

Descriere:

Invenția se referă la tratarea apei, în special la micșorarea conținutului de nitrit în apa potabilă.

Este cunoscut că nitriții sunt toxici pentru organismul uman. Toxicitatea lor se manifestă dublu. În primul rând, ionul de nitrit oxidează fierul din molecula hemoglobinei, trecând Fe(II) în Fe(III). Ultimul nu este în stare să lege oxigenul, slăbind funcția de transport a hemoglobinei. În al doilea rând nitriții, nimerind în tubul digestiv, mediul căruia este acid, interacționează cu aminele, transformându-le în nitrozamine care, la rândul lor, posedă proprietăți cancerigene și mutagene. De aceea problema micșorării cantităților de nitriți în apa potabilă este extrem de importantă.

Principalele procedee utilizate pentru eliminarea compușilor azotați din apă sunt: schimbul de ioni, electrodializa, osmoza inversă.

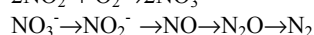
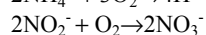
1. Schimbul de ioni. Eliminarea nitriților din apă se bazează pe proprietatea lor de a se oxida cu clor sau cu alți oxidanți până la nitrați. Însă înlăturarea ulterioară a nitraților în cantități mai mari decât 45 mg/L este foarte dificilă. În acest caz este folosită metoda schimbului de ioni cu ajutorul anioniților puternic bazici, de regulă – forma clor-ionică, sulfată sau hidrogencarbonată [1]. Procesul de utilizare a ioniților se bazează pe pregătirea diferitelor combinații ale acestor forme de ioniți, ce se introduc în săculețe dintr-o masă poroasă și se imersează în apă pentru 0,5...30 min. Cantitatea ioniților depinde de concentrația nitriților în apă.

2. Electrodializa. Pentru înlăturarea nitriților și nitraților [2] se utilizează membrane semipermeabile cu rezistență mică și selectivitate înaltă. Ele se fabrică acoperind suprafața unor sorbenți poroși cu un strat de 0,002–0,004 mm 4-benzilpiridină. Neajunsul acestei metode constă în selectivitatea joasă a membranelor, necesitatea pregătirii minuțioasă a apei, obținerea unor soluții concentrate, care necesită cheltuieli suplimentare pentru prelucrarea și utilizarea lor.

3. Osmoza inversă. Gradul de înlăturare a nitriților și nitraților prin acest procedeu depinde de presiunea utilizată și de concentrația substanțelor dizolvate. Acest procedeu poate fi utilizat numai pentru tratarea apei ce conține 8...10 mg/L nitriți. Însă metoda dată de tratare are o serie de neajunsuri: prelucrarea preliminară a apei pentru a exclude impurificarea membranelor, formarea reziduurilor concentrate etc. [3].

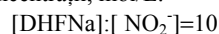
Cel mai apropiat procedeu prin esența tehnică față de cel propus este procedeu biologic cu utilizarea microorganismelor denitrificatoare.

Pentru efectuarea procesului de denitrificare a apei se recomandă ca microorganismele în reactoare să fie immobilizate pe suprafața diferitelor materiale. Biooxidarea compușilor minerali de azot până la nitrați și bioreducerea lor până la azot molecular are loc conform schemei [4]:



După denitrificarea biologică este necesar ca apa să fie supusă unei prelucrări suplimentare: filtrare și dezinfectare. Toate aceste operații necesită mari cheltuieli de energie, utilaj respectiv, ceea ce constituie un mare dezavantaj al acestui procedeu.

Esența invenției constă în faptul că se propune un procedeu de micșorare a conținutului de nitrit în apa potabilă, care include prelucrarea apei cu un reducător. În calitate de reducător se utilizează dihidroxifumaratul de natriu (DHFNa) în următorul raport de concentrații, mol/L:



purificarea apei efectuându-se timp de 10...30 min.

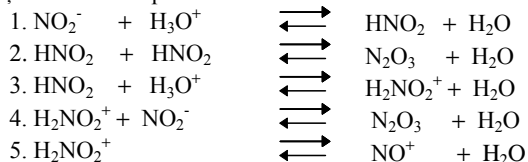
Rezultatul tehnic al invenției constă în reducerea ionilor de nitriți și formarea unor produși inofensivi.

Deoarece atât dihidroxifumaratul de natriu, folosit ca reducător, cât și acidul dicetosuccinic obținut în urma reacției sunt compuși ce nu posedă proprietăți toxice, dihidroxifumaratul de natriu poate fi utilizat pentru purificarea apei potabile de ionul nitrit. Acest procedeu de tratare se bazează pe proprietatea nitriților de a se reduce sub acțiunea reducătorului, în cazul dat a dihidroxifumaratului de natriu.

Investigațiile în literatura de specialitate permit a se constata că procesul de interacțiune a nitritului cu dihidroxifumaratul de natriu nu a fost cercetat.

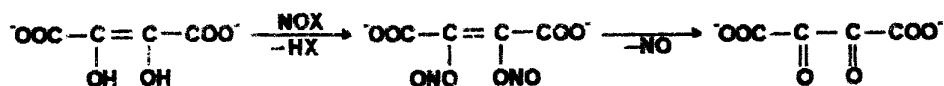
Invenția propusă se bazează pe studiul cinetic experimental asupra transformării nitriților sub acțiunea dihidroxifumaratului de natriu în funcție de diferiți parametri inițiali: $[\text{H}^+]_0$, $[\text{NO}_2^-]_0$ și $[\text{DHFNa}]_0$. Acești parametri au fost variați în următoarele intervale: $[\text{NO}_2^-]_0 = 1 \cdot 10^{-5} \dots 2 \cdot 10^{-4}$ mol/L; $[\text{DHFNa}]_0 = 5 \cdot 10^{-5}$ mol/L; pH = 2,0...5,0.

Cercetarea dependenței consumului de nitrit de pH arată că la creșterea concentrației ionilor de hidrogen în mediul reactant viteza reacției crește și este maximă la pH 2,5 (fig. 1). Această dependență se explică pe baza echilibrului ce se stabilește în soluția de nitrit în funcție de valoarea pH-ului. Ionul nitrit în mediul acid se transformă în agenți activi de nitrozare (N_2O_3 , H_2NO_2^+ , N_2O_3 , NO^+):



și concentrația maximă a agenților de nitrozare corespunde valorii pH 2,5 (fig. 1).

Interacțiunea acidului dihidroxifumaric ce se formează în mediul acid cu agenții de nitrozare poate fi exprimată prin următoarea schemă:



Pentru stabilirea raportului optim dintre dihidroxifumarat și nitrit, necesar pentru purificarea mai completă, s-a cercetat variația concentrației de nitrit în funcție de timp și $[DHFNa]_0$ (fig. 3) sau $[NO_2^-]$ (fig. 4).

Din rezultatele obținute se poate trage concluzia că procesul de reducere a nitritului cu DHFNa durează 15...30 min. Cu ridicarea concentrației de DHFNa viteza de transformare a nitritului crește. Conform datelor experimentale, aproape tot nitritul se reduce când raportul $[DHFNa] : [NO_2^-]=10$. În cazul dat $[DHFNa]=1 \cdot 10^{-3}$ mol/L; $[NO_2^-]=1 \cdot 10^{-4}$ mol/L.

Exemple de realizare a invenției

I. Variația concentrației nitritului în timp pentru diferite valori de pH în prezența DHFNa (fig. 2)

Exemplul 1

Se utilizează soluțiile apoase ale următoarelor substanțe:

nitrit de sodiu – $1 \cdot 10^{-4}$ mol/L

DHFNa – $4 \cdot 10^{-3}$ mol/L

acid sulfuric (pentru acidularea mediului).

Se pregătesc 40 mL soluție de $NaNO_2$ cu concentrația menționată pe apă distilată, se acidulează cu H_2SO_4 până la pH 2. La soluția dată se adaugă 1 mL soluție DHFNa și ca urmare concentrația DHFNa în urma diluției va fi egală cu $1 \cdot 10^{-4}$ mol/L. Apoi soluția se introduce într-o celulă termostată la 25°C. Peste anumite intervale de timp se determină concentrația nitritului cu reactivul Griess. Timpul desfășurării reacției constituie 30...50 min. Operația se efectuează pentru diferite valori de pH.

Exemplul 2

Se utilizează soluțiile apoase ale următoarelor substanțe:

nitrit de sodiu – $1 \cdot 10^{-4}$ mol/L

DHFNa – $4 \cdot 10^{-3}$ mol/L

acid sulfuric (pentru acidularea mediului),

și se repetă consecutivitatea operațiilor din exemplul 1 pentru pH 2,5.

Exemplul 3

Se utilizează soluțiile apoase ale următoarelor substanțe:

nitrit de sodiu – $1 \cdot 10^{-4}$ mol/L

DHFNa – $4 \cdot 10^{-3}$ mol/L

acid sulfuric (pentru acidularea mediului),

și se repetă consecutivitatea operațiilor din exemplul 1 pentru pH 3.

Exemplul 4

Se utilizează soluțiile apoase ale următoarelor substanțe:

nitrit de sodiu – $1 \cdot 10^{-4}$ mol/L

DHFNa – $4 \cdot 10^{-3}$ mol/L

acid sulfuric (pentru acidularea mediului),

și se repetă consecutivitatea operațiilor din exemplul 1 pentru pH 4.

Exemplul 5

Se utilizează soluțiile apoase ale următoarelor substanțe:

nitrit de sodiu – $1 \cdot 10^{-4}$ mol/L

DHFNa – $4 \cdot 10^{-3}$ mol/L

acid sulfuric (pentru acidularea mediului),

și se repetă consecutivitatea operațiilor din exemplul 1 pentru pH 5.

Pentru valoarea optimă pH (2,5) s-a cercetat dependența variației concentrației nitritului de concentrația DHFNa în timp.

II. Variația concentrației ionului nitrit în funcție de concentrația DHFNa (fig. 3)

Exemplul 6

Se utilizează soluțiile apoase ale următoarelor substanțe:

nitrit de sodiu – $1 \cdot 10^{-4}$ mol/L

DHFNa – 0 (proba zero)

pH = 2,5

t = 25°C

Exemplul 7

Se utilizează soluțiile apoase ale următoarelor substanțe:

nitrit de sodiu – $1 \cdot 10^{-4}$ mol/L

DHFNa – $5 \cdot 10^{-5}$ mol/L

pH = 2,5

t = 25°C

Exemplul 8

Se utilizează soluțiile apoase ale următoarelor substanțe:

nitrit de natriu – $1 \cdot 10^{-4}$ mol/L
DHFNa – $1 \cdot 10^{-4}$ mol/L
pH = 2,5
t = 25°C

Exemplul 9

Se utilizează soluțiile apoase ale următoarelor substanțe:

nitrit de natriu – $1 \cdot 10^{-4}$ mol/L
DHFNa – $5 \cdot 10^{-4}$ mol/L
pH = 2,5
t = 25°C

Exemplul 10

Se utilizează soluțiile apoase ale următoarelor substanțe:

nitrit de natriu – $1 \cdot 10^{-4}$ mol/L
DHFNa – $5 \cdot 10^{-3}$ mol/L
pH = 2,5
t = 25°C

III. Variația concentrației de nitrit în funcție de concentrația inițială a nitritului (fig. 4)

Exemplul 11

Se utilizează soluțiile apoase ale următoarelor substanțe:

nitrit de natriu – $1 \cdot 10^{-5}$ mol/L
DHFNa – $5 \cdot 10^{-4}$ mol/L
pH = 2,5
t = 25°C

Exemplul 12

Se utilizează soluțiile apoase ale următoarelor substanțe:

nitrit de natriu – $5 \cdot 10^{-5}$ mol/L
DHFNa – $5 \cdot 10^{-4}$ mol/L
pH = 2,5
t = 25°C

Exemplul 13

Se utilizează soluțiile apoase ale următoarelor substanțe:

nitrit de natriu – $1 \cdot 10^{-4}$ mol/L
DHFNa – $5 \cdot 10^{-4}$ mol/L
pH = 2,5
t = 25°C

Exemplul 14

Se utilizează soluțiile apoase ale următoarelor substanțe:

nitrit de natriu – $2 \cdot 10^{-5}$ mol/L
DHFNa – $5 \cdot 10^{-4}$ mol/L
pH = 2,5
t = 25°C

S-a stabilit că la mărirea concentrației DHFNa în mediul reactant crește viteza inițială de reducere a nitritului și scade concentrația lui în sistemul dat. Totodată s-a stabilit că pentru oxidarea completă este necesar de 10 ori mai mult DHFNa decât NO_2^- . Pentru utilizarea ulterioară a apei în scopuri potabile este necesară neutralizarea acidului micșorând astfel concentrația ionilor de hidrogen.