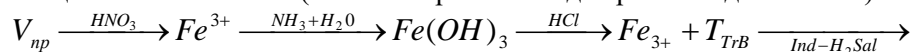


Визначення Феруму у воді

У природних водах Ферум присутній в невеликих кількостях у вигляді гідрокарбонату $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$. Частина Fe^{2+} окислюється киснем до Fe^{3+} . У деяких стічних водах Ферум зустрічається у великих концентраціях, наприклад: у стічних водах травильних цехів, при виробництві солей заліза, іноді у стічних водах текстильних виробництв. Малий вміст Феруму є практично у всіх стічних водах. Існує декілька методів визначення Феруму.

Комплексонометричне визначення Феруму

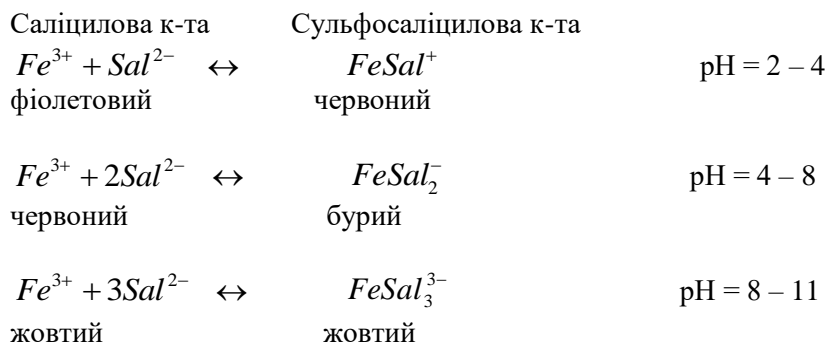
Ферум (II) у воді окислюють до заліза (III), потім осаджують аміаком. Одержаний осад відокремлюють від розчину, розчиняють у HCl і титрують розчином трилону Б з індикатором – сульфосаліциловою кислотою (зміна забарвлення від червоного до жовтого):



Визначення у вигляді сульфосаліцилату Феруму

(с(Fe) – 0,06 – 2,00 мг/мл)

Метод заснований на утворенні забарвлених комплексів Феруму (III) з саліцилат-аніоном або сульфосаліцилатом різного складу залежно від рН:



При визначенні Fe^{3+} при pH = 8 – 11 застосовують засіб градуовального графіка. Комплекси, які відповідають першим двом реакціям, застосовують для визначення Fe^{3+} , а третій FeSal_3^{3-} утворюють і Fe^{3+} і Fe^{2+} , тому ця форма застосовується для визначення загального вмісту заліза ($\alpha = 420 - 430$ нм, синій фільтр, $\epsilon \text{FeSal}_3^{3-} = 5500$). Іони Fe^{3+} визначають у вигляді FeSal^+ ($\alpha = 520$ нм, зелений фільтр). Для фотометричного визначення краще брати сульфосаліцилову кислоту або її натрієву сіль, тому що їх розчинність вища, ніж саліцилової кислоти. Вимірювати оптичну густину розчинів необхідно через 10 хв після утворення комплексів.

Спектрофотометричне визначення Феруму

Визначення у вигляді комплексу (Fe^{2+}) з о – фенатроліном

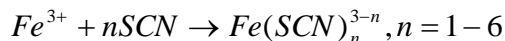
(ДСТ для питної води)

Іони Fe^{2+} утворюють з о – фенатроліном стійку (більше 6 місяців) комплексну сполуку оранжево-червоного кольору в інтервалі pH = 2–9. Молярний коефіцієнт поглинання $\epsilon = 11000$, фільтр зелений ($\alpha = 510$ нм).

Визначають вміст Fe^{2+} за градуовальним графіком. Для визначення загального вмісту Феруму Fe^{3+} відновлюють до Fe^{2+} гідроксил аміном або гідрозином.

Визначення у вигляді роданідного комплексу
(ДСТ для питної води) – колориметричне титрування

В основу методу покладено реакцію утворення ряду комплексних іонів Fe^{3+} з SCN^- криваво – червоного забарвлення:



Чутливість визначення - 0,05 мг/л.

Умови виконання методики

1. Постійний надлишок іонів SCN^- .
2. Вимірювання оптичної густини одразу після приготування комплексу.
3. Кисле середовище для заміщення реакції гідролізу Fe^{3+} ліворуч.
4. Для визначення загального вмісту Феруму додання окислювача.

Компоненти, які заважають:

- 1) аніони Cl^- , F^- , PO_4^{3-} , $C_4H_4O_6^{2-}$, AsO_4^{3-} , SO_4^{2-} , CH_3COO^- (послаблюють забарвлення розчину $Fe(SCN)_n^{3-n}$ внаслідок утворення нових комплексних сполук);
- 2) іони – відновники S^{2-} , SO_3^{2-} , I^- , Sn^{2+} (розкладають іон Fe^{3+} у Fe^{2+});
- 3) окислювачі MnO_4^- , NO_2^- , Cu^{2+} , H_2O_2 , H_2SO_4 (розкладають іон SCN^-).

Хід аналізу

Аналізована проба

Холоста проба

$V_{пр.} \rightarrow V_{в.к.} - 100 + H_2O$ до мітки, перемішують

$V_a = 25\text{мл} \rightarrow V_{коніч}$

$V_{дист_H_2O} = 26\text{мл} \rightarrow V_{коніч}$

+1 мл HCl (1:1)

2 краплі $(NH_4)_2S_2O_8$

кип'ятіння 10 хв.

+ 5 мл 10% $NH_4SCN + T_{NH_4Fe(SO_4)_2}$

червоне забарвлення

Розрахункова формула:

$$c(Fe), \text{ і} \ddot{a} / \text{ і} \ddot{e} = \frac{T(NH_4Fe(SO_4)_2) / Fe \cdot V(NH_4Fe(SO_4)_2) \cdot 1000}{V_{\text{і} \ddot{d}}}$$