підкисленням розчину.

Література

1. Cervova J., Hagarova M., Lackova P. Corrosive protection of metal materials in cooling water. *American Journal of Materials Science and Application*. 2014. № 1. P. 6-10.
2. Siwiec T., Michel M., Reczek L., Nowak P. The influence of aeration on the change in corrosiveness and aggressiveness of groundwater. *Water Science and Technology: Water Supply*. 2016. № 16. P. 445-452.
3. Поржезінський Ю. Дослідження процесу хімічної деаерації води на основі редокситів / Ю. Поржезінський, М. Осадчий // Наукові праці НУХТ. – 2009. – № 28. – С. 88–89.
4. Pat. 2006/0118064 USA. Boiler feed water deaerator method and apparatus / Istre K.M., Payne D.C. Jun. 8. 2006. 7 P.
5. Pat. 4574071 USA. Process for removing dissolved oxygen from water using hydrazine / DeSilva S.G., Hearp C.W. Mar. 4. 1986. 4 P.
6. Медведєв Р. Водно-хімічний режим і математичне моделювання другого контуру АЕС із реактором типу ВВЕР – 1000 / Р. Медведєв, С. Мердух // Наукові вісті НТУУ КПІ. – 2013. – № 3. – С. 132–139.
7. Andries V. Reduction of dissolved oxygen in water: hydrazine and its organic substitutes / V. Andries, D. Couturier // *Materials performance*. – 2000. – № 7(39). – P. 58–61.
8. Wenxin S. Removal of dissolved oxygen from water using a Pd-resin based catalytic reactor / S. Wenxin, C. Chongwei, Z. Liye, Y. Shuili // *Frontiers of Chemical Engineering in China*. – 2009. – № 3. – P. 107–111.
9. Karimi A. Bio-deoxygenation of water using glucose oxidase immobilized in mesoporous MnO₂ / A. Karimi, F. Mahdizadeh, D. Salari, A. Niaei // *Desalination*. – 2011. – № 1-3(275). – P. 148–153.
10. Пат. на корисну модель №72404 Україна. МПК C02F 1/70, C02F 1/42. Спосіб хімічного знекиснення води / Салашенко І.Г. ; заявник і власник патенту ; опубл. 15.02.2005. – С. 4.
11. Поржезінський Ю. Нова технологія хімічного знекиснення води. / Ю. Поржезінський // Тези міжнародної науково-технічної конф. «Нові ідеї в харчовій науці - нові продукти харчовій промисловості» : міжнародна наукова конференція, присвячена 130-річчю Національного університету харчових технологій, Київ, 13-17 жовтня 2014 р. – С. 543.
12. Tamazashvili A., Makarenko I. Evaluation of the reducing ability of anion exchange resin AV-17-8 in the sulphite form. *Chemistry & chemical technology*. 2015. № 1. P. 91-94.

References

1. Cervova J., Hagarova M., Lackova P. Corrosive protection of metal materials in cooling water. *American Journal of Materials Science and Application*. 2014. № 1. P. 6-10.
2. Siwiec T., Michel M., Reczek L., Nowak P. The influence of aeration on the change in corrosiveness and aggressiveness of groundwater. *Water Science and Technology: Water Supply*. 2016. № 16. P. 445-452.
3. Porzhezinskyi Yu. Doslidzhennia protsesu khimichnoi deaeratsii vody na osnovi redoksytyv / Yu. Porzhezinskyi, M. Osadchyi // *Naukovi pratsi NUKhT*. – 2009. – № 28. – S. 88–89.
4. Pat. 2006/0118064 USA. Boiler feed water deaerator method and apparatus / Istre K.M., Payne D.C. Jun. 8. 2006. 7 P.
5. Pat. 4574071 USA. Process for removing dissolved oxygen from water using hydrazine / DeSilva S.G., Hearp C.W. Mar. 4. 1986. 4 P.
6. Medvediev R. Vodno-khimichniy pezhym i matematychnye modeliuivannia dpuhoho kontupu AES iz peaktopom typu VVEP – 1000 / R. Medvediev, S. Mepdukh // *Naukovi visti NTUU KPI*. – 2013. – № 3. – С. 132–139.
7. Andries V. Reduction of dissolved oxygen in water: hydrazine and its organic substitutes / V. Andries, D. Couturier // *Materials performance*. – 2000. – № 7(39). – P. 58–61.
8. Wenxin S. Removal of dissolved oxygen from water using a Pd-resin based catalytic reactor / S. Wenxin, C. Chongwei, Z. Liye, Y. Shuili // *Frontiers of Chemical Engineering in China*. – 2009. – № 3. – P. 107–111.
9. Karimi A. Bio-deoxygenation of water using glucose oxidase immobilized in mesoporous MnO₂ / A. Karimi, F. Mahdizadeh, D. Salari, A. Niaei // *Desalination*. – 2011. – № 1-3(275). – P. 148–153.
10. Pat. na korysnu model №72404 Ukraina. MPK C02F 1/70, C02F 1/42. Sposib khimichnoho znekysnennia vody / Salashenko I.H. ; zaiavnyk i vlasnyk patentu ; opubl. 15.02.2005. – С. 4.
11. Porzhezinskyi Yu. Nova tekhnolohiia khimichnoho znekysnennia vody. / Yu. Porzhezinskyi // Tezy mizhnarodnoi naukovotekhnichnoi konf. «Novi idei v kharchovii nauksi - novi produkty kharchovii promyslovosti» : mizhnarodna naukova konferentsiia, prysviachena 130-richchiu Natsionalnoho universytetu kharchovykh tekhnolohii, Kyiv, 13-17 zhovtnia 2014 r. – S. 543.
12. Tamazashvili A., Makarenko I. Evaluation of the reducing ability of anion exchange resin AV-17-8 in the sulphite form. *Chemistry & chemical technology*. 2015. № 1. P. 91-94.