

ENZĪMU virzītas **elektroķīmiskas** reakcijas šūnās **Elektriskais potenciāls** volts, acidoze, oksidatīvais stress

Nernsts saņēma Nobela Prēmiju 1920. gadā: **Elektrods** ir **metāls iegremdēts šķīdumā**
Elektroķīmiska reakcija ir lādētu **jonu** kustība cauri fāzu **robežvirsmai**.

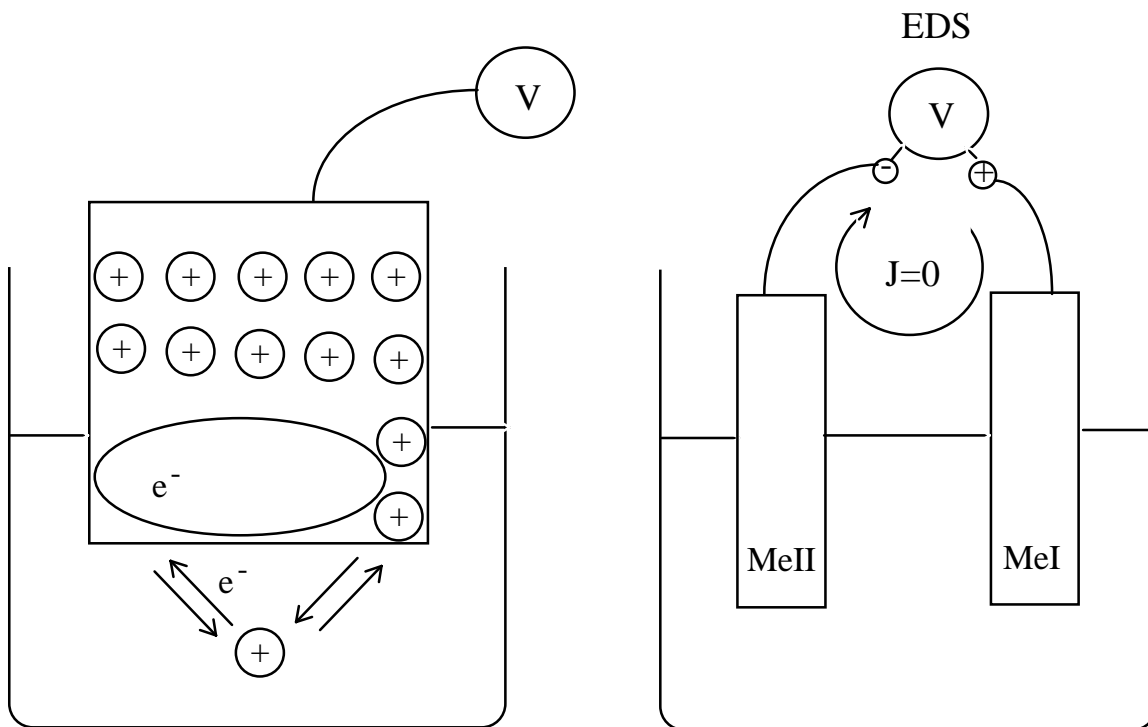
Uz šķīdumā iegremdēta **elektroda** robežvirsmas sākas **elektroķīmiskas reakcijas**.

Metāla elektrods ir reducēšanās–oksidēšanās **elektroķīmiskās reakcijas** uzturētājs
lādētu **jonu** un **elektronu** pārnēsē cauri fāzu **robežvirsmai** veidojot elektrisku **potenciālu**.
Klasificē šādus **elektrodu** veidus:

I veida,
II veida un
Red-Oks elektrodi.

Elektroķīmiskajā reakcijā lādētu jonu virzīts gradients cauri **membrānas kanāliem**:
veido **membrānas potenciālu** E_M .

Metāla sastāvā ir elektronu e^- gāze un $+$ pozitīvi metāla atomu jonu kristāliskais režģis.



Voltmetrs ar mīnus "-" un plus "+" spailēm mēra potenciāla starpību jeb **EDS**
(Elektro Dzinēj Spēks)

elektriskā ķēdē starp diviem savienotiem elektrodiem

MeI (Indikatora) un **MeII (Standarta)**:

$$\mathbf{EDS = E_I - E_{II}} \quad ; \quad \mathbf{E_I = EDS + E_{II}}$$

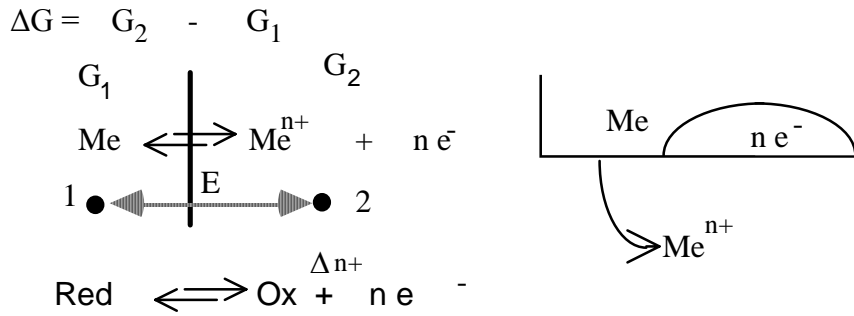
Indikatora elektrods ar E_I

– ir mijiedarbība ar šķīdumu ,

Standarta elektrods ar $E_{II} = \text{constant}$

– mijiedarbības ar apkārtējo vidi nav.

Pirmā (vienkāršotā) pieeja Nernsta vienādojuma izvedumam.



Darbs W viena mola jonu Me^{n+} pārvietošanai no punkta 1 metālā uz punktu 2 šķīdumā ir vienāds ar standarta brīvās enerģijas samazināšanās negatīvo lielumu $-\Delta G^\circ$ pārvarot elektriskā potenciāla lielumu E un viena mola lādiņš ir $q = nF$, $W = qE = nFE$; $\Delta G^\circ = W_{darbs} = nFE = RT \ln K_{līdzsv}$.

Red–Ox līdzsvara konstante ir $K_{līdzsv} = \frac{[Ox] \cdot [e^-]^n}{[Red]}$ tātad

$$E = \frac{RT}{nF} \cdot \ln \left(\frac{[Ox] \cdot [e^-]^n}{[Red]} \right) = \frac{RT}{F} \cdot \ln([e^-]) + \frac{RT}{nF} \cdot \ln \left(\frac{[Ox]}{[Red]} \right) \text{ ja } \frac{[Ox]}{[Red]} = 1 \text{ tad}$$

$$E^\circ = \frac{RT}{F} \cdot \ln([e^-]); \ln([e^-]) = \frac{E^\circ F}{RT}; [e^-] = e^{\frac{E^\circ F}{RT}} = \text{const un } E^\circ = \text{const.}$$

Nernsta vienādojums naturālā (skaitļa $e=2,7$) logaritma \ln un decimālā (skaitļa 10) logaritma \lg formā $\ln(a) = \ln(10) \cdot \lg(a) = 2,3 \cdot \lg(a)$:

$$E = E^\circ + \frac{RT}{nF} \cdot \ln \left(\frac{[Ox]}{[Red]} \right); \frac{\ln(10) \cdot R \cdot T}{F} = \frac{2,3 \cdot R \cdot T}{F} = 0,0591 \text{ V}; E = E^\circ + \frac{0,0591}{n} \cdot \ln \left(\frac{[Ox]}{[Red]} \right)$$

Otrā (korektā) pieeja Nernsta vienādojuma izvedumam.

Kad ir iestājies līdzsvars tad izejvielu un produktu ķīmisko potenciālu summa ir vienāda $\mu_{Red} + nF = \mu_{Ox} + n\mu_{e^-}$

bet katras ķīmiskās vielas ķīmiskais potenciāls ir: $\mu = \Delta G^\circ + RT \ln(N_A)$,

kur N_A ir A vielas koncentrācija molu daļās. ΔG° ir dotās vielas A standarta potenciāls.

Ķīmiskajā līdzsvarā dotās vielas ir ΔG°_{Ox} , $\Delta G^\circ_{e^-}$ un ΔG°_{Red} .

$$\Delta G^\circ_{Red} + RT \ln(N_{Red}) + nF = \Delta G^\circ_{Ox} + RT \ln(N_{Ox}) + n\Delta G^\circ_{e^-} + RT \ln(N^n_{e^-})$$

No šejienes var izteikt elektroda potenciāla lielumu E :

$$E = \frac{\Delta G^\circ_{Ox} + n \cdot \Delta G^\circ_{e^-} - \Delta G^\circ_{Red}}{nF} + \frac{RT}{nF} \cdot \ln \left(\frac{N_{Ox} \cdot N^n_{e^-}}{N_{Red}} \right) \text{ tīras vielas molu daļa ir } N_A = 1.$$

Elektroni savā atsevišķajā fāzē (tā saucamajā elektronu gāzē) metālā tieši arī ir tīra viela $N_{e^-} = 1$ tāpēc

$$E = \frac{\Delta G^\circ_{Ox} + n \cdot \Delta G^\circ_{e^-} - \Delta G^\circ_{Red}}{nF} + \frac{RT}{nF} \cdot \ln \left(\frac{N_{Ox}}{N_{Red}} \right).$$

Kā redzam, tad standarta potenciāls E° ir $E^\circ = \frac{\Delta G^\circ_{Ox} + n \cdot \Delta G^\circ_{e^-} - \Delta G^\circ_{Red}}{nF}$.

Pārejot uz molārām koncentrācijām un decimāliem logaritmiem iegūst

Reducētā forma $\rightleftharpoons Ox^{\Delta n+} + ne^-$; $E = E^\circ + \frac{0,0591}{n} \cdot \lg \left(\frac{[Ox]}{[Red]} \right)$.

procesā zaudē ne^- elektronus tātad šķīduma virzienā tiek pārvietoti Δn^+ pozitīvi lādēti papildus joni.

Elektroni ne^- paliek metālā elektronu gāzē. Δn^+ lādiņa pārvietošanās sistēmā produktos oksidētajā formā

$Ox^{\Delta n+}$ ienes ķīmiskā potenciāla elektrisko elektrona ne^- daļu $n\mu_{elektr} = -nFE$, kur $\mu_{elektr} = -FE$.

Termini:

brīvie elektroni, oksidēšana, reducēšana, oksidētājs, reducētājs, red-oks elektronu vienādojums, pus-reakcija, elektronu balansēšana summārai reakcijai, Nernsta un standarta potenciāls, acidoze un oksidatīvais stress .

1. daļa Oksidēšanas – reducēšanas reakcijas skābā, neitrālā un bāziskā vidē.

Darba gaita

- Trīs 3 mēģenes .
- Darba vielu šķīdumi ūdenī: KMnO₄, H₂SO₄, NaOH, Na₂SO₃ and dist. H₂O. Novērojumu Tabulā Nr1.

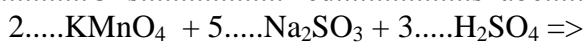
Novērotās vielu krāsas Tabula Nr1

viela	krāsa	produkts	sagaidāmā krāsa
KMnO ₄ šķīdums (MnO ₄ ⁻)	<i>Violeti sarkans</i>		<i>Violeti sarkans</i>
H ₂ SO ₄ (aq)	<i>bezkrāsains</i>	MnSO ₄ šķīdums	<i>bezkrāsains</i>
destilēts H ₂ O	<i>brūns</i>	MnO ₂ (s)	<i>brūns</i>
NaOH (aq)	<i>zaļš</i>	K ₂ MnO ₄ (MnO ₄ ²⁻)	<i>zaļš</i>
Na ₂ SO ₃ (aq)	<i>bezkrāsains</i>		<i>bezkrāsains</i>

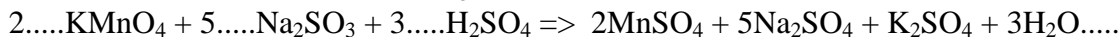
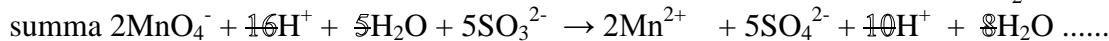
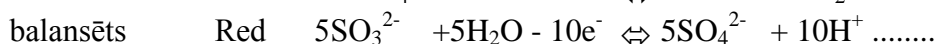
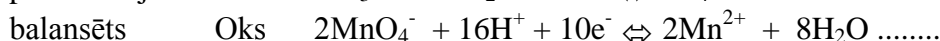
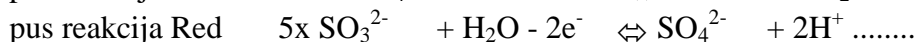
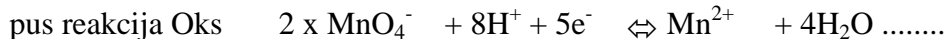
1) Ielej pirmajā mēģenē 1 cm (1 mL) kālija permanganāta KMnO₄ šķīdumu un pievieno 1 cm (1 mL) sērskābes H₂SO₄ . Pilienu veidā pievieno nātrija sulfīta Na₂SO₃ šķīdumu. Apstiprina novērojumus tabulāNr2 un virs dotajām izejvielām pieraksta

kurš ir oksidētājs (Oks), reducētājs (Red) un skābe, ūdens, bāze.

.....Oks.....Red.....skābe.....



sarkani violets..... bezkrāsains.....

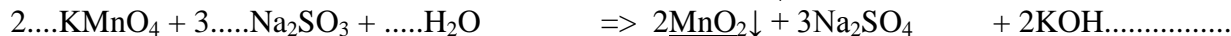
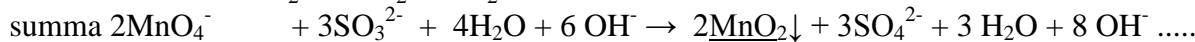
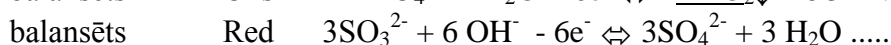
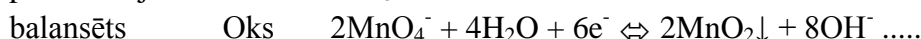
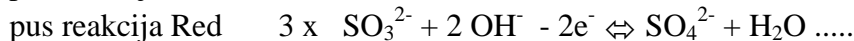
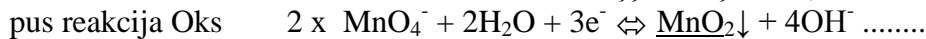


2) Ielej otrajā mēģenē 3 cm (3 mL) kālija permanganāta KMnO₄ šķīdumu ūdenī H₂O. Pilienu veidā pievieno nātrija sulfīta Na₂SO₃ šķīdumu līdz krāsa izmainās. Apstiprina novērojumus tabulāNr1 un virs dotajām izejvielām pieraksta kurš ir oksidētājs (Oks), reducētājs (Red) un skābe, ūdens, bāze.

.....Oks.....Red.....ūdens.....

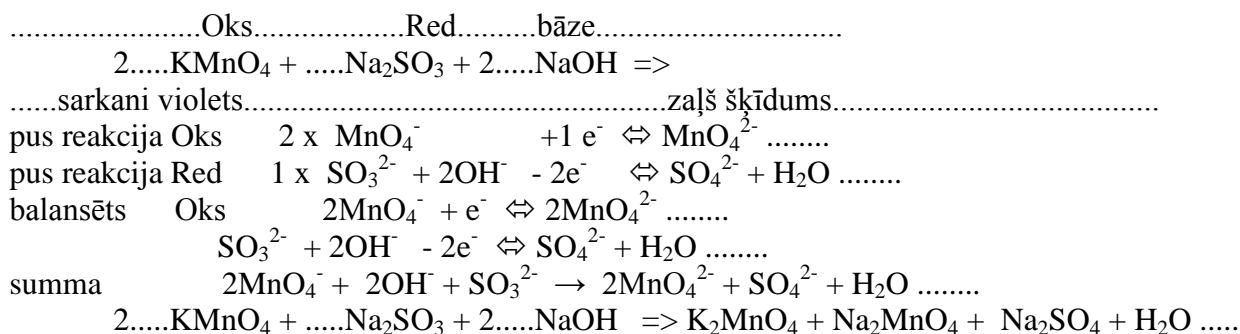


..sarkani violetstumši brūns duļķains šķīdums, izkrīt nogulsnes.....



3) Iepilina trešajā mēģenē 1 -2 pilienus kālija permanganāta KMnO_4 šķīdumu un pievieno 3-5 cm (3 mL) nātrija hidroksīda šķīdumu. Pievieno vienu pilienu nātrija sulfīta Na_2SO_3 šķīdumu. Apstiprina novērojumus tabulā Nr1 un virs dotajām izejvielām pieraksta

kurš ir oksidētājs (Oks), reducētājs (Red) un skābe, ūdens, bāze.



Aprakstiet novērojumus un mangāna oksidēšanas pakāpi produktos tabulā Nr2!

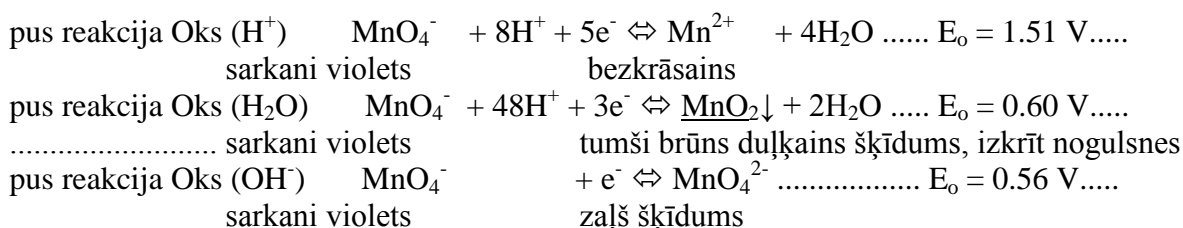
Balansējot elektronus pus reakcijās oksidētājam (Oks) un reducētājam (Red)

sastādiet veselo oksidēšanās – reducēšanās reakciju skābā 1), neitrālā 2) un bāziskā 3) vidē.

Salīdziniet oksidētāju un reducētāju spēju pievienot un atdot elektronus reakcijā.

Salīdziniet oksidētāju un reducētāju stiprumu? Kurš ir stiprāks oksidētājs?

Kā ūdens vides skābums 1), 2) un 3) ietekmē oksidētāju?



Acidoze palielina :

- 1) ūdņraža jonu H^+ molāro koncentrāciju $[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$ moli/Litrā ;
- 2) pievienoto elektronu skaitu $+ 1e^-$, $+ 3e^-$, $+ 5e^-$;
- 3) standart potenciālu E_o voltos $E_o = 0.56 \text{ V}$, $E_o = 0.60 \text{ V}$, $E_o = 1.51 \text{ V}$.

Datu pierakstīšana: krāsu maiņa oksidētājiem - reducētājiem skābā, neitrālā un bāziskā vidē.

Tabula Nr 2

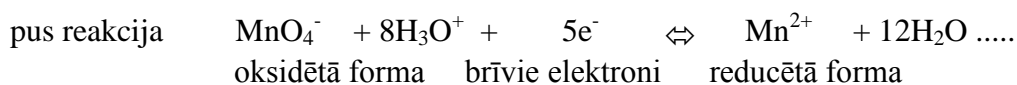
Nr. mēģene	Maisījuma krāsa	Vide: skāba, bāziska, neitrāla	Maisījuma krāsa pēc $+ \text{Na}_2\text{SO}_3$	Par krāsu atbildīgais jons vai viela produktos	Oksidēšanas pakāpe mangānam produktos
1)	$\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$	skāba	bezkrāsains	Mn^{2+}	+2
2)	$\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	neitrāla	brūns nogulsnes	$\text{MnO}_2 \downarrow$	+4
3)	$\text{KMnO}_4 + \text{NaOH}$	bāziska	zaļš	MnO_4^{2-}	+6

Secinājumi: Acidoze palielina oksidētāja spēju oksidēt – pievienot brīvos elektronus.

Nernsta potenciāla vienādojuma praktiskās studijas Ox un Red pus reakcijas

Nernsta vienādojums pus reakcijai apbalvots ar Nobeļa prēmiju 1920. gadā:

Ox un Red formu pārvērtības red-oks pus reakcijā var aprakstīt viss populārākā permanganāta oksidētā forma skābā vidē ar bezkrāsainu mangāna jonu Mn^{2+} :un pieciem elektroniem $n=5e^-$:



$$E = E^\circ + \frac{0.0591}{5} \cdot \lg \left(\frac{[MnO_4^-][H^+]^8}{[Mn^{2+}] \cdot [H_2O]^{12}} \right); [H_2O]=55,3 \text{ M} = \frac{996 \text{ g/L}}{18 \text{ g/mol}}$$

Ūdens koncentrācija $[H_2O]^{12}$ iekļauta standarta potenciāla lielumā E_o kā konstantes logaritms:

$$E_o = 1,51 \text{ V} = E^\circ + \frac{0.0591}{5} \cdot \lg \left(\frac{1}{[H_2O]^{12}} \right) = E^\circ + \frac{0.0591}{5} \cdot \lg \left(\frac{1}{55,3^{12}} \right) = E^\circ + \frac{0.0591 \cdot (-12)}{5} \cdot \lg(55,3)$$

$$E^\circ = E_o - 1,7427 \cdot 0,1418 = E_o - 0,2472 ; E^\circ = 1,51 \text{ V} + 0,2472 \text{ V} = 1,76 \text{ V} \text{ termodinamiskais potenciāls}$$



$$E = E_o + \frac{0.0591}{n} \cdot \lg \left(\frac{[MnO_4^-][H^+]^8}{[Mn^{2+}]} \right) = 1.51 \text{ V} + \frac{0.0591}{5} \cdot \lg \left(\frac{[MnO_4^-][H^+]^8}{[Mn^{2+}]} \right)$$

Ja skābes daudzums palielinās kā ūdeņraža jonu koncentrācija $[H^+]^8=1^8=10^0$ reizes 10 kāpināšana pakāpē 8 veido simts miljons reižu lielumu $10^8=100000000$ un palielina sākotnējo potenciālu par + 0.09456 V voltiem

$$E = E_o + 0.01182 \cdot \lg(10^8) = 1.51 \text{ V} + 0.01182 \cdot 8 \text{ V} = 1.51 \text{ V} + 0.09456 \text{ Volts}$$

$$\text{Ja } [H^+]^8 = 1^8 = 1 = 10^0 \text{ tad } E = E_o + 0.01182 \cdot \lg(10^0) = 1.51 + 0.01182 \cdot 0 = 1.51 \text{ Volts.}$$

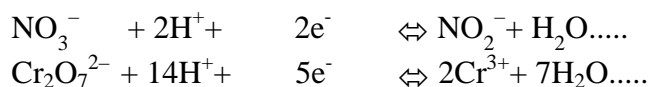
Elektroķīmijā pastiprināta acidoze oksidētāja spēju palielina novērtējami kā potenciāla palielinājums kā tas nozīmē latīniski **potencia** - vara un spēks (palielinās).

Potenciāls palielinās: 1) $\Delta E = +0.0946 \text{ V}$ ja palielinās acidoze-ūdeņraža jonu koncentrācija 10 reizes;

2) par $\Delta E = +0.0118 \text{ V}$ ja oksidētās formas koncentrācija palielinās $[MnO_4^-]$ 10 reizes;

3) par $\Delta E = +0.0118 \text{ V}$ ja reducētās formas koncentrācija samazinās $[Mn^{2+}]$ 10 reizes.

Dodiet **Nernsta potenciāla** vienādojumu un analīzi izvēlētajām pus reakcijām!



Kādas komponenta koncentrācijas (oksidētāja [Ox], reducētāja [Red], skābes $[H^+]$ ūdeņraža katjonu) izmaiņas palielina spēju oksidētājam tā pat kā arī palielina potenciālu E un otrādi palielina spēju reducētājam tā pat kā samazina potenciāla E vērtību?

- Kāds ir standarta potenciāla E_o lielums dotajai pus reakcijai?

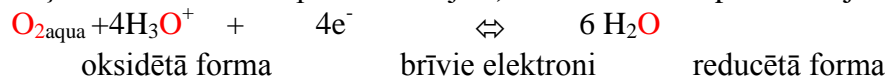
- Kur Nernsta potenciāla vienādojumā ir iekļauta ūdens konstantā koncentrācija $[H_2O]=55,3 \text{ M}$?

- Kā salīdzinot relatīvi izskaidrot ar standarta potenciāla E_o vērtību

oksidētāja spēju oksidēt un reducētāja spēju reducēt ?

Piezīme: Iznīcinoši bīstami dzīvībai! Oksidatīvā stresā norisinās **neenzimātiskas** oksidēšanās reakcijas daudzveidīgos ķēdes reakciju un paralēlos produktos, sagraujot organismu!

Ūdens vidē (asins plazmā) izšķīdis skābeklis ir stiprs oksidētājs **1,229 V** atbilstoši pus reakcijai:



6. lapas puse: <http://aris.gusc.lv/BioThermodynamics/OxRedBiologicalW.pdf>

$$E = E_o + \frac{0.0591}{4} \lg([O_{2(aqua)}] \cdot [H^+]^4); E = 1,229 V + 0,01478 \cdot \lg([O_{2(aqua)}] \cdot [H^+]^4) \dots$$

piezīme: ūdeņraža joni ir oksidētās formas $O_{2(aqua)} + 4H_3O^+$ komponente ;

reducētā forma $6 H_2O$ molekulas samazina termodinamisko potenciālu no **1,383 V** uz standarta **1,229 V**:

$$E_o = E^\circ + \frac{0.0591}{4} \cdot \lg\left(\frac{1}{[H_2O]^6}\right) = ; [H_2O] = 55,3 M = \frac{996 \text{ g/L}}{18 \text{ g/mol}}$$

$$E_o = E^\circ + \frac{0.0591}{4} \cdot \lg\left(\frac{1}{[H_2O]^6}\right) = 1,383 + 0,01478 \cdot \lg\left(\frac{1}{[55.3]^6}\right) = 1,383 - 0,01478 \cdot 10,456 = 1,229 V$$

Ūdens koncentrācija samazina standarta potenciālu par **1,383-1,229 = 0.15449**..... V voltiem.

Ūdens konstantā koncentrācija $[H_2O]^6$ iekļauta standarta potenciāla lielumā $E_o = 1,229 V$ kā apgrieztās konstantes sestajā pakāpē logaritma un termodinamiska potenciāla $E^\circ = 1,383 V$ vērtību summa.

Ja Skābes koncentrāciju palielinot 10 reizes ūdeņraža jonu palielinājums ir $[H^+]^4 = 10000 = 10^4$ reizes .

Ja ūdeņraža koncentrācija sākumā ir fizioloģiska $pH = 7,36$ $[H^+]^4 = 10^{-7,36 \cdot 4} M = 10^{-29,44} M$ tad palielinot 10^4 reizes lielāka vērtība $(10 \cdot 10^{-7,36})^4 = 10^{-29,44+4} = 10^{-25,44}$ palielina potenciālu par $+ 0.2364 V$:

$$E = E_o + 0.014775 \cdot \lg(10^4) = 1.23V + 0.014775 \cdot 4 V = 1.229 V + 0.2364 V = 1,465 \text{ Volts.}$$

Elektroķīmisko oksidēšanās spēju palielina acidoze un skābekļa koncentrācija kā apzīmēts Latīņu valodā

potencia nozīmē vara un spēks tā pēc potenciāla pieaugums $\Delta E > 0$ ir pozitīvs.

ΔE pieaug kā oksidatīvs stress:

1) par $\Delta E = +0.236$ V ja palielina ūdeņraža jonu koncentrāciju $[H_3O^+]$ 10 reizes acidoze ;

Gaisu 20.95% nomainot ar 100% skābekli $[O_{2(aqua)}]$ koncentrācija palielinās 5 reizes.

Tas potenciālu palielina par: $+0.01478 \cdot \lg(4.773) = +0.01478 \cdot 0.6788 = +0.01$ Voltiem .

$$E = E_o + 0.014775 \cdot \lg(5) = 1.23V + 0.014775 \cdot 0,699 V = 1.229 V + 0.0103 V = 1,24 \text{ Volti.}$$

ΔE pieaug kā oksidatīvs stress: 2) par $\Delta E = +0.01$ V ja palielina skābekļa koncentrāciju 5 reizes;

3) ūdens koncentrācijas vērtība $[H_2O] = 55.3 M$ samazina termodinamisko potenciālu no $E^\circ = 1,383 V$

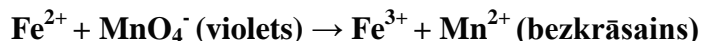
uz $E_o = 1,229 V$. Tādā veida novēršot oksidatīvā stresa risku samazinot par $\Delta E = -0.154$ V.

Kura koncentrācijas (oksidētāja [Ox], reducētāja [Red], skābes $[H^+]$ ūdeņraža katjonu) izmaiņas palielina spēju oksidētājam tā pat kā arī palielina potenciālu E un otrādi palielina spēju reducētājam tā pat kā samazina potenciāla E vērtību?

- Kāds ir standarta potenciāla E_o lielums dotajai pus reakcijai?
- Kur iekļauta ūdens konstantā koncentrācija $[H_2O] = 55,3 M$?
- Kā salīdzinot izskaidrot standarta potenciāla E_o vērtību oksidētāja un reducētāja spēju ?

2. Oksidēšanās – reducēšanās reakcijas titrēšana. Permanganatometrija

Praktiskajā nodarbībā veic red-oks titrēšanu. Red-oks reakcijā, Fe^{2+} pārvēršas par Fe^{3+} un MnO_4^- (violets) pārvēršas par Mn^{2+} . Krāsas maiņu oksidēšanā izraisa mangāna pārvērtības no MnO_4^- uz Mn^{2+} . Reakcijas beigās MnO_4^- pārākums pievienojas reakcijas maisījumam, šķīdums iekrāsojas violets un titrēšana ir paveikta.

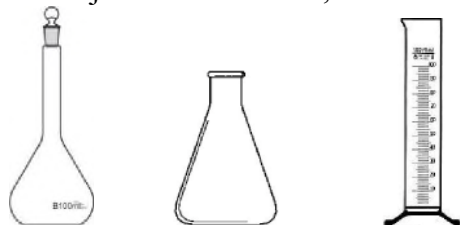


(Nelīdzsvarots vienādojums) Fe^{2+} no FeSO_4 šķīduma un MnO_4^- no 0,02 M KMnO_4 šķīduma.

<p style="text-align: center;">Darba piederumi</p> <ul style="list-style-type: none"> • Birete ar statīvu • Piltuve • 3 koniskās (Ērlenmeiera) kolbas • Izlietnes krūze • Pipete 10 mL • Pipetes 10 mL sūknis • Mērcilindrs • 100 mL mērkolba ar FeSO_4 šķīdumu ($C_M = ?$) • Kālija permanganāta KMnO_4 šķīdums ($C_M = 0,02 \text{ M}$) • Sērskābe H_2SO_4 ($C_M = 3,0 \text{ M}$) • Aizsargbrilles • Izlietnes glāze. 	
---	--

Darba gaita

1. Atšķaida līdz tilpuma atzīmei pret menisku mērkolbā doto FeSO_4 parauga šķīdumu.
2. Lietojot pipeti ar sūkni pārnes 10,0 mL FeSO_4 koniskajā kolbā ar tilpumu 50÷200 mL.
3. Lietojot mērcilindru 10,0 mL sērskābes H_2SO_4 šķīduma pielej klāt koniskajā kolbā.



Mērkolba; Koniskā kolba; Mērcilindrs (Ērlenmeiera kolba)

4. Uzpilda bireti ar 0,02 M KMnO_4 šķīdumu virs nulles atzīmes. Atver biretes izteci ļauj līmenim noslīdēt līdz nulles atzīmei, iztecinot lieko šķīdumu izlietnes glāzē. Sākot titrēšanu no citas vērtības kā nulle, pieraksta sakuma atzīmi KMnO_4 datu tabulā.
5. Titrē Fe^{2+} šķīdumu koniskajā kolbā ar 0,02 M kālija permanganāta KMnO_4 šķīdumu.

6. Pēc ~7 mL palēniniet titrēšanu.
 7. Kad reakcija beidzas pirmā pieliktā pile KMnO_4 no biretes nokrāso reakcijas maisījumu koniskajā kolbā violetā krāsā
 8. Pieraksta beigu atzīmi tilpumam uz biretes.
- 9. Tikai pēc pasniedzēja norādījuma!** Atkārtoto titrēšanu vairākas reizes.

Datu Tabula

Nr	Sākuma tilpums KMnO_4 mL	Beigu tilpums KMnO_4 mL	KMnO_4 tilpums mL ekvivalences punktā $n_{\text{MnO}_4} = 5 \cdot n_{\text{Fe}^{2+}}$
1			$V_1 =$
2			$V_2 =$
3			$V_3 =$
4			$V_4 =$
5			$V_5 =$

Vidējais KMnO_4 tilpums $\bar{V}_{\text{MnO}_4} =$

Permanganometrija ir tilpuma analīzes metode, kurā par titrantu lieto KMnO_4 šķīdumu, kas skābā vidē oksidē reducētājus (violets šķīdums atkrāsojas) pie trīs faktoriem:

- 1) Skābā vidē permanganāts pievieno maksimālo 5 elektronu skaitu;
- 2) Skābā vidē sarkani violetā krāsa MnO_4^- izzūd par Mn^{2+} bezkrāsainu šķīdumu.
- 3) Standarta potenciāls ir maksimāls $E_0 = +1.51 \text{ V}$.

.....Oks.....Red.....skābe.....

..... $2\text{KMnO}_4 + 10\text{FeSO}_4 + 8\text{H}_2\text{SO}_4 \Rightarrow$

pus reakcija Oks.....x1..... $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \Leftrightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$

pus reakcija Red.....x5..... $\text{Fe}^{2+} - \text{e}^- \Leftrightarrow \text{Fe}^{3+}$

..... $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \Leftrightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$

balansēts Red $5\text{Fe}^{2+} - 5\text{e}^- \Leftrightarrow 5\text{Fe}^{3+}$

Pievienoto elektronu skaits $+ 5\text{e}^- = -5\text{e}^-$ ir vienāds ar atdoto elektronu skaitu.

Pāru skaita dēļ dzelzs(III) sulfātā $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ jāpareizina 5Fe^{3+} ar 2, lai iegūtu pāru skaitu 10Fe^{3+} .

x2 | $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ - 5\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 5\text{Fe}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$

..... $2\text{MnO}_4^- + 16\text{H}^+ - 10\text{Fe}^{2+} \rightarrow 2\text{Mn}^{2+} + 10\text{Fe}^{3+} + 8\text{H}_2\text{O}$

sarkani violets..... zaļš bezkrāsains.....

$2\text{KMnO}_4 + 8\text{H}_2\text{SO}_4 + 10\text{FeSO}_4 \Rightarrow 2\text{MnSO}_4 + 5\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$

$n^z\text{KMnO}_4 = n^z\text{FeSO}_4 = \dots = n^z\text{MnSO}_4 = n^z\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$

Izejvielas un produkti izreaģē ekvivalentos daudzumos. APRĒĶINI UN REZULTĀTI.

Dzelzs(II) jons sulfātā FeSO_4 Fe^{2+} atdod vienu elektronu 1e^- : $\text{Fe}^{2+} - \text{e}^- \Leftrightarrow \text{Fe}^{3+}$ ir viens ekvivalents.

Kālija permanganāts KMnO_4 pievieno piecus elektronus 5e^- ir pieci ekvivalenti.

Vielas izreaģē ekvivalentos daudzumos. Tas nozīmē pievienoto elektronu skaits $+ 5\text{e}^- = -5\text{e}^-$ ir vienāds ar atdoto elektronu skaitu. Viens mols KMnO_4 ir ekvivalents pieciem moliem FeSO_4 .

Titrēšanā patērētais FeSO_4 molu skaits ir piecas reizes lielāks par KMnO_4 molu skaitu $5 \cdot n_{\text{MnO}_4} = n_{\text{Fe}^{2+}}$

$5 \cdot V_{\text{MnO}_4} \cdot C_{\text{M}_{\text{MnO}_4}} = V_{\text{Fe}^{2+}} \cdot C_{\text{M}_{\text{Fe}^{2+}}}$

Fe^{2+} šķīduma molaritāte ir aprēķināma lietojot $V_{\text{Fe}^{2+}}$ izteiksmē kā:

$$C_{\text{M}_{\text{Fe}^{2+}}} = \frac{5 \cdot V_{\text{KMnO}_4} \cdot C_{\text{M}_{\text{KMnO}_4}}}{V_{\text{Fe}^{2+}}} = \dots = \dots \text{M}$$

kur permanganāta tilpums ir nolasīta no biretes ekvivalences punktā V_{MnO_4} , kurā izreaģējis ekvivalents reducētāja tilpums V_{Fe} (tas ir mazāks pipetes tilpums no kopējā mērkolbas tilpuma Fe^{2+} šķīdumam):

Reducētāja masa kopējā mērkolbas tilpumā aprēķina kā:

$$m_{\text{Fe}} = M_{\text{Fe}^{2+}} \cdot V_{\text{Fe}^{2+} \text{ kopējais}} \cdot C_{\text{M}_{\text{Fe}^{2+}}} = \dots = \dots \text{g}$$

, kur m_{Fe} ir masa dzelzij kopējā mērkolbas tilpumā (gramos)

Statistiskie aprēķini:

$$s_{\bar{v}} = \sqrt{\frac{\sum (V_i - \bar{V})^2}{n \cdot (n - 1)}} = \dots = \dots$$

1) koncentrācija FeSO_4 šķīdumam;

2) Fe^{2+} jonu masai mērkolbas tilpumā 100 mL.

3) standarta novirze no vidējā lieluma $s_{\bar{v}}$

, kur V_i ir atsevišķais tilpuma mērījums,

\bar{V} ir atsevišķā mērījuma vidējais lielums,

n ir mērījumu skaits ar drošības pakāpi $\alpha=0,95$, kura dod drošības intervālu $\Delta V = s_{\bar{v}} \cdot t_{\alpha,n}$

kur $t_{\alpha,n}$ ir Stjudenta koeficients, kura vērtības 4.3, 3.2, un 2.8 atbilst noteiktam

mērījumu skaitam 3, 4 un 5 atbilstošais.

1. Aprēķināt molāro koncentrāciju Fe^{2+} joniem 10 mL šķīdumā (kuru titrēja).

2. Aprēķināt masu Fe^{2+} tilpumā 100 mL šķīdumā.