

DOI: 10.31319/2519-2884.47.2025.18

УДК 66.088

Кравченко О.В., д.т.н., професор, ORCID: 0009-0006-8833-3441,

e-mail: alkravchenko59@gmail.com

Головань С.С., здобувач третього (доктор філософії) рівня вищої освіти
Дніпровський державний технічний університет, м. Кам'янське**Kravchenko Oleksandr**, Doctor of engineering sciences, Professor of the Department of Chemical and Biological Technologies**Golovan Sergii**, Postgraduate student

Dniprovsky State Technical University, Kamianske

КІНЕТИЧНІ ПРОЦЕСИ УТВОРЕННЯ ПОЛІОКСИДІВ ВОДНЮ У ВОДНИХ РОЗЧИНАХ ПРИ ДІЇ НЕРІВНОВАЖНОЇ НИЗЬКОТЕМПЕРАТУРНОЇ ПЛАЗМИ

Встановлено, що при впливі нерівноважної низькотемпературної плазми (ННТП) на міжфазну межу рідина/газ основним процесом є плазмохімічне утворення поліоксидів водню, які накопичуються в розчині до досягнення стаціонарних концентрацій. Зміни фізико-хімічних властивостей рідин, підданих впливу ННТП, обумовлені прямим і вторинним впливом пероксидних сполук на компоненти розчинів.

Складено матеріальний баланс процесу утворення пероксидних сполук шляхом отримання рівнянь для швидкостей реакцій з різних речовин з використанням закону діючих мас. В якості основного наближення при отриманні кінетичних рівнянь використовували метод стаціонарних концентрацій Боденштейна.

Ключові слова: кінетика; нерівноважна низькотемпературна плазма; поліоксиди водню; вода дистильована.

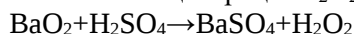
It was established that when non-equilibrium low-temperature plasma (ELTP) is applied to the liquid/gas interface, the main process is the plasma-chemical formation of hydrogen polyoxides, which accumulate in the solution until stationary concentrations are reached. Changes in the physicochemical properties of liquids exposed to ELTP are due to the direct and secondary effects of peroxide compounds on the components of the solutions.

A material balance of the process of peroxide compound formation was compiled by obtaining expressions for the rates of reactions from various substances using the law of active masses. The Bodenstein method of stationary concentrations was used as the main approximation when obtaining kinetic equations.

Keywords: kinetics; non-equilibrium low-temperature plasma; hydrogen polyoxides; distilled water.

Постановка проблеми

Пероксид водню є продуктом великотоннажної хімії, його світове виробництво становить близько 2,2 мільйони тонн на рік [1]. При цьому обсяги виробництва зростають приблизно на 4 % щорічно. Ще сто років тому пероксид водню отримували гідролізом пероксиду барію в сульфатнокислих розчинах, а максимальна концентрація H_2O_2 становила близько 3 %:



З початком XX століття значного поширення набули електрохімічні процеси отримання пероксиду водню, в анодному процесі при електролізі розчинів $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ в H_2SO_4 або в катодному, за рахунок відновлення газоподібного кисню на пористому електроді [2].

Електрохімічний метод отримання пероксиду водню катодним відновленням газоподібного кисню не набув суттєвого поширення через його низьку продуктивність. Разом з тим, цей метод активно використовується у поєднаних процесах отримання H_2O_2 та окисного руйнування токсичних органічних речовин у рідких середовищах, так званий електро-Фентон [3].

У цьому випадку головним є не висока продуктивність в утворенні пероксиду водню, а можливість безперервного поповнення при протіканні окислювальних процесів деструкції токсичних речовин. При цьому всі процеси відбуваються в одному реакторі. Це дає можливість використання обладнання такого типу у місцях застосування.

У даний момент основний спосіб промислового виробництва пероксиду водню (понад 80 % від загального обсягу ґрунтується на реакціях автоокислення алкілантрагідрокінонів, в першу чергу 2-етил-, 2-трет-бутил-і 2-пентилантрагідрокінонів. В основі процесів автоокислення є непряме окислення водню до H_2O_2 (рис. 1) [4].

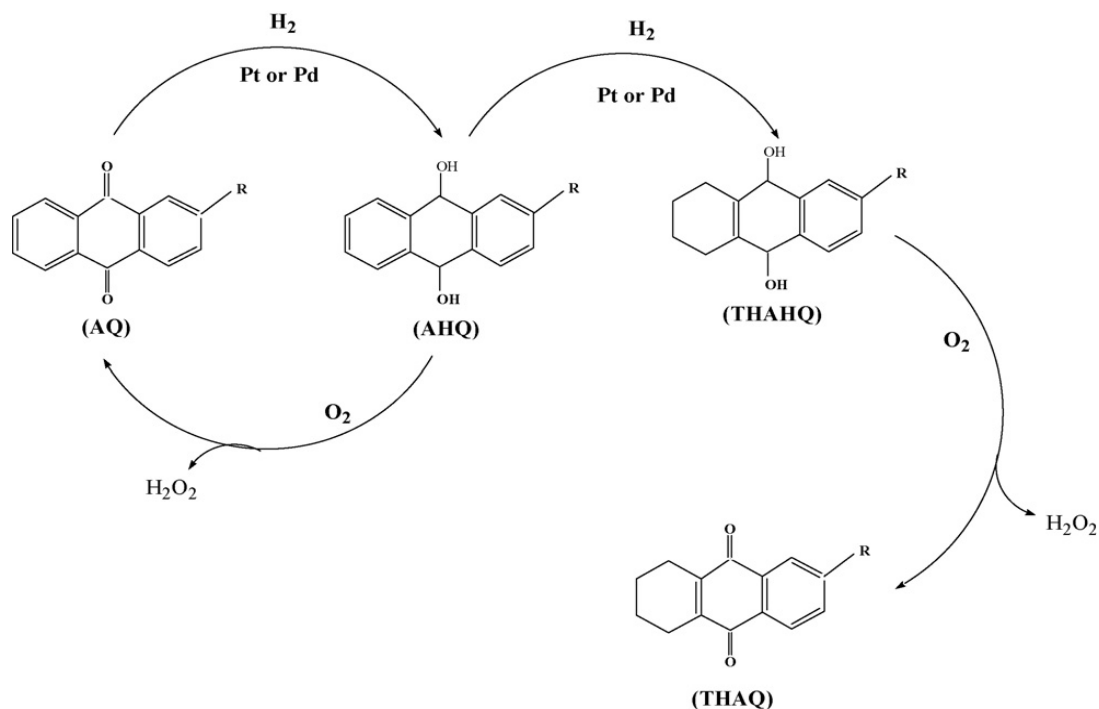


Рис. 1. Схема синтезу пероксиду водню за реакціями автоокислення антрахінонів

Перспективним способом отримання пероксиду водню є плазмохімічний. В роботі [5] показана можливість отримання H_2O_2 з високою селективністю та ефективністю при протіканні газозфазної реакції у H_2/O_2 нерівноважній плазмі. Цей метод має ряд переваг у порівнянні з трифазним прямим синтезом H_2O_2 : процес є гомогенним (реалізується у газовій фазі); для його здійснення потрібна мінімальна кількість реагентів, тільки H_2 і O_2 ; на відміну від рідкофазних і гетерогенних реакцій відсутні дифузійні труднощі; процес є екологічно безпечним і легко керованим. Одержання пероксиду водню може бути реалізовано при впливі нерівноважної низькотемпературної плазми (ННТП) на водні розчини.

Нерівноважні плазмохімічні процеси останнім часом привертають значну увагу дослідників у зв'язку з їх високою продуктивністю при відносно низьких енерговитратах, можливістю одночасного отримання різноманітних продуктів, які мають унікальні властивості та не можуть бути отримані іншими способами [6]. Особливістю таких процесів є відносна дешевизна, доступність і компактність використовуваного обладнання.

У ННТП реалізуються процеси, які не характерні для традиційної хімії. Вони становлять значний інтерес для різних галузей промисловості: хімічної, металургійної, електронної, радіотехнічної, електротехнічної та ін. У роботі [7] показано, що особливості нерівноважних плазмохімічних систем полягають у наступному:

1) вони є відкритими, існуючими, поки є потік енергії через них. Цей факт є фундаментальною причиною їх нерівноважності з усіма наслідками, які звідси випливають;

2) кінетика хімічних перетворень визначається динамікою зіткнень частинок і статистикою поведінки їх ансамблів.

Відмінності в динаміці зіткнень частинок і властивостях взаємодіючих ансамблів у класичних системах, далеких від стану рівноваги, дозволяють виділити такі основні особливості кінетики нерівноважних процесів:

- не можна відокремити хімічну кінетику від фізичної, оскільки самі хімічні процеси викликають суттєве відхилення системи від рівноваги;
- будь-яка плазмохімічна реакція є принципово багатоканальним процесом, що відбувається за участю цілого ряду збуджених станів;
- багатоканальність процесу зі своєю пороговою енергією каналу призводить до неможливості опису процесу в рамках уявлень про єдину енергію активації типу Арреніусівської.

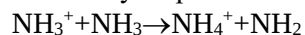
Аналіз останніх досліджень і публікацій

Значний внесок у вивчення процесів, які відбуваються при дії ННТП, зробили науковці з різних країн, в тому числі України [8—10]. Ці роботи переважно спрямовані на вивчення органічних і біоорганічних систем. Показано, що продуктів реакцій утворюється значно більше, ніж очікувалося за законами електролізу Фарадея для нормальних електрохімічних реакцій. Як вважають автори, реакції в електричному розряді, організованому на поверхні водних розчинів, є процесами не тільки перенесення заряду, як в електродних реакціях, а, головним чином, реакціями перенесення енергії. Один позитивний іон (H_2O^+ , Ag^+), який утворився в розряді, прискорюється електричним полем і, зіштовхуючись з молекулою води, розщеплює її, в результаті утворюється кілька радикалів. Потім ці радикали вступають в реакції з молекулами субстрату і, таким чином, протікають різні хімічні реакції.

ННТП, для якої характерним є малий ступінь іонізації, утворюється при електричному розряді. На відміну від високотемпературної (цілком іонізованої), у ННТП атоми або молекули нейтрального газу відіграють важливу роль. Електрони, іони та нейтральні частинки взаємодіють «м'яко». Внаслідок цього, може виникнути термодинамічно нерівноважна ситуація, за якої електрони, іони та нейтральний газ мають різні температури. Вона ще більше ускладнюється, якщо в балансі енергії електричного розряду не можна знехтувати світловим випромінюванням (наприклад, у дугових розрядах). У таких випадках ННТП слід описувати за допомогою кінетичної теорії плазми.

Деякі типи плазми, які утворюються тліючим та іншими розрядами, при впливі на водні середовища призводять до утворення значної кількості кисневмісних і водневих радикалів, які виникають при деструкції молекул води.

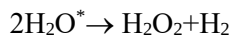
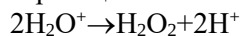
Необхідно відзначити, що для неводних розчинів відоме невелике число публікацій, присвячених впливу розряду, який тліє [11]. В якості об'єктів дослідження автори використовують рідкий амоніак. Результати експериментів показують, що в рідині утворюється гідразин, а його вихід визначається кількістю електрики та не залежить від безлічі змінних параметрів, особливо електричної потужності, розсіяної в газовій фазі. Результати аналогічні отриманим для водних розчинів та узгоджуються з ними з тієї точки зору, що реакції в розчині ініціюються позитивними іонами, які утворюються в газовій фазі та прискореним катодним падінням потенціалу. Передбачається, що основними частинками, присутніми в амоніаку при малих тисках, є NH_3^+ і NH_2^+ . Останні реагують з амоніаком з утворенням аміно-радикалу:



який надалі може призводити до утворення інших аміно- або іміно-радикалів.

У [12] представлені узагальнюючі результати досліджень для водних і неводних розчинів при впливі ННТП. Розглянуто варіанти, коли катод розташований у газовій фазі, а анод — у рідині. Передбачалося, що при винесенні катоду над поверхню електроліту відбуваються хімічне відновлення рідкої фази, так як це відповідає введенню електронів в розчин. Встановлено, що з розчинів солей Ag , Au та Pt виділялися метали. Однак, у разі металів іншої природи, має місце утворення їх гідроксидів. Показано, що продукуювані реакції в основному такого самого типу, як і при анодному окисленні, але менш яскраво виражені. Автори вважають, що у більшості випадків реакції відновлення відбуваються, завдяки H_2O_2 .

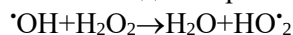
На думку авторів [13], процеси при дії ННТП можуть бути описані якісно і частково кількісно. У разі водних розчинів основним продуктом у розчині буде H_2O_2 , який утворюється у первинній реакційній зоні за допомогою реакцій:



та у вторинній реакційній зоні за допомогою реакції:



У міру його накопичення в розчині швидкість реакції:



буде збільшуватися до тих пір, поки при певній граничній концентрації H_2O_2 швидкість утворення буде рівною швидкості його розкладання. Очікується, що збільшення електричної провідності розчину сприяє утворенню H_2O_2 .

Формулювання мети дослідження

Мета даної роботи — визначити кінетику хімічних процесів утворення поліоксидів водню, які відбуваються у водних розчинах при взаємодії ННТП.

Виклад основного матеріалу

Як випливає з термодинамічного аналізу реакцій, що призводять до утворення пероксиду водню та його поліоксидів, кінетичний опис таких процесів суттєво ускладнюється участю великої кількості нестійких активних частинок, які здебільшого мають радикальну природу. Ми не можемо зафіксувати за часом зміни їх концентрацій, тому отримання кінетичних кривих для більшості реагентів виявляється неможливим у стандартному експерименті, але можна отримати кінетичні криві для кінцевого продукту реакції — пероксиду водню та його поліоксидів. Необхідно відзначити, що відомі методи аналітичного контролю не дозволяють нам це робити диференційовано, тому всі отримані експериментально кінетичні криві є інтегральними, тобто наведеними для суми концентрацій всіх стійких перекисних продуктів реакції, розрахованими по пероксиду водню.

На рис. 2 наведено залежності концентрації пероксидних сполук від часу впливу ННТП на водні розчини різного складу.

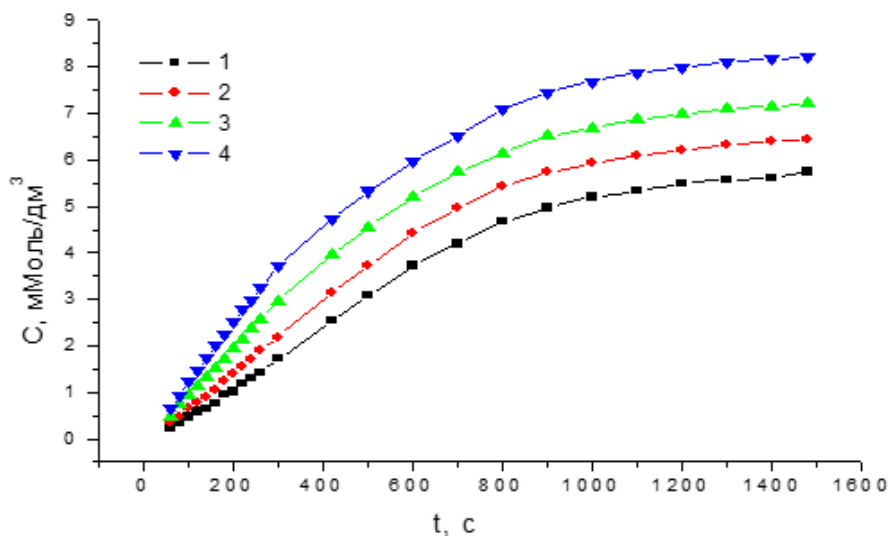


Рис. 2. Залежність концентрації перекисних сполук від часу впливу ННТП на водні розчини різного складу: 1—0,005 М NaCl; 2—вода питна; 3—0,02 М CuSO_4 ; 4—вода дистильована

Як відомо, іони Cu^{2+} є каталізаторами розкладання пероксиду водню. Однак їх роль не настільки однозначна, оскільки в умовах УФ-опромінення вони можуть виступати як медіатори при утворенні перекисних сполук [14]:



Таким чином, наведені реакції сприяють частковому поповненню пероксиду водню, послаблюючи ефект його каталітичного розкладання. Цим і пояснюється незначне зниження концентрації пероксидних сполук зі збільшенням кількості іонів купруму у розчині (рис. 3).

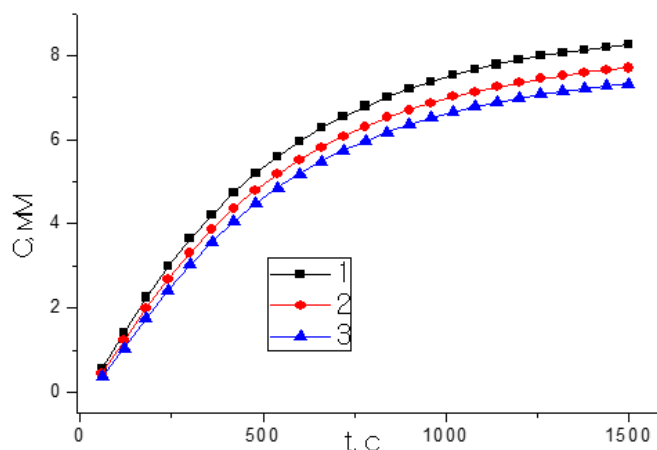


Рис. 3. Залежність концентрації перекисних сполук від часу впливу ННТП на водні розчини з різним вмістом CuSO_4 (М): 1—0,005; 2—0,01; 3—0,02

Слід зазначити, що при рівних концентраціях хлорид натрію сильніше впливає на кількість пероксидних сполук, які утворюються. Гіпохлорит у молекулярній або іонній формі може виступати як каталізатор розкладання пероксиду водню з утворенням синглетного кисню, який у наступній стадії бере участь в інших реакціях окислення або рекомбінує з утворенням молекулярного кисню:

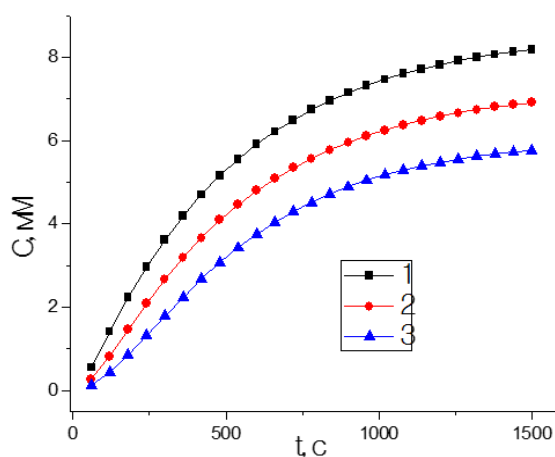


Рис. 4. Залежність концентрації утворюваних перекисних сполук від часу впливу ННТП на водні розчини з різним вмістом NaCl (М): 1—0,001; 2—0,002; 3—0,005

У питній воді накопичується приблизно на 30 % менше поліоксидів водню, ніж у дистильованій (рис. 4). Відмічений ефект зумовлений присутністю у питній воді значної кількості домішок неорганічної та органічної природи. Частина неорганічних домішок, особливо іонного

характеру, є гомогенними каталізаторами розкладу пероксиду водню, наприклад, іони заліза та гіпохлорит, інші приймають участь в реакціях окислення, які відбуваються за участю пероксидних сполук і кисневмісних радикалів, що утворюються в каталітичних процесах.

Таким чином, хлорид-іони призводять як до виведення вихідних речовин із зони реакції, так і каталітичного розкладання пероксиду водню, що і призводить до такого значного зниження вмісту пероксидних сполук при впливі ННТП на розчини хлориду натрію.

Для складання матеріального балансу в процесі утворення поліоксидів водню нами записані вирази для швидкостей реакцій по різним речовинам з використанням закону діючих мас. При стаціонарній хімічній реакції у кожному елементі реакційного простору концентрації реагентів, продуктів і проміжних речовин не змінюються з часом. Однак суворо стаціонарний перебіг реакції можливий тільки у відкритій системі, в закритій же, до якої і відноситься досліджувана система, завжди відбувається поступова зміна концентрації реагентів в результаті хімічного перетворення. Оскільки проміжні частинки аналізованої реакції мають настільки високу реакційну здатність, що не можуть накопичуватися в системі в концентраціях, співмірних з концентраціями вихідних речовин, то до цієї реакції застосовується наближення квазістаціонарності, так званий метод Боденштейна [2]. Система диференціальних рівнянь у цьому методі, яка отримана в результаті застосування закону діючих мас до елементарних стадій, зводиться до системи алгебраїчних рівнянь. Оскільки частина диференціальних рівнянь, що описують складний хімічний процес, замінюється умовою рівноваги між компонентами, то похідні концентрації проміжних речовин прирівнюються нулю. Метод Боденштейна застосовується в тому випадку, якщо тривалості життя проміжних речовин малі в порівнянні з часом, за який склад системи, що реагує, істотно змінюється. Ця умова виконується для досліджуваної системи. Однак використання квазістаціонарного наближення призводить до певної втрати інформації про кінетичні параметри процесу, оскільки підсумкові кінетичні рівняння містять не всі параметри.

Процеси одержання поліоксидів водню включають велику кількість стадій, а кінетичні рівняння, які їх описують, не мають аналітичних рішень через велику кількість змінних. Для спрощення задачі знаходження інтегральних кінетичних параметрів системи ми представили процес одержання поліоксидів водню у вигляді двох послідовних стадій першого порядку:



Підставою для такого наближення стали результати термодинамічного аналізу системи та літературні дані [8, 13], згідно з якими ці процеси є реакціями псевдопершого порядку та задовільно описуються відповідними кінетичними рівняннями. В даному випадку константа включає в себе практично не змінні за часом концентрації інших реагентів і називається ефективною константою швидкості.

Чисельне розв'язання зворотної кінетичної задачі (знаходження кінетичних параметрів за кінетичними кривими) виконано з використанням математичних засобів Mathcad 14.

Вираз для апроксимуючої функції має вигляд:

$$N(A_0, k_1, k_2, t) = A_0 \cdot \left[1 - e^{-k_1 t} - \frac{k_1}{k_2 - k_1} \cdot (e^{-k_1 t} - e^{-k_2 t}) \right].$$

Невідомі параметри A_0 , k_1 і k_2 шукали з використанням вбудованих засобів нелінійної апроксимації (рис. 5).

Згідно з одержаними результатами, експериментальні дані задовільно описуються запропонованою кінетичною схемою. У табл. 1 наведено кінетичні параметри процесів, що відбуваються у воді дистильованій і питній.

Таблиця 1. Кінетичні параметри процесу одержання поліоксидів водню при дії ННТП на дистильовану та питну воду

Склад розчину	$[A_0]$, мМ	$k_1 \cdot 10^3$, с ⁻¹	$k_2 \cdot 10^3$, с ⁻¹	t_{max} , с	$[B_{max}]$, мМ
Вода дистильована	8,81	2,03	32,74	91	0,45
Вода питна	6,88	2,19	8,95	208	1,07

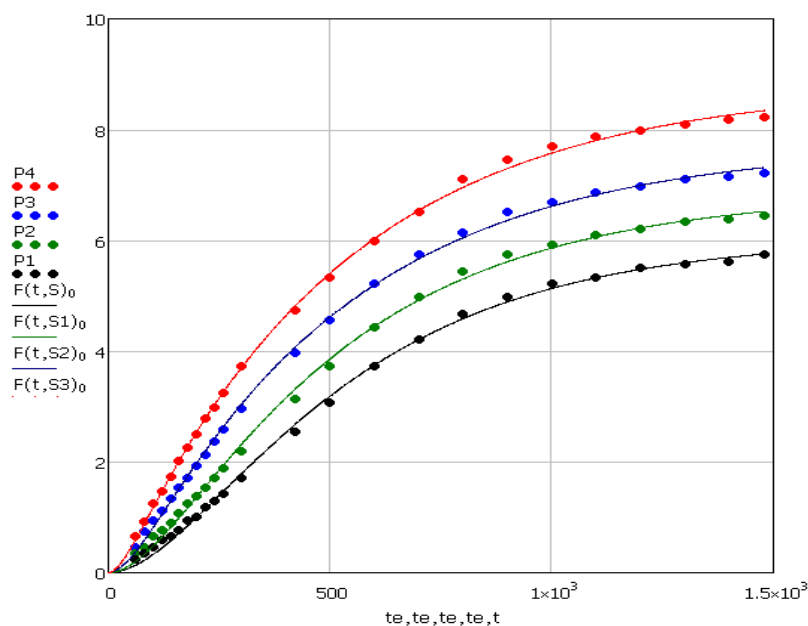
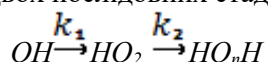


Рис. 5. Графічне подання результатів (точки — експеримент, лінії — кінетичні криві, розраховані за знайденими параметрами апроксимації)

Аналіз отриманих даних свідчить, що лімітуючою стадією процесу утворення поліоксидів водню є реакція утворення $\text{HO}_2^\bullet$, оскільки $k_1 < k_2$. Необхідно також відзначити, що зі збільшенням забруднення води сторонніми домішками дещо збільшується константа швидкості реакції k_1 , в той час як k_2 і вихідна концентрація гідроксил-радикалів зменшуються. Відмічений ефект має пояснення, оскільки поява додаткових маршрутів витрати гідроксил-радикалів викликає зростання константи швидкості першої стадії та зниження вихідної концентрації кисеньвмісних радикалів. Зменшення константи швидкості k_2 з появою домішок зумовлено процесами каталітичного розкладу пероксидних сполук, а також їхньої хімічної взаємодії.

Висновки

Запропоновано і теоретично обґрунтовано спрощену кінетичну модель процесу отримання поліоксидів водню у вигляді двох послідовних стадій першого порядку:



Розраховано кінетичні параметри процесу: константи швидкостей k_1 та k_2 ; початкову концентрацію вихідної речовини; час досягнення і значення максимальної концентрації проміжного продукту HO_2 . Побудовані кінетичні криві, що описують зміну концентрацій 'OH і HO_2 ' в процесі утворення поліоксидів водню. Виявлено характер і природу впливу купрум сульфату і натрій хлориду в розчинах на кінетику утворення поліоксидів водню. Показано, що для досягнення максимальної концентрації поліоксидів водню при дії ННТП в якості рідини доцільно обирати дистильовану воду.

Список використаної літератури

1. Samanta C. Direct synthesis of hydrogen peroxide from hydrogen and oxygen: An overview of recent developments in the process. *Applied Catalysis A: General*. 2008. Vol. 350(2). P. 133–149.
2. Hwang, S. Advanced Oxidation / Lee S. (ed.). Encyclopedia of chemical processing. Taylor & Francis US, 2006. 3338 p.
3. Jung Y.S. et al. Effect of pH on Fenton and Fenton-like oxidation. *Environmental Technology*. 2009. Vol. 30(2). P. 183–190.

4. Campos-Martin J. M., Blanco-Brieva G., Fierro J. L. Hydrogen peroxide synthesis: an outlook beyond the anthraquinone process. *Angew. Chem. Int. Ed.* 2006. Vol.45. P. 6962–6984.
5. Zhou J. et al. Direct and continuous synthesis of concentrated hydrogen peroxide by the gaseous reaction of H_2/O_2 non-equilibrium plasma. *Chemical Communications*. 2005. No 12. P. 1631–1633.
6. Yi Y. et al. A review on research progress in the direct synthesis of hydrogen peroxide from hydrogen and oxygen: noble-metal catalytic method, fuel-cell method and plasma method. *Catalysis Science & Technology*. 2016. Vol. 6(6). P. 1593–1610.
7. Holzer F., Locke B. R. Influence of high voltage needle electrode material on hydrogen peroxide formation and electrode erosion in a hybrid gas–liquid series electrical discharge reactor. *Plasma Chemistry and Plasma Processing*. 2008. Vol. 28. P. 1–13.
8. Kirkpatrick M.J., Locke B.R. Hydrogen, oxygen, and hydrogen peroxide formation in aqueous phase pulsed corona electrical discharge. *Industrial & engineering chemistry research*. 2005. Vol. 44(12). P. 4243–4248.
9. Flowers B.A. et al. Benchmark thermochemistry of the hydroperoxyl radical. *The Journal of Physical Chemistry A*. 2004. Vol. 108(15). P. 3195–3199.
10. Martins-Costa M., Anglada J. M., Ruiz-López M. F. Structure, stability, and dynamics of hydrogen polyoxides. *International Journal of Quantum Chemistry*. 2011. Vol. 111 (7–8). P. 1543–1554.
11. Jiandi Liu, Bangbang He, Qiang Chen. Direct synthesis of hydrogen peroxide from plasma-water interactions. *Scientific Reports*. 2016. Vol. 6. P. 38454–38462.
12. Savastenko N.A., Anklam K., Bruser M. Comparative study of plasma-treated non-precious catalysts for oxygen and hydrogen peroxide reduction reactions. *Energy & Environmental Science*. 2011. Vol. 9. P. 64–74.
13. Schüttler S., Schöne A. Production and transport of plasma-generated hydrogen peroxide from gas to liquid. *Phys. Chem. Chem. Phys.* 2024. Vol. 26. P. 8255–8272.
14. Winter J., Tresp H., Hammer M. Tracking plasma generated H_2O_2 from gas into liquid phase and revealing its dominant impact on human skin cells. *J. Phys. D: Appl. Phys.* 2014. Vol. 47(28), P. 285401–285412.

KINETIC PROCESSES OF FORMATION OF HYDROGEN POLYOXIDES IN AQUEOUS SOLUTIONS UNDER THE ACTION OF NON-EQUILIBRIUM LOW-TEMPERATURE PLASMA

Abstract

The processes of obtaining hydrogen polyoxides include a large number of stages, and the kinetic equations that describe them do not have analytical solutions due to the large number of variables. To simplify the task of finding the integral kinetic parameters of the system, the process of obtaining hydrogen polyoxides is presented as two consecutive first-order stages. The numerical solution of the inverse kinetic problem (finding kinetic parameters from kinetic curves) was performed using the mathematical tools of Mathcad 14.

A simplified kinetic model of the process of obtaining hydrogen polyoxides in the form of two consecutive first-order stages is proposed and theoretically substantiated. The kinetic parameters of the process are calculated: rate constants k_1 and k_2 ; initial concentration of the starting substance; time of reaching and value of the maximum concentration of the intermediate product HO_2 . Kinetic curves are calculated that describe the change in concentrations of $\bullet\text{OH}$ and $\text{HO}_2\bullet$ during the formation of hydrogen polyoxides. The nature and nature of the influence of cuprous sulfate and sodium chloride in solutions on the kinetics of the formation of hydrogen polyoxides are revealed. It is shown that to achieve the maximum concentration of hydrogen polyoxides under the action of non-equilibrium low-temperature plasma, it is advisable to choose distilled water as the liquid.

References

- [1] Samanta, C. (2008). Direct synthesis of hydrogen peroxide from hydrogen and oxygen: An overview of recent developments in the process. *Applied Catalysis A: General*, 350(2), 133–149.
- [2] Hwang, S. Advanced Oxidation. In Lee, S. (Ed.). (2006). *Encyclopedia of chemical processing*. Taylor & Francis US.
- [3] Jung, Y.S., Lim, W.T., Park, J.Y., & Kim, Y.H. (2009). Effect of pH on Fenton and Fenton-like oxidation. *Environmental Technology*, 30(2), 183–190.
- [4] Campos-Martin, J. M., Blanco-Brieva, G., Fierro, J. L. (2006). Hydrogen peroxide synthesis: an outlook beyond the anthraquinone process. *Angew. Chem. Int. Ed.*, 45, 6962–6984.
- [5] Zhou, J., Guo, H., Wang, X., Guo, M., Zhao, J., Chen, L., & Gong, W. (2005). Direct and continuous synthesis of concentrated hydrogen peroxide by the gaseous reaction of H_2/O_2 non-equilibrium plasma. *Chemical Communications*, 12, 1631–1633.
- [6] Yi, Y., Wang, L., Li, G., & Guo, H. (2016). A review on research progress in the direct synthesis of hydrogen peroxide from hydrogen and oxygen: noble-metal catalytic method, fuel-cell method and plasma method. *Catalysis Science & Technology*, 6(6), 1593–1610.
- [7] Holzer, F., & Locke, B. R. (2008). Influence of high voltage needle electrode material on hydrogen peroxide formation and electrode erosion in a hybrid gas–liquid series electrical discharge reactor. *Plasma Chemistry and Plasma Processing*, 28, 1–13.
- [8] Kirkpatrick, M.J., & Locke, B.R. (2005). Hydrogen, oxygen, and hydrogen peroxide formation in aqueous phase pulsed corona electrical discharge. *Industrial & engineering chemistry research*, 44(12), 4243–4248.
- [9] Flowers, B.A., Szalay, P.G., Stanton, J.F., Kállay, M., Gauss, J., & Császár, A. G. (2004). Benchmark thermochemistry of the hydroperoxyl radical. *The Journal of Physical Chemistry A*, 108(15), 3195–3199.
- [10] Martins-Costa, M., Anglada, J.M., & Ruiz-López, M. F. (2011). Structure, stability, and dynamics of hydrogen polyoxides. *International Journal of Quantum Chemistry*, 111(7–8), 1543–1554.
- [11] Jiandi, Liu, Bangbang, He, Qiang, Chen. (2016). Direct synthesis of hydrogen peroxide from plasma-water interactions. *Scientific Reports*, 6, 38454–38462.
- [12] Savastenko, N.A., Anklam, K., Bruser, M. (2011). Comparative study of plasma-treated non-precious catalysts for oxygen and hydrogen peroxide reduction reactions. *Energy & Environmental Science*, 9, 64–74.
- [13] Schüttler, S., Schöne, A. (2024). Production and transport of plasma-generated hydrogen peroxide from gas to liquid. *Phys. Chem. Chem. Phys*, 26, 8255–8272.
- [14] Winter, J., Tresp, H., Hammer, M. (2014). Tracking plasma generated H_2O_2 from gas into liquid phase and revealing its dominant impact on human skin cells. *J. Phys. D: Appl. Phys.*, 47(28), 285401–285412.

Надійшла до редакції 30.06.2025

Прийнята після рецензування 20.10.25

Опублікована 23.10.2025