

CONSTANTA DE ECHILIBRU A REACȚIEI DE FORMARE A UNUI COMPLEX

1. SCOPUL LUCRĂRII

Determinarea constantei de echilibru a complexului $[\text{Fe}(\text{NCS})]^{2+}$.

2. NOȚIUNI TEORETICE

Pentru o reacție reversibilă în sisteme omogene:



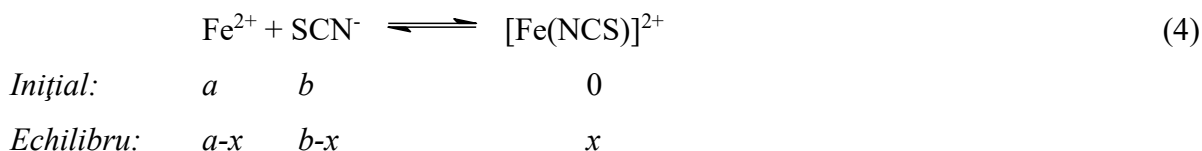
constanta de echilibru este dată de expresia:

$$K_C = \frac{C_C^{\nu_C} \cdot C_D^{\nu_D}}{C_A^{\nu_A} \cdot C_B^{\nu_B}} \quad (2)$$

Cu ajutorul constantei de echilibru, folosind izoterma standard de reacție:

$$\Delta G_T^0 = -RT \ln K_c \quad (3)$$

În această lucrare se va determina constanta de echilibru pentru reacția:



Concentrația la echilibru a ionului complex colorat $[\text{Fe}(\text{NCS})]^{2+}$ se va determina cu ajutorul spectrofotometrului “SP-850”, pe baza legii Lambert-Beer:

$$E = \varepsilon \cdot c \cdot l \quad (5)$$

unde: E – extincția măsurată experimental (absorbanța);

ε – coeficientul molar de extincție;

c – concentrația soluției (mol/L);

l – grosimea cuvei (1 cm).

3. PARTEA EXPERIMENTALĂ

3.1. APARATURĂ ȘI SUBSTANȚE

	-Spectrofotometru SP-850 -Soluție de sulfat de fier (III) 10^{-1} M -Soluție de sulfat de fier (III) $3 \cdot 10^{-3}$ M -Soluție de sulfocianură de potasiu $3 \cdot 10^{-3}$ M -patru pipete gradate de 5 mL -Cuve pentru spectrofotometru
Fig 1. Instalația experimentală	

3.2. MODUL DE LUCRU

3.2.1. Se prepară proba martor prin amestecarea în cuvă a 1 mL soluție de sulfat de fier (III) 10^{-1} M și 5 mL apă distilată. Apoi se prepară proba 1 prin amestecarea în cuvă a 1 mL soluție de sulfat de fier (III) 10^{-1} M, 1 mL sulfocianură de potasiu $3 \cdot 10^{-3}$ M și 4 mL apă distilată.

3.2.2. Din soluțiile de sulfat de fier (III) $3 \cdot 10^{-3}$ M și sulfocianură de potasiu $3 \cdot 10^{-3}$ M se pregătesc succesiv alte șase probe ale căror compoziții se dau în tabelul următor:

Nr. crt.	Fe^{3+}		SCN^-		V_{apa} , [mL]
	V , [mL]	$a \cdot 10^3$, [ion g/L]	V , [mL]	$b \cdot 10^3$, [ion g/L]	
2	3,0	1,50	0	0	3,0
3	3,0	1,50	3,0	1,50	0
4	3,5	1,75	2,5	1,25	0
5	2,5	1,25	3,0	1,50	0,5
6	3,0	1,50	2,5	1,25	0,5
7	3,0	1,50	2,0	1,00	1,0

3.2.3. Se înregistrează spectrul de absorbție pentru proba 1 prin măsurarea extincției la diferite lungimi de undă, în domeniul 430 nm-670 nm, folosind spectrofotometrul “SP-850”. În acest scop se alimentează aparatul la rețeaua de 220 V și se pune în funcțiune. Se lasă 20

minute ca lampa să intre în regim de funcționare. Se fixează lungimea de undă prin manevrarea tamburului micrometric din partea dreaptă la lungimea de undă, $\lambda = 430 \text{ nm}$. După trecerea în modul absorbantă (prin apăsarea tastei **A**), în dispozitivul pentru cuve se introduce cuva cu proba martor și se face etalonarea aparatului prin apăsarea pe tasta **100%T**. Se introduce apoi cuva cu probă și se citește valoarea absorbanței probei. Se continuă înregistrarea prin puncte a spectrului în domeniu 450-670 nm la interval de 20 nm. Înaintea fiecărei citiri, la fiecare lungime de undă se va efectua etalonarea aparatului cu proba martor.

ATENȚIE: În domeniul 430–470 nm se lucrează pe filtrul 2, iar în domeniul 490-670 nm se va lucra pe filtrul 3. Filtrul se fixează prin rotirea tamburului care se găsește în dispozitivul pentru cuve.

3.2.4. Se reprezintă grafic extincțiile obținute în funcție de lungimea de undă $E = f(\lambda)$. Considerând că proba 1 conține un exces mare de ioni de Fe^{3+} , se poate presupune că în amestecul de echilibru toată cantitatea de ioni SCN^- este legată în combinație complexă. În consecință, spectrul probei 1 reprezintă spectrul caracteristic ionului complex $[\text{Fe}(\text{NCS})]^{2+}$ de concentrație $c = 5,00 \cdot 10^{-4} \text{ ion gram/L}$. Din acest grafic se poate determina pe baza legii Lambert - Beer (5) coeficientul molar de extincție, ε , al combinației complexe la lungimea de undă corespunzătoare absorbției maxime. Drumul optic l este de 1 cm.

3.2.5. Se fixează tamburul micrometric la lungimea de undă corespunzătoare maximului de absorbție din spectrul probei 1, se etalonează din nou folosind proba 2 drept proba martor și se determină extincțiile corespunzătoare amestecurilor 3-7.

4. PRELUCRAREA DATELOR EXPERIMENTALE

4.1. Se determină coeficientul de extincție molar (ε) din datele înregistrate pentru proba 1:

$$\varepsilon = \frac{E_{\text{max, proba 1}}}{c \cdot l} \text{ unde}$$

$E_{\text{max, proba 1}}$ se citește din graficul $E = f(\lambda)$ construit anterior, concentrația $c = 5,00 \cdot 10^{-4} \text{ ion gram/L}$ și $l = 1 \text{ cm}$.

4.2. Cu ajutorul coeficientului de extincție molar (ε) determinat anterior, se calculează concentrațiile corespunzătoare la echilibru (x) pentru ionul complex $[\text{Fe}(\text{NCS})]^{2+}$:

$$x = c = \frac{E_{\text{proba}}}{\varepsilon \cdot l} \text{ pentru probele 3 - 7.}$$

4.3. Se calculează constanta de echilibru pentru probele 3-7, folosind relația (2) particularizată pentru această reacție.

4.4. Se calculează entalpia liberă standard de reacție ΔG_T^o , folosind relația (3), unde K_c este media constantelor de echilibru obținute la punctul 4.3.

5. ÎNTREBĂRI

- 5.1. Scrieți constanta de echilibru pentru reacția studiată.
- 5.2. Care este semnificația constantei de echilibru?
- 5.3. Cum variază constanta de echilibru cu concentrația?
- 5.4. Interpretați valoarea entalpiei libere standard calculată pentru reacția studiată.