

# CINETICA REACȚIEI APEI OXIGENATE CU IODURA DE POTASIU ÎN MEDIU ACID

## 1. SCOPUL LUCRĂRII

Determinarea ordinului de reacție și a constantei de viteză pentru reacția apei oxigenate cu iodura de potasiu.

## 2. NOȚIUNI TEORETICE

Pentru reacția complexă:



viteza globală de reacție este dată de relația:

$$-\frac{dC_{H_2O_2}}{dt} = k_1 C_{H_2O_2} \cdot C_{I^-} + k_2 C_{H_2O_2} \cdot C_{H^+} \cdot C_{I^-} \quad (2)$$

unde  $k_1$ ,  $k_2$  sunt constante de viteză în cadrul mecanismului de reacție.

Când iodura de potasiu și acidul sunt în exces, relația (2) se simplifică, deoarece concentrațiile ionilor de  $I^-$  și  $H^+$  rămân practic constante. Rezultă astfel:

$$-\frac{dC_{H_2O_2}}{dt} = k C_{H_2O_2} \quad (3)$$

unde  $k$ , constanta globală de viteză, are semnificația:

$$k = k_1 C_{I^-} + k_2 C_{H^+} \cdot C_{I^-} \quad (4)$$

Desfășurarea reacției respectă relația cinetică de ordinul I (liniaritate între  $C_{H_2O_2}$  și timp):

$$\ln C_{H_2O_2} = \ln C_{H_2O_2}^0 - kt \quad (5)$$

Spre sfârșitul reacției, când consumul de  $I^-$  și de  $H^+$  începe să devină important, concentrațiile lor scad, observându-se abatere de la linearitate. Variația concentrației de  $H_2O_2$  în timpul desfășurării reacției se urmărește prin titrarea  $I_2$  rezultat din reacția (1) cu tiosulfat de sodiu în prezență de amidon. Reacția care are loc este:



Deoarece reacția (6) este foarte rapidă, iodul produs în reacția (1) este consumat pe măsură ce se produce. De aceea, nu se poate urmări prin titrarea de probe la diferiți timpi. Se folosește metoda cronometrică prin care se măsoară timpul în care se consumă o anumită cantitate din reactivul de titrare.

În acest sens, se introduce în vasul de reacție, pregătit conform modului de lucru, o cantitate dată de tiosulfat și se cronometrează timpul de la adaos până la consumul total al acestuia. Excesul de iod rămas nereacționat după consumarea întregii cantități de tiosulfat, conform reacției (6), formează un complex molecular cu amidonul, prezent în masa de reacție, producând colorarea în albastru a soluției.

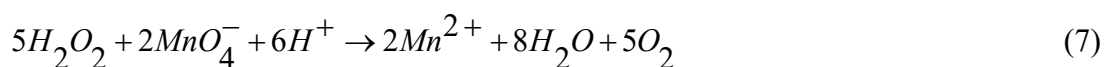
### 3. PARTE EXPERIMENTALĂ

#### 3.1. APARATURĂ ȘI SUBSTANȚE

- pahar Erlenmayer de 500 mL, cilindru gradat de 250 mL, pahar Erlenmayer de 25 mL, 2 pipete de 25 mL și o pipetă de 10 mL, cronometru apă oxigenată 3%, apă distilată, acid sulfuric, soluție de permanganat de potasiu 0,02 M, fenolftaleină.

#### 3.2. MOD DE LUCRU

Într-un vas Erlenmayer se prepară o soluție cu concentrația 0,05 mol/L de  $H_2O_2$ . Pentru aceasta se introduc 3 mL  $H_2O_2$  3% în 50 mL apă distilată. Pentru a se determina concentrația exactă a soluției de  $H_2O_2$  preparată, se introduc în două vase Erlenmayer câte 5 mL  $H_2O_2$  (din cea preparată anterior), se adaugă 3 mL  $H_2SO_4$  și se titrează cu  $KMnO_4$  0,02 mol/L până la roz pal (culoarea este datorată unui mic exces de  $KMnO_4$ , nu se pune un alt indicator). Reacția este:



Concentrația exactă a soluției de  $H_2O_2$  este:

$$c_1^0 = c_{H_2O_2} = \frac{5}{2} \frac{V_{KMnO_4}}{V_{H_2O_2}} \cdot c_{KMnO_4} \quad (8)$$

unde  $\frac{5}{2}$  este raportul între coeficienții stoichiometrici ai  $H_2O_2$  și  $KMnO_4$  din reacția (7).

În continuare, se pregătește următorul amestec: într-un vas de 500 mL se introduc, cu cilindrul gradat, 150 mL apă distilată, iar cu pipetele potrivite, 20 mL KI 0,1 M, 10 mL  $H_2SO_4$  3M, 2 mL tiosulfat din biuretă și 5 mL amidon. Se așează paharul pe agitatorul magnetic, sau

în lipsa acestuia se agită manual. În cazul agitării manuale se preferă un pahar Erlenmayer de 500 mL. Pentru începerea reacției se măsoară 20 mL H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> din soluția preparată înainte, care se introduc într-un pahărel Berzelius de 50 mL, în vederea turnării în vasul de reacție. Se pregătește cronometrul. Apoi, se toarnă soluția de H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> pregătită în vasul de reacție, pentru ca amestecarea să se facă brusc. Se pornește cronometrul.

**Atenție:** În momentul turnării apei oxigenate în vasul de reacție, se declanșează cronometrul, citindu-se timpul de apariție a culorii albastre fără a se opri cronometrul.

În continuare, operațiile ce urmează trebuie făcute rapid. În momentul apariției culorii albastre, după citirea timpului, se adaugă rapid (din biuretă sau cu o pipetă) 2 mL tiosulfat. Soluția se decolorează, deoarece iodul este consumat de tiosulfat. Este necesar ca intervalul între colorare și decolorare să fie cât mai scurt. Se notează din nou timpul de apariție al culorii albastre, adăugându-se apoi rapid alți 2 mL de tiosulfat. În total se fac 10-12 adaosuri și anume: 4-5 cu câte 2 mL tiosulfat și dacă timpul între decolorări crește la peste 4 minute, se continuă cu 5-7 adaosuri cu câte 1 mL tiosulfat; dacă timpul este mai mic de 3 minute se folosesc doar câte 2 mL. Spre sfârșitul reacției colorarea este mult mai slabă, deoarece apa oxigenată este consumată. Timpii se citesc la apariția primei tente de colorare.

#### 4. PRELUCRAREA DATELOR EXPERIMENTALE

4.1. Rezultatele experimentale se trec într-un tabel de forma:

$t, s$	$V_{Na_2S_2O_3}, mL$	$V_{total}, mL$	$\Sigma V_2, mL$	$c_{H_2O_2}, mol/L$	$\ln c_{H_2O_2}$	$k, s^{-1}$
0	0	205	0			
	2	207	2			
...						

$V_{Na_2S_2O_3}$  - volumul de tiosulfat adăugat, mL

$V_{total}$  - volumul total din vasul de reacție la momentul  $t$ , mL

$\Sigma V_2$  - volumul total de tiosulfat adăugat, mL

4.2. Din volumul de tiosulfat adăugat se calculează concentrația de H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> nereacționată până la momentul citit de cronometru. Se va trasa graficul  $\ln c_{H_2O_2}$  funcție de timp. Se obține o dreaptă.

În concluzie, reacția studiată este de ordinul 1. Concentrația inițială este cea obținută la titrarea apei oxigenate (vezi relația 8), iar concentrația  $\text{H}_2\text{O}_2$  la momentul  $t$ , se calculează cu relația

$$c_t = \frac{V_1^0 c_1^0 - \frac{1}{2} c_2^0 \Sigma V_2}{V_{total}} \quad (9)$$

unde:  $c_t$  - concentrația  $\text{H}_2\text{O}_2$  în vasul de reacție la timpul  $t$ , mol/L

$V_1^0$  - volumul soluției de  $\text{H}_2\text{O}_2$  introdus inițial, mL

$c_1^0$  - concentrația inițială de  $\text{H}_2\text{O}_2$ , mol/L

$V_{total}$  - volumul total din vasul de reacție, mL

$c_2^0$  - concentrația soluției de tiosulfat adăugat, mol/L

$\Sigma V_2$  - volumul de tiosulfat adăugat, mL

Datele obținute se logaritmează reprezentându-se grafic  $\ln c_{\text{H}_2\text{O}_2}$  funcție de timp. La sfârșitul reacției, punctele se abat de la liniaritate din motivele arătate mai sus.

Se calculează constanta de viteză cu relația

$$k = \frac{1}{t} (\ln c_0 - \ln c_t)$$

unde concentrația la momentul inițial este:  $c_0 = \frac{V_1^0 c_1^0}{V_{total}}$

Se va calcula constanta de viteză și din panta graficului  $\ln c_t = f(t)$ .

## 5. ÎNTREBĂRI

5.1. Dați exemple de alte reacții de ordinul 1.

5.2. Evaluați concentrația inițială  $c_0$ , utilizând reprezentarea grafică:  $\ln c_t = f(t)$ .