

Brīvie elektroni reducē $\text{O}_{2\text{aq}}$ un oksidē $\text{H}_{2\text{aq}}$ radot ūdeni, platīnā, bioķīmiskās molekulās elektroķīmisko potenciālu, kas ir proporcionāls oksidēšanas-reducēšanas atraktoram $\Delta G_{\text{eq}} = -RT \ln(K_{\text{eq}}) = E^\circ \cdot F \cdot n$.

Nernsta oksidēšanas $\text{H}(\text{Pt}) + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{O}^+ + e^-$ Prigožina konstantes K_{eq} logaritma atraktors $\Delta G_{\text{eq}} = -RT \ln(K_{\text{eq}})$ ir proporcionāls $E^\circ_{\text{H}} = -0,27073$ V standarta potenciālam arī Hesa summā $G_{\text{H}_3\text{O}^+} + G_{e^-} - (G_{\text{H}(\text{Pt})} + G_{\text{H}_2\text{O}}) = -26,12$ kJ/mol:

$$\Delta G_{\text{eq}} = -RT \ln(K_{\text{eq}}) = E^\circ \cdot F \cdot n = G_{\text{H}_3\text{O}^+} - (G_{\text{H}(\text{Pt})} + G_{\text{H}_2\text{O}}) = 22,44 - (48,56 + 0) = -26,12 \text{ kJ/mol}.$$

Atraktora konstante K_{eq} ir labvēlīga, exoergoniska, patvaļīgi spontāna, jo ir lielāka par vienu 37675,6:

$$K_{\text{eq}} = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [e^-] / [\text{H}_2\text{O}] / [\text{H}(\text{Pt})] = \text{EXP}(-\Delta G_{\text{eq}} / R / T) = \text{EXP}(26120 / 8,3144 / 298,15) = 37675,6.$$

Nernsta oksidēšanas elektroķīmiskā termodinamika $\text{Red} = \text{Ox}^{\Delta n+} + ne^-$ un elektroda potenciāls

Līdzsvara stāvoklī izejvielu un produktu ķīmisko potenciālu summas ir vienādas $\mu_{\text{Red}} + E^\circ nF = \mu_{\text{Ox}} + n\mu_{e^-}$. Ķīmiskās vielas ķīmiskais potenciāls ir $\mu = \Delta G^\circ + RT \ln(N_A)$, kur N_A ir vielas koncentrācija molu daļās. Dotās vielas veidošanās standarts ΔG°_A vai brīvās enerģijas saturs molā G_A Hesa izteiksmē dod enerģijas izmaiņu līdzsvara stāvoklī, Prigožina atraktora vērtību uz kuru tiecas visi nelīdzsvara stāvokļi:

$$\Delta G_{\text{eq}} = -R \cdot T \cdot \ln(K_{\text{eq}}) = \Delta G^\circ_{\text{Ox}}^{\Delta n+} + n \cdot \Delta G^\circ_{e^-} - \Delta G^\circ_{\text{Red}} = -nFE^\circ.$$

Ķīmiskā līdzsvara maisījumā $\Delta G^\circ_{\text{Red}} + RT \ln(N_{\text{Red}}) + E^\circ nF = \Delta G^\circ_{\text{Ox}}^{\Delta n+} + RT \ln(N_{\text{Ox}}^{\Delta n+}) + n \cdot \Delta G^\circ_{e^-} + RT \ln(N_{e^-})$

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

Tīras vielas elektronu gāzes koncentrācija ir viena moldaļa $N_{e^-} = 1$ neietekmē elektroda potenciāla lielumu E:

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

Standarta potenciāls $E^\circ = \frac{\Delta G^\circ_{\text{Ox}}^{\Delta n+} + n \cdot \Delta G^\circ_{e^-} - \Delta G^\circ_{\text{Red}}}{nF}$ veido Prigožina atraktoru izmaiņas minimumu

līdzsvarā $\Delta G_{\text{eq}} = -R \cdot T \cdot \ln(K_{\text{eq}}) = \Delta G^\circ_{\text{Ox}}^{\Delta n+} + n \cdot \Delta G^\circ_{e^-} - \Delta G^\circ_{\text{Red}} = -nFE^\circ$, ja attiecība zem logaritma $(N_{\text{Ox}}^{\Delta n+} / N_{\text{Red}}) = 1$ ir viens, tad $\ln(1) = 0$.

Pārejot uz decimāliem logaritmiem un termodinamisko standartu $T = 298,15$ K iegūst Nernsta vienādojumu reakcijai : izejvielas Red reducētā forma $\rightleftharpoons \text{Ox}^{\Delta n+} + ne^-$. Oksidēto forma produkti;

$$E = E^\circ + \frac{0,0591}{n} \cdot \log \left(\frac{[\text{Ox}]}{[\text{Red}]} \right).$$

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

Elektroni ne^- paliek metālā elektronu gāzē. Δn^+ lādiņa pārvietošanās sistēmā produktos oksidētajā formā $\text{Ox}^{\Delta n+}$ ienes ķīmiskā potenciāla elektrisko elektrona ne^- daļu $n\mu_{\text{elektr}} = -nFE^\circ$, kur $\mu_{\text{elektr}} = -FE^\circ$.

Ūdeņraža elektroda **absolūtais** standarta potenciāls attiecībā pret absolūtās skalas nulles punktu ir negatīvs $E^\circ_{\text{H}} = -0,27073$ V, jo brīvos elektronus spontāni, eksoergoniski uzkrāj metālā $\text{H}(\text{Pt}) + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{O}^+ + e^-$ Nernsta oksidēšanā. Negatīvs absolūtais standarta potenciāls ir Nernsta oksidēšanas atraktors $\Delta G_{\text{eq}} = E^\circ_{\text{H}} F n = -0,27073 \cdot 96485 \cdot 1 = -26,12$ kJ/mol. Tas ir Prigožina atraktors absolūtā brīvās enerģijas negatīva izmaiņu līdzsvara stāvoklī. [4] Hesa likumā ir identiska aprēķinātā absolūtā brīvās enerģijas izmaiņa absolūtajā skalā, kas $\Delta G_{\text{Hess,eq}} = G_{\text{H}_3\text{O}^+} + G_{e^-} - (G_{\text{H}(\text{Pt})} + G_{\text{H}_2\text{O}}) = 22,44 + 0 - (48,56 + 0) = -26,12$ kJ/mol attiecināta uz brīvās enerģijas nulles saturu $G_{e^-} = 0,0$ kJ/mol un $G_{\text{H}_2\text{O}} = 0$ kJ/mol brīvajiem elektroniem un ūdenim, jo elektronu gāzē ir nulle:

$$G_{e^-} = \Delta G_{\text{Hess,eq}} - G_{\text{H}_3\text{O}^+} - (G_{\text{H}(\text{Pt})} + G_{\text{H}_2\text{O}}) = -26,12 - 22,44 - (48,56 + 0) = 0,0 \text{ kJ/mol}.$$

Ūdeņraža elektroda absolūtais standarta potenciāls summējas no $E^\circ_{\text{H, Classic}} = 0,0$ V klasikās nulles, ar termodinamisko korekciju $0,10166$ V un absolūto skalas korekcijas vērtību $-0,37239$ V. Summa ir absolūtais elektroda potenciāls: $E^\circ_{\text{H}} = 0,0 + 0,10166 - 0,37239 = -0,27073$ V.

Absolūtais standarta potenciāls $E^\circ_{\text{H}} = -0,27073$ volti atbilst Alberti datiem absolūtās brīvās enerģijas skalai. [8] Prigožina atraktorus ūdens šķīdumos $\Delta G_{\text{eq}} = -RT \ln(K_{\text{eq}}) = E^\circ \cdot F \cdot n$ ietekmē gzu šķīdības K_{sk} , ūdens kā skābes $\text{K}_{\text{H}_2\text{O}}$ vai skābes K_a bez mērvienībām molu daļas konstantes un oksidēšanās absolūtais standarta potenciāls, piemēram, Nernsta elektrods E°_{H} . Tāpēc ūdens molekulu $[\text{H}_2\text{O}]$ un hidroksionija jonu $[\text{H}_3\text{O}^+]$ ņemšana vērā ir neatņemama un neaizstājama darbīgo masu likuma $\text{H}(\text{Pt}) + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{O}^+ + e^-$ sastāvdaļa.

Prigožina atraktors $\Delta G_{eq} = -RT \ln(K_{eq})$ proporcionāls Nernsta standarta potenciālam $E^\circ \cdot F \cdot n = \Delta G_{eq}$, kura vērtība volts ir tieši proporcionāla negatīvam vai pozitīviem elektronu pārākumam vai mazākumam metālā.

Ķīmiskā potenciāla vērtība elektroniem Nernsta reakcijā ir proporcionāla potenciālam E .

Brīvo elektronu brīvās enerģijas saturs ir nulle $G_e = 0$.

Hydrogen $H(Pt)_{(s)} + H_2O = H_3O^+ + e^-$; $E^\circ_H = -0.27073$ V; patvaļīga Nernsta $H(Pt)_{(s)}$ oksidēšana standartā H_3O^+ ;

$$\Delta G_{eq} = E^\circ_H \cdot F \cdot n = -0.27073 \cdot 96485 \cdot 1 = -26,12 \text{ kJ/mol};$$

$$\Delta G_{Hess_eq} = G_{H_3O^+} + G_e - (G_{H(Pt)} + G_{H_2O}) = 22,44 + 0 - (48,56 + 0) = -26,12 \text{ kJ/mol};$$

$$G_e = \Delta G_{Hess_eq} - G_{H_3O^+} + (G_{H(Pt)} + G_{H_2O}) = -26,12 - 22,44 - (48,56 + 0) = 0,0 \text{ kJ/mol}.$$

$$\text{Formation } G_e = \Delta G^\circ_{H_3O^+} - G_{H_3O^+} + (1,5 \cdot G_{H_2}^{gas} + 0,5 \cdot G_{O_2}^{gas}) = -231,3887 - 22,44 + (1,5 \cdot 85,6 + 303,1/2) = 26,121 \text{ kJ/mol}.$$

Iron(II) $Fe_{(s)} + H_2O = Fe^{2+} + 2e^-$; $E^\circ_{Fe/Fe^{2+}} = -0,66623$ V; patvaļīga Nernsta Fe oksidēšana standartā Fe^{2+} ;

$$\Delta G_{eq} = E^\circ_{Fe} \cdot F \cdot 2 = -0,66623 \cdot 96485 \cdot 2 = -128,56 \text{ kJ/mol};$$

$$\Delta G_{eq} = G_{Fe^{2+}} + 2G_e - (G_{Fe} + G_{H_2O}) = 12,049 + 2 \cdot 9,0 - (140,609 + 0) = -128,56 \text{ kJ/mol};$$

$$G_e = (\Delta G_{eq} - G_{Fe^{2+}} + (G_{Fe} + G_{H_2O})) / 2 = (-128,56 - 12,049 + (140,609 + 0)) / 2 = 0,0 \text{ kJ/mol};$$

$$\text{Formation [8]} G_e = (G_{Fe} - (G_{Fe^{2+}} + \Delta G^\circ)) / 2 = (140,609 - (12,04855 - 82,14)) / 2 = 105,35 \text{ kJ/mol};$$

$$\text{Formation [1]} G_e = (G_{Fe} - (G_{Fe^{2+}} + \Delta G^\circ)) / 2 = (140,609 - (12,04855 - 78,9)) / 2 = 103,73 \text{ kJ/mol};$$

Iron(III) $Fe_{(s)} + 3H_2O = [Fe(OH)_2]^+ + 2H_3O^+ + 3e^-$; $E^\circ_{Fe/Fe^{3+}} = -0,204735$ V; patvaļīga Fe oksidēšana standartā Fe^{3+} ;

$$\Delta G_{eq} = E^\circ_{Fe/[Fe(OH)_2]^+} \cdot F \cdot 3 = -0,204735 \cdot 96485 \cdot 3 = -59,2616 \text{ kJ/mol};$$

$$\Delta G_{eq} = G_{[Fe(OH)_2]^+} + 2G_{H_3O^+} + 3G_e - (G_{Fe(s)} + 3G_{H_2O}) = 47,8715 + 2 \cdot 22,44 + 3 \cdot -4,1877 - (139,45 + 3 \cdot 0) = -59,2616 \text{ kJ/mol};$$

$$3G_e = \Delta G_{eq} - G_{[Fe(OH)_2]^+} - 2G_{H_3O^+} + (G_{Fe(s)} + 3G_{H_2O}) = -59,2616 - 47,8715 - 2 \cdot 22,44 + (139,45 + 3 \cdot 0) = 3 \cdot -4,1877 \text{ kJ/mol};$$

$$\text{Formation [1]} Fe_{(s)} = Fe^{3+} + 3e^-; G_e = (G_{Fe} - (G_{Fe^{3+}} + \Delta G^\circ)) / 3 = (139,45 - (60,3136 + (-4,7))) / 3 = 27,9455 \text{ kJ/mol};$$

$$\text{Formation [8]} Fe_{(s)} = Fe^{3+} + 3e^-; G_e = (G_{Fe} - (G_{Fe^{3+}} + \Delta G^\circ)) / 3 = (139,45 - (60,3136 + (-11,99))) / 3 = 30,376 \text{ kJ/mol};$$

Iron(II/III) $Fe^{2+} = Fe^{3+} + e^-$; $E^\circ_{Fe^{2+}/Fe^{3+}} = 0,50027$ V; patvaļīga dzelzs(+3) jona reducēšana par Fe^{2+} ;

$$Fe^{2+} = Fe^{3+} + e^-; \Delta G_{eq} = E^\circ_{Fe^{3+}/Fe^{2+}} \cdot F \cdot 1 = 0,50027 \cdot 96485 \cdot 1 = 48,268 \text{ kJ/mol};$$

$$\Delta G_{eq} = G_{Fe^{3+}} + G_e - (G_{Fe^{2+}}) = 56,2755 + 4,0405 - (12,048) = 48,268 \text{ kJ/mol};$$

$$G_e = G_{Fe^{3+}} - \Delta G_{eq} + (G_{Fe^{2+}}) = 56,2755 - 48,268 + (12,048) = 4,0405 \text{ kJ/mol};$$

$$\text{Formation [Fe(OH)]}^+ + e^-; G_e = \Delta G^\circ - G_{[Fe(OH)]^+} + (G_{Fe} + G_{O_2^{gas}}/2 + G_{H_2}/2) = -277,4 \dots = 18,39245 \text{ kJ/mol};$$

$$\text{Formation [Fe(OH)]}^{2+} + 2e^-; 2G_e = \Delta G^\circ - G_{[Fe(OH)]^{2+}} + (G_{Fe} + G_{O_2^{gas}}/2 + G_{H_2}/2) = -229,4 = 2 \cdot 21,2773 \text{ kJ/mol};$$

$$\text{Formation [Fe(OH)}_2]^{+} + e^-; G_e = \Delta G^\circ - G_{[Fe(OH)]_2^{+}} + (G_{Fe} + G_{O_2^{gas}} + G_{H_2}) = -438,0 = 42,3185 \text{ kJ/mol};$$

Zinc $Zn_{(s)} + H_2O = Zn^{2+} + 2e^-$; $E^\circ_{Zn/Zn^{2+}} = -0.980$ V; patvaļīga Nernsta Zn oksidēšana standartā Zn^{2+} ;

$$\Delta G_{eqZn} = E^\circ_{Zn} \cdot F \cdot 2 = -0,980 \cdot 96485 \cdot 2 = -189,11 \text{ kJ/mol};$$

$$\Delta G_{eqZn} = G_{Zn^{2+}} + 2G_e - (G_{Zn} + G_{H_2O}) = 215,55 + 2 \cdot 0 - (404,657 + 0) = -189,107 \text{ kJ/mol};$$

$$2G_e = \Delta G_{eqZn} - G_{Zn^{2+}} + (G_{Zn} + G_{H_2O}) = -189,107 - 215,55 + (404,657 + 0) = 0,0 \text{ kJ/mol};$$

$$\text{Formation [1]} Zn = Zn^{2+} + 2e^-; G_e = \Delta G^\circ - G_{Zn^{2+}} + (G_{Zn}) = (-147,1 - 215,55 + (391,48)) / 2 = 14,415 \text{ kJ/mol};$$

$$\text{Formation [1]} Zn + O_2^{gas}/2 + H_2/2 = [Zn(OH)]^+ + e^-;$$

$$G_e = \Delta G^\circ - G_{[Zn(OH)]^+} + (G_{Zn} + G_{O_2^{gas}}/2 + G_{H_2}/2) = -330,1 - 255,285 + (404,657 + 303,1/2 + 85,64/2) = 13,642 \text{ kJ/mol};$$

Copper $Cu(Hg) + H_2O = Cu^{2+} + (Hg) + 2e^-$; $E^\circ_{Cu/Cu^{2+}} = 0,1268$ V; patvaļīga Nernsta Cu reducēšanas standartā Cu^{2+} ;

$$\Delta G_{eq_Cu} = E^\circ_{Cu} \cdot F \cdot 2 = 0,1268185 \cdot 96485 \cdot 2 = 24,472 \text{ kJ/mol};$$

$$\Delta G_{eq_Cu} = G_{Cu^{2+}} + 2G_e - (G_{Cu} + G_{H_2O}) = 108,618 + 2 \cdot 0 - (84,148 + 0) = 24,47 \text{ kJ/mol};$$

$$2G_e = \Delta G_{eq_Cu} - G_{Cu^{2+}} + (G_{Cu} + G_{H_2O}) = 24,47 - 108,618 + (84,148 + 0) = 2 \cdot 0 \text{ kJ/mol};$$

Copper $Cu + H_2O = Cu^+ + 2e^-$; $E^\circ_{Cu/Cu^+} = 0,35432$ V; patvaļīga Nernsta Cu reducēšanas standartā Cu^+ ;

$$\Delta G_{eqCu/Cu^+} = E^\circ_{Cu/Cu^+} \cdot F \cdot 1 = 0,35432 \cdot 96485 \cdot 1 = 34,1866 \text{ kJ/mol};$$

$$\Delta G_{eq_Cu} = G_{Cu^+} + G_e - (G_{Cu} + G_{H_2O}) = 118,33 + 0,00460 - (84,148 + 0) = 34,1866 \text{ kJ/mol};$$

$$G_e = \Delta G_{eqCu} - G_{Cu^+} + (G_{Cu} + G_{H_2O}) = 34,1866 - 118,33 + (84,148 + 0) = 0,00460 \text{ kJ/mol};$$

$$\text{Formation [1]} Cu^{2+} + 2e^- = Cu; G_e = (\Delta G^\circ - G_{Cu^{2+}} + (G_{Cu})) / 2 = (65,5 - 108,618 + (84,148)) / 2 = 20,515 \text{ kJ/mol};$$

$$\text{Formation [1]} Cu = Cu^+ + e^-; G_e = \Delta G^\circ - G_{Cu^+} + (G_{Cu}) = 50 - 118,33 + (84,148) = 15,818 \text{ kJ/mol};$$

Silver $Ag_{(s)} + H_2O = Ag^+ + e^-$; $E_{Ag/Ag^+} = 0,631865$ V;

$$\Delta G_{eq_Ag} = E^\circ_{Ag} \cdot F \cdot n = 0,631865 \cdot 96485 \cdot 1 = 60,9655 \text{ kJ/mol}; \text{ patvaļīga Nernsta } Ag^+ \text{ reducēšanas standartā } Ag_{(s)};$$

$$G_e = \Delta G_{eq_Ag} - G_{Ag^+} + (G_{Ag} + G_{H_2O}) = 60,9655 - 103,825 + (42,8595 + 0) = 0,0 \text{ kJ/mol};$$

$$\text{Formation [1]} Ag = Ag^+ + e^-; G_e = \Delta G_{eq_Ag} - G_{Ag^+} + (G_{Ag}) = 77,1 - 103,825 + (42,8595) = 16,1345 \text{ kJ/mol};$$

Chromium $Cr_{(s)} + H_2O = Cr^{2+} + 2e^-$; $E^\circ_{Cr/Cr^{2+}} = -1,13118$ V; patvaļīga Nernsta $Cr_{(s)}$ oksidēšana standartā Cr^{2+} ;

$$\Delta G_{eq_Cr} = E^\circ_{Cr} \cdot F \cdot 2 = -1,13118 \cdot 96485 \cdot 2 = -218,284 \text{ kJ/mol};$$

$2G_{\text{e}} = \Delta G_{\text{eq_Cr}} - G_{\text{Cr}^{2+}} + (G_{\text{Cr}} + G_{\text{H}_2\text{O}}) = -218,284 - 83,516 + (301,8 + 0) = 2 \cdot 0 \text{ kJ/mol}$;
 Formation $\text{Cr} = \text{Cr}^{2+} + 2\text{e}^-$; $2G_{\text{e}} = \Delta G^\circ - G_{\text{Cr}^{2+}} + (G_{\text{Cr}}) = -143,5 - 83,516 + (301,8) = 2 \cdot 37,392 \text{ kJ/mol}$;
 Formation $\text{Cr} = \text{Cr}^{2+} + 2\text{e}^-$; $2G_{\text{e}} = \Delta G^\circ - G_{\text{Cr}^{2+}} + (G_{\text{Cr}}) = -158,5 - 83,516 + (301,8) = 2 \cdot 29,892 \text{ kJ/mol}$;
 $\text{Cr} + \text{H}_2\text{O} = \text{Cr}^{3+} + 3\text{e}^-$; $E^\circ_{\text{Cr/Cr}^{3+}} = -0.97935 \text{ V}$; patvaļīga Nernsta $\text{Cr}_{(\text{s})}$ oksidēšana standartā Cr^{3+} ;
 $\Delta G_{\text{eq_Cr}} = E^\circ_{\text{Cr}} \cdot F \cdot n = -0.97935 \cdot 96485 \cdot 3 = -283.5 \text{ kJ/mol}$;
 $3G_{\text{e}} = \Delta G_{\text{eq_Cr}} - G_{\text{Cr}^{3+}} + (G_{\text{Cr}} + G_{\text{H}_2\text{O}}) = (-283,5) - 18,3 + (301,8 + 0) = 3 \cdot 0 \text{ kJ/mol}$;
 Formation [1] $\text{Cr} = \text{Cr}^{3+} + 3\text{e}^-$; ?

Mercury $2\text{Hg}_{(\text{l})} + \text{H}_2\text{O} = \text{Hg}_2^{2+} + 2\text{e}^-$; $E^\circ_{2\text{Hg}} = 0,5781 \text{ V}$; patvaļīga Nernsta Hg_2^{2+} reducēšanas standartā $2\text{Hg}_{(\text{l})}$;
 $\Delta G_{\text{eq_2Hg}} = E^\circ_{\text{Hg}} \cdot F \cdot n = 0,5780675 \cdot 96485 \cdot 2 = 111,55 \text{ kJ/mol}$;
 $2G_{\text{e}} = \Delta G_{\text{eq_2Hg}} - G_{\text{Hg}_2^{2+}} + (2G_{\text{Hg}} + G_{\text{H}_2\text{O}}) = 111,55 - 183,0782 + (2 \cdot 35,7641 + 0) = 2 \cdot 0 \text{ kJ/mol}$; Formation
 $2\text{Hg} + \text{H}_2\text{O} = \text{Hg}_2^{2+} + 2\text{e}^-$; $2G_{\text{e}} = \Delta G_{\text{eq_2Hg}} - G_{\text{Hg}_2^{2+}} + (2G_{\text{Hg}} + G_{\text{H}_2\text{O}}) = 153,5 - 183,0782 + (2 \cdot 35,7641 + 0) = 2 \cdot 20,975 \text{ kJ/mol}$;
 $\text{Hg} + \text{H}_2\text{O} = \text{Hg}^{2+} + 2\text{e}^-$; $E^\circ_{\text{Hg}} = 0,6318 \text{ V}$; patvaļīga Nernsta Hg^{2+} reducēšanas standartā $\text{Hg}_{(\text{l})}$;
 $\Delta G_{\text{eq_Hg}} = E^\circ_{\text{Hg}} \cdot F \cdot n = 0,6318 \cdot 96485 \cdot 2 = 121,91 \text{ kJ/mol}$;
 $2G_{\text{e}} = \Delta G_{\text{eq_Hg}} - G_{\text{Hg}^{2+}} + (G_{\text{Hg}} + G_{\text{H}_2\text{O}}) = 121,91 - 193,438 + (2 \cdot 35,7641 + 0) = 2 \cdot 0 \text{ kJ/mol}$; Formation $2\text{Hg} + \text{H}_2\text{O} = \text{Hg}_2^{2+} + 2\text{e}^-$;
 $2G_{\text{e}} = \Delta G_{\text{eq_2Hg}} - G_{\text{Hg}_2^{2+}} + (2G_{\text{Hg}} + G_{\text{H}_2\text{O}}) = 153,5 - 183,0782 + (2 \cdot 35,7641 + 0) = 2 \cdot 20,975 \text{ kJ/mol}$;
 Formation $\text{Hg} + \text{H}_2\text{O} = \text{Hg}^{2+} + 2\text{e}^-$; $2G_{\text{e}} = \Delta G_{\text{eq_Hg}} - G_{\text{Hg}^{2+}} + (G_{\text{Hg}} + G_{\text{H}_2\text{O}}) = 164,4 - 157,674 + (35,7641 + 0) = 2 \cdot 21,245 \text{ kJ/mol}$;

Lead $\text{Pb} + \text{H}_2\text{O} = \text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^-$; $E^\circ_{\text{Pb/Pb}^{2+}} = -0.3454 \text{ V}$; patvaļīga Nernsta Pb oksidēšana standartā Pb^{2+} ;
 $\Delta G_{\text{eq_Pb}} = E^\circ_{\text{Pb}} \cdot F \cdot n = -0.3454 \cdot 96485 \cdot 2 = -66.66 \text{ kJ/mol}$;
 $2G_{\text{e}} = \Delta G_{\text{eq_Pb}} - G_{\text{Pb}^{2+}} + (G_{\text{Pb}} + G_{\text{H}_2\text{O}}) = -66,6576 - 215,4144 + (282,0676 + 0) = 2 \cdot 0 \text{ kJ/mol}$;
 Formation $\text{Pb} = \text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^-$; $2G_{\text{e}} = \Delta G^\circ - G_{\text{Pb}^{2+}} + (G_{\text{Pb}}) = -24,43 - 215,414 + (282,0676) = 42,2236 = 2 \cdot 21,1118 \text{ kJ/mol}$;

Aluminum $\text{Al} + \text{H}_2\text{O} = \text{Al}^{3+} + 3\text{e}^-$; $E^\circ_{\text{Al/Al}^{3+}} = -1,9124 \text{ V}$; patvaļīga Nernsta Al oksidēšana standartā Al^{3+} ;
 $\Delta G_{\text{eq_Al}} = E^\circ_{\text{Al}} \cdot F \cdot n = -1,9124 \cdot 96485 \cdot 3 = -553,55 \text{ kJ/mol}$;
 $3G_{\text{e}} = \Delta G_{\text{eq_Al}} - G_{\text{Al}^{3+}} + (G_{\text{Al}} + G_{\text{H}_2\text{O}}) = -553,55316 - 256,5103 + (810,0635 + 0) = 0,0 \text{ kJ/mol}$;
 [1] Formation $\text{Al} + \text{H}_2\text{O}^{\text{gas}} + 0,5\text{O}_2^{\text{gas}} = \text{Al}(\text{H}_2\text{O})^{3+} + 3\text{e}^-$;
 $3G_{\text{e}} = \Delta G^\circ_{\text{Al}^{3+}} - G_{\text{Al}(\text{H}_2\text{O})^{3+}} + (G_{\text{Al}} + G_{\text{H}_2\text{O}} + 0,5G_{\text{O}_2}) = -485 - 493,6605 + (810,0635 + 0,5 \cdot 303,1 + 85,6) = 3 \cdot 22,85 \text{ kJ/mol}$;

Calcium $\text{Ca}_{(\text{s})} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^-$; $E^\circ_{\text{Ca/Ca}^{2+}} = -3,087 \text{ V}$; patvaļīga Nernsta Ca oksidēšana standartā Ca^{2+} ;
 $\Delta G_{\text{eq_Ca}} = E^\circ_{\text{Ca}^{2+}} \cdot F \cdot 2 = -3,087 \cdot 96485 \cdot 2 = -595,74 \text{ kJ/mol}$;
 $2G_{\text{e}} = \Delta G_{\text{eq_Ca}} - G_{\text{Ca}(\text{H}_2\text{O})^{2+}} + (G_{\text{Ca}} + G_{\text{H}_2\text{O}}) = -595,743 - 51,5763 + (647,319 + 0) = 2 \cdot 0,0 \text{ kJ/mol}$;
 $\text{Ca}(\text{H}_2\text{O})^{2+}$ [1] Formation $\text{Ca} + 0,5 \cdot \text{O}_2 + \text{H}_2 = \text{Ca}(\text{H}_2\text{O})^{2+} + 2\text{e}^-$;
 $2G_{\text{e}} = \Delta G^\circ_{\text{Ca}^{2+}} - G_{\text{Ca}(\text{H}_2\text{O})^{2+}} + (G_{\text{Ca}} + 0,5 \cdot G_{\text{O}_2} + G_{\text{H}_2}) = -553,6 - 284,92 + (647,319 + 0,5 \cdot 303,1 + 85,64) = 2 \cdot 22,9745 \text{ kJ/mol}$;
 CaOH^+ [1] Formation $\text{Ca} + 0,5 \cdot \text{O}_2 + 0,5\text{H}_2 = \text{CaOH}^+ + \text{e}^-$;
 $G_{\text{e}} = \Delta G^\circ_{\text{CaOH}^+} - G_{\text{CaOH}^+} + (G_{\text{Ca}} + 0,5 \cdot G_{\text{O}_2} + 0,5 \cdot G_{\text{H}_2}) = -718,4 - 101,071 + (647,32 + 0,5 \cdot 303,1 + 0,5 \cdot 85,64) = 22,2184 \text{ kJ/mol}$;

Gāzu un cietvielu šķīdība, Prigožina konstante K_{eq} , standarta potenciāls E° , protolīzes hidroksionijis H_3O^+ .

Šķīdības konstante $K_{\text{šk}}$ dalot ar koncentrāciju $[\text{H}_2\text{O}] = 55,3 \text{ M}$ ir Prigožina konstante līdzsvara stāvoklī
 $K_{\text{eq}} = K_{\text{šk}} / [\text{H}_2\text{O}]$ molu daļās, kura veido atrektoru kā logaritmu $\Delta G_{\text{eq}} = -RT \ln(K_{\text{eq}})$ šķīdībai:
 skābeklim $\text{O}_2^{\text{gas}} + \text{H}_2\text{O} = \text{O}_{2\text{aq}}$; $K_{\text{eq}} = K_{\text{sp}} / [\text{H}_2\text{O}] = [\text{O}_{2\text{aq}}] / [\text{O}_2^{\text{gas}}] / [\text{H}_2\text{O}] = 1.22 \cdot 10^{(-3)} \text{ M} / 55.3 \text{ M} = 2.206 \cdot 10^{-5}$; [7]
 ūdeņradim $\text{H}_2^{\text{gas}} + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_{2\text{aq}}$; $K_{\text{eq}} = K_{\text{sp}} / [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}_{2\text{aq}}] / [\text{H}_2^{\text{gas}}] / [\text{H}_2\text{O}] = 0.04564 / 55.3 = 0.00082526$, if $[\text{H}_2^{\text{gas}}] = 1$; [8]
 slāpeklim $\text{N}_2^{\text{gas}} + \text{H}_2\text{O} = \text{N}_{2\text{aq}}$; $K_{\text{eq}} = K_{\text{sp}} / [\text{H}_2\text{O}] = 0.000622045 / 55.3 = 10^{-4.9489}$; [1,8]
 sērūdeņradim $\text{H}_2\text{S}^{\text{gas}} + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{S}_{\text{aq}}$; $K_{\text{eq}} = K_{\text{sp}} / [\text{H}_2\text{O}] = 0.116784 / 55.3 = 0.0021118$; [30]
 sēra dioksīdam $\text{SO}_2^{\text{gas}} + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_{3\text{aq}}$; $K_{\text{eq}} = K_{\text{sp}} / [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}_2\text{SO}_3] / [\text{SO}_2^{\text{gas}}] / [\text{H}_2\text{O}] = 1,46724 / 51,64 = 0,028413$;
https://en.wikipedia.org/wiki/Sulfur_dioxide;
 slāpekļa oksīdam $\text{NO}^{\text{gas}} + \text{H}_2\text{O} = \text{NO}_{\text{aq}}$; $K_{\text{eq}} = K_{\text{sp}} / [\text{H}_2\text{O}] = [\text{NO}_{\text{aq}}] / [\text{NO}^{\text{gas}}] / [\text{H}_2\text{O}] = 0.001865 / 55.3 = 10^{(-4.472)}$;
https://en.wikipedia.org/wiki/Nitric_oxide

Šķīdības reizinājums jonu kristāliem dalot ar ūdens koncentrāciju n reizinājumu skaita pakāpē $K_{\text{eq}} = K_{\text{šk}} / [\text{H}_2\text{O}]^n$ ir
 Prigožina konstante bez mērvienību mol daļās zem logaritma atraktorā $\Delta G_{\text{eq}} = -RT \ln(K_{\text{eq}})$:
 silver chloride $\text{AgCl}_{(\text{s})} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ag}^+ + \text{Cl}^-$; $[\text{H}_2\text{O}]^2 = 55.3^2 \text{ M}^2$;
 calomel $\text{Hg}_2\text{Cl}_{2(\text{s})} + 3\text{H}_2\text{O} = \text{Hg}_2^{2+} + 2\text{Cl}^-$; $[\text{H}_2\text{O}]^3 = 55.3^3 \text{ M}^3$;
 mercury(II) oxide $\text{Hg} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{OH}^- = \text{HgO}_{(\text{s})} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^-$; $1 / [\text{H}_2\text{O}]^1 = 1 / 55.3^1 \text{ M}^1$;
 mercury sulfate $\text{Hg}_2\text{SO}_{4(\text{s})} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Hg}_2^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$; $[\text{H}_2\text{O}]^2 = 55.3^2 \text{ M}^2$

Protolīzes līdzsvāri skābēm, bāzēm un ūdenim.

Dalot skābes konstanti K_a ar ūdens koncentrāciju $[H_2O]=55.3$ M, iegūstam Prigožina konstanti $K_{eq}=K_a/[H_2O]$ bezmērvienību moldaļās zem logaritma Prigožina atraktorā $\Delta G_{eq}=-RT\ln(K_{eq})$:

[1] ūdenim $2H_2O=H_3O^++OH^-$ $pK_w=14$; $K_{H_2O}=K_w/[H_2O]^2=10^{-(14)}/55,3^2=3,261\cdot 10^{-18}$;

peroksīdam $H_2O_2+H_2O=H_3O^++HOO^-$ $pK_a=11,75$; $K_{eq}=K_a/[H_2O]=10^{-(11,75)}/55,3=3,2157\cdot 10^{-(14)}$;

[1] sērskābei 1. $H_2SO_4+H_2O=HSO_4^-+H_3O^+$; $pK_{a1}=-2,8$; $K_{eq1}=K_{a1}/[H_2O]=10^{(2,8)}/55,3=11,41$;

[1] sērskābei 2. $HSO_4^-+H_2O=SO_4^{2-}+H_3O^+$ $pK_{a2}=1,99$; $K_{eq2}=K_{a2}/[H_2O]=10^{-(1,99)}/55,3=0,0001850$;

[1] sērskābei 1. $H_2SO_3+H_2O=HSO_3^-+H_3O^+$; $pK_{a1}=1,85$; $K_{eq1}=K_{a1}/[H_2O]=10^{-(1,85)}/55,3=0,0002554$ is

[1] sērskābei 2. $HSO_3^-+H_2O=SO_3^{2-}+H_3O^+$; $pK_{a2}=7,21$; $K_{eq2}=K_{a2}/[H_2O]=10^{-(7,21)}/55,3=0,000000001115$;

Bikarbonāta bufera skābe $CO_{2(aqua)}+2H_2O=CA=H_3O^++HCO_3^-$; protolītiskā konstante $pK_{a_CO_{2(aqua)}}=7,0512$

Prigožina atraktora konstante $K_{eqCAHCO_{3(aqua)}}=K_{a_CO_{2(aqua)}}/[H_2O]^2=10^{-(7,0512)}/55,3^2=2,906\cdot 10^{-11}=10^{-(10,53665)}$.

[1] Bikarbonāta protoīze $HCO_3^-+H_2O=H_3O^++CO_3^{2-}$; $pK_a=10,33$ $K_{eq}=K_a/[H_2O]=10^{-(10,33)}/55,3=10^{-(12,07273)}$;

[1] Slāpekļa paskābe $HNO_2+H_2O=NO_2^-+H_3O^+$; $pK_a=3,15$; $K_{eq}=K_a/[H_2O]=10^{-(3,15)}/55,3=0,0000128$;

[1] Slāpekļskābe $HNO_3+H_2O=NO_3^-+H_3O^+$; $pK_a=-1,4$; $K_{eq}=K_a/[H_2O]=10^{(1,4)}/55,3=0,4542$;

Standarta potenciāls $E^\circ_{O_{2(aq)}}=1,0868$ V ūdens oksidēšanai par skābekli $5H_2O=O_{2(aq)}+4H_3O^++4e^-$ dod Nernsta oksidēšanas endoergonisko atraktoru $\Delta G_{eq}=(E^\circ_H-E^\circ_{O_{2(aq)}})F\cdot n=523,924$ kJ/mol absolūtās brīvās enerģijas uzkrāšanai skābeklī, četros hidroksonija jonos un četros brīvos elektronos $O_{2(aq)}+4H_3O^++4e^-$, atdalot protonus un elektronus veidojot hidroksoniju $4H_3O^++4e^-$, ģenerējot skābekli $O_{2(aq)}$, tāpat kā augu hlorofilā.

$\Delta G_{eqO_2}=G_{O_{2(aqua)}}+4G_{H_3O^+}+4G_{e^-}-(5G_{H_2O})=329,68+4\cdot 22,44+4\cdot 26,121-(5\cdot 0)=523,924$ kJ/mol absolūtājās potenciālu un brīvās enerģijas skalās ar kopīgu nulles punktu, jo $\Delta G_{eq}=0=E^\circ_{O_{2(aq)}}\cdot F\cdot n=0\cdot F\cdot n=0$ kJ/mol.

Gāzveida skābekļa $O_2^{gas}+H_2O=O_{2(aq)}$ šķīdība ūdenī patērē vienu ūdens molekulu no sešām, piecām paliekot neskartām Nernsta oksidēšanā. Tas samazina $H(Pt)$ elektroda brīvās enerģijas saturu no $G_{H(Pt)}=51,05$ kJ/mol uz $G_{H(Pt)}=48,56$ kJ/mol. Ūdeņraža elektroda absolūtais standarta potenciāls $E^\circ_H=-0,29654$ V palielinās no [25] uz $E^\circ_H=-0,27073$ V mazāk negatīvs. Skābekļa $5H_2O=O_{2(aq)}+4H_3O^++4e^-$ standarta potenciāls samazinās līdz pusreakcijas absolūtai standarta vērtībai $E^\circ_{O_2}=1,2288+0,1287+0,10166-0,37239=1,0868$ V.

Skābekļa Nernsta pusreakcijas piemērs parāda absolūto standarta Nernsta potenciālu atjaunošanas soļu secību, ar ūdens koncentrāciju pusreakciju līdzsvara konstantēs K_{eq} un atraktora izteiksmē $\Delta G_{eq}=-RT\ln(K_{eq})$.

Darbību secība ūdeni saturošo Nernsta pusreakciju absolūtā potenciālu atjaunošanas $5H_2O=O_{2(aq)}+4H_3O^++4e^-$ piemērā no Nernsta klasiskās vērtības $E^\circ_{classicO_2}=1,2288$ V atņem piecu ūdens molekulu logaritmisko vērtību $E^\circ_{H_2O}=-0,0591/4\cdot \log(1/55,3^5)=0,1287$. Tad pieskaita $\Delta E^\circ=+0,10166-0,37239$ savienoto korekciju summu. Tie ir trīs saskaitāmie $E^\circ_{O_2_Classic}+\text{ūdens logaritma uzskaitē}+\Delta E^\circ$.

$E^\circ_{O_2}=E^\circ_{ClassicO_2}-0,0591/4\cdot \log(1/55,3^5)+\Delta E^\circ=1,2288+0,1287+0,10166-0,37239=1,0868$ Volti.

Tādējādi Nernsta oksidēšanas pusreakcijai $5H_2O=O_{2(aq)}+4H_3O^++4e^-$ iegūst absolūtā potenciāla izteiksmi:

$$E_{O_2}=E^\circ_{O_2}+0,0591/4\cdot \log \frac{[O_2]_{aqua}\cdot [H_3O^+]^4}{[H_2O]^5}=1,0868+0,0591/4\cdot \log \frac{[O_2]_{aqua}\cdot [H_3O^+]^4}{55,3^5} \text{ Volti.}$$

Skābekļa reducēšana $\Delta G_{eqO_2}=-E^\circ_{O_2}\cdot F\cdot n=-1,0868\cdot 96485\cdot 4/1000=-419,44$ kJ/mol ir eksoergonisks atraktors $\Delta G_{eqO_2}=5G_{H_2O}-(G_{O_{2(aqua)}}+4G_{H_3O^+})=5\cdot 0-(329,68+4\cdot 22,44)=-419,44$ kJ/mol absolūtājās potenciālu un enerģiju skalās. Enerģijas saturs $G_{O_2^{gas}}=303,1$ kJ/mol ūdenī $G_{O_{2(aqua)}}=G_{O_2^{gas}}+G_{O_{2sp}}=303,1+26,58=329,68$ kJ/mol palielinās. Nernsta pusreakcijas ūdeņraža oksidēšanas $4H(Pt)+4H_2O=4H_3O^++4e^-$ standarta absolūtais potenciāls ir $E^\circ_H=-0,27073$ Volti. Summā skābekļa reducēšanā ar ūdeņradi sintezējas divas ūdens molekulas:

$O_{2(aqua)}+4H(Pt)=2H_2O$ ar absolūtās brīvās enerģijas eksoergonisku atraktoru $-523,925$ kJ/mol :

$\Delta G_{eq2H_2O}=(E^\circ_H-E^\circ_{O_2})\cdot F\cdot n=(-0,27073-1,0868)\cdot 96485\cdot 4=-1,3575\cdot 96485\cdot 4/1000=2\cdot 261,96=-523,925$ kJ/mol.

Atraktors $\Delta G_{eq2H_2O}=2G_{H_2O}-4G_{H(Pt)}-G_{O_{2(aqua)}}=2\cdot 0-(4\cdot G_{H(Pt)}+329,68)=-523,925$ kJ/mol dod metāla ūdeņraža brīvās enerģijas saturu molā $G_{H(Pt)}=(2G_{H_2O}-\Delta G_{eq2H_2O}-G_{O_{2(aqua)}})/4=(2\cdot 0+523,925-329,68)/4=194,2355/4=48,56$ kJ/mol .

Ūdeņraža metāla $\underline{\text{H}}(\text{Pt})$ absolūtā elektroda potenciāla atklāšana tā katjonu H_3O^+ šķīdumā. [25]

Biosfēras atraktorā $\text{pH}=7,36$ ir centrēties loma perfekta kārtības homoeostāzes komplekso reakciju (procesu) uzturēšanai. Šajā rakstā uz atraktora vērtību $\text{pH}=7,36$ ir ekstrapolētas brīvās enerģijas vērtības no Albertija aprēķinu tabulām pie $\text{pH} 5, 6, 7, 8, 9$. Respektējot atraktora $\text{pH}=7,36$ ir dotas ūdeņraža gāzes $\text{G}_{\text{H}_2}^{\text{gas}}=85,64 \text{ kJ/mol}$; un piesātinātā ūdeņraža šķīduma brīvās enerģijas $\text{G}_{\text{H}_2\text{aq}}=103,24 \text{ kJ/mol}$; saturs vienā molā. [8]

Ūdens veidošanās $\text{H}_2^{\text{gas}}+\text{O}_2^{\text{gas}}/2=\text{H}_2\text{O}$ no elementiem ir publicēta standarta izmaiņa $\Delta\text{G}^\circ_{\text{H}_2\text{O}}=-237,191 \text{ kJ/mol}$, aprēķinā $\Delta\text{G}^\circ_{\text{H}_2\text{O}}=\text{G}_{\text{H}_2\text{O}}-(\text{G}_{\text{H}_2}^{\text{gas}}+\text{G}_{\text{O}_2}^{\text{gas}}/2)=0-(85,64+\text{G}_{\text{O}_2}^{\text{gas}}/2)=-237,191 \text{ kJ/mol}$ Hessa likumā ar Albertija datiem [8] un dod Brīvās enerģijas saturu molā gāzveida skābeklim $\text{G}_{\text{O}_2}=303,1 \text{ kJ/mol}$
 $\text{G}_{\text{O}_2}^{\text{gas}}=(\text{G}_{\text{H}_2\text{O}}-(\text{G}_{\text{H}_2}^{\text{gas}}+\Delta\text{G}^\circ_{\text{H}_2\text{O}}))*2=(0-(85,64-237,191))*2=303,1 \text{ kJ/mol}$. [1,15]

Veidojoties no H_2^{gas} un $\text{O}_2^{\text{gas}}/2$ enerģija spontāni tika zaudēta līdz ūdens nulles vērtībai $\text{G}_{\text{H}_2\text{O}}=0 \text{ kJ/mol}$.

Kopš 1920. gada Nobela prēmijas ķīmijā Nernsta elektroķīmiskajos aprēķinos tiek lietotā ūdeņraža elektroda klasiskā standarta potenciāla nulle $\text{E}_{\text{o, classic}}=0 \text{ Volti}$, veidojot klasisko skalas nulles atskaiti. [1] Nulle metālam ir neraksturīgs standarta potenciāls, jo no reducētājiem brīvie elektroni uzkrājas pārākumā negatīvā katodā veidojot negatīvu potenciālu $\text{E}_{\text{classic}}<0 \text{ Volti}$, bet oksidētajai satver brīvos elektronus atstājot mazākumā pozitīvā anodā veidojot pozitīvu potenciālu $\text{E}_{\text{classic}}>0 \text{ Volti}$. Tur klāt, hidroksionija jonu un ūdens uzskaitē ir kritiski nepieciešama darbīgo masu likuma un Prigožina atraktora līdzsvara stāvokļa novērtējumam, jo visi nelīdzsvara stāvokļi tiecas uz Prigožina atraktoru, kuram ir tikai viena unikāla vērtība uz kuru tiekties $\Delta\text{G}_{\text{eq}}=-\text{R}\cdot\text{T}\cdot\ln(\text{K}_{\text{eq}})=\text{E}^\circ\text{nF}$. [2]

Metāla ūdeņraža klasiskais Nernsta vienādojums $\underline{\text{H}}(\text{Pt})=\text{H}^++\text{e}^-$; tiek izteikts standarta apstākļos, jo tīra metāla koncentrācija-moldaļa ir viens $[\underline{\text{H}}(\text{Pt})]=1$ un vienmolārā sērskābes šķīdumā $[\text{H}^+]=1 \text{ M}$ Nernsta Red-Ox līdzsvara klasiskā konstante ir viens $\text{K}_{\text{classicH(Pt)}}=[\text{H}^+]/[\underline{\text{H}}(\text{Pt})]=1 \text{ M}/1=1 \text{ M}$ bet ar mērvienību mols/litrā:

$$\text{E}_{\text{classic}}=\text{E}_{\text{o, classic}}+0,0591\cdot\log\text{K}_{\text{classicH(Pt)}}=0+0,0591\cdot\log[\text{H}^+]=0+0,0591\cdot\log(1 \text{ M})=0 \text{ Volti}. [1]$$

Nernsta ūdeņraža oksidēšanas reakcijas standarta elektrods $\underline{\text{H}}(\text{Pt})+\text{H}_2\text{O}=\text{H}_3\text{O}^++\text{e}^-$.

Prigožina atraktoru $\Delta\text{G}_{\text{eqH(Pt)}}=-\text{R}\cdot\text{T}\cdot\ln(\text{K}_{\text{eqH(Pt)}})=\text{E}^\circ\text{nF}$ matemātikā jālieto līdzsvara konstante K_{eq} bez mērvienībām (moldaļās). Tā pat jālieto arī nelīdzsvara stāvokļiem: $\Delta\text{G}_{\text{H(Pt)}}=-\text{R}\cdot\text{T}\cdot\ln(\text{K}_{\text{H(Pt)}})=\text{EnF}$. Visi nelīdzsvara stāvokļi $\Delta\text{G}_{\text{H(Pt)}}=-\text{R}\cdot\text{T}\cdot\ln(\text{K}_{\text{H(Pt)}})=\text{EnF}$ tiecas uz $\Delta\text{G}_{\text{eqH(Pt)}}=-\text{R}\cdot\text{T}\cdot\ln(\text{K}_{\text{eqH(Pt)}})=\text{E}^\circ\text{nF}$ Prigožina atraktoru, uz līdzsvara stāvokli $|\Delta\text{G}_{\text{H(Pt)}}|>|\Delta\text{G}_{\text{eqH(Pt)}}|$ brīvās enerģijas izmaiņas absolūto un vienīgo minimumu $|\Delta\text{G}_{\text{eqH(Pt)}}|$. [3] Brīvo elektronu koncentrācija $[\text{e}^-]$ un elektronu skaits reakcijā n ietilpst standarta potenciāla E° izteiksmē. Elektronu gāzē metāla elektronam ir nules enerģija. Formēšanas procesā elektrons uzrāda izveidošanas brīvo enerģiju $+\text{G}_{\text{e-}}$. Standarta potenciālu nosaka eksperimentāli pret Klasisko nulli $=0 \text{ Volti}$ ūdeņraža normāl elektrodu. Lai lietotu absolūto brīvo enerģiju skalu ir jānoskaidro standarta ūdeņraža elektroda $\underline{\text{H}}(\text{Pt})+\text{H}_2\text{O}=\text{H}_3\text{O}^++\text{e}^-$ absolūtais standarta potenciāls $\text{E}^\circ_{\text{H}}=\Delta\text{G}_{\text{eqH(Pt)}}/\text{F}/\text{n}=-26,12/96485/1=-0,27073 \text{ Volti}$.

Ūdeņraža standarta elektroda Nernsta oksidēšanas reakcijā izejvielas ūdeņradis platīna kristāla režģī un ūdens molekula ir reducētā forma Red($\underline{\text{H}}(\text{Pt})+\text{H}_2\text{O}$), kura atdod elektronu metālam uzlādējot to negatīvi $\underline{\text{H}}(\text{Pt})+\text{H}_2\text{O}=\text{H}_3\text{O}^++\text{e}^-$; un produktos oksidētā forma Ox $^{\Delta\text{n}+}(\text{H}_3\text{O}^+)$ hidroksionija jons ar negatīvo lādiņu metāla elektronu gāzē.

Standarta potenciāls veido Prigožina atraktoru $\Delta\text{G}_{\text{eq}}=\text{E}^\circ\text{nF}=-\text{R}\cdot\text{T}\cdot\ln(\text{K}_{\text{eq}})=\Delta\text{G}^\circ\text{Ox}^{\Delta\text{n}+}-\Delta\text{G}^\circ_{\text{Red}}$ brīvās enerģijas izmaiņas minimumu līdzsvarā ūdeņraža $\Delta\text{G}_{\text{eq}}=\text{E}^\circ\text{nF}=-\text{R}\cdot\text{T}\cdot\ln(\text{K}_{\text{eq}})=\Delta\text{G}^\circ_{\text{H}_3\text{O}^+}-(\Delta\text{G}^\circ_{\text{H}_2\text{O}}+\Delta\text{G}^\circ_{\underline{\text{H}}(\text{Pt})})$; Standarta potenciāls $\Delta\text{G}_{\text{eqH(Pt)}}=\text{E}^\circ_{\text{H}}\cdot\text{F}\cdot\text{n}=-0,27073\cdot96485\cdot1=-26,12 \text{ kJ/mol}$ apstiprinot sakrīt ar Hesa aprēķinu pēc Albertija datiem $\Delta\text{G}_{\text{eqH(Pt)}}=\text{G}_{\text{H}_3\text{O}^+}+\text{G}_{\text{e-}}-(\text{G}_{\text{H(Pt)}}+\text{G}_{\text{H}_2\text{O}})=22,44+0-(48,56+0)=-26,12 \text{ kJ/mol}$.

Kad ir iestājies līdzsvars tad izejvielu reducētāju un produktos oksidētāju plus elektronu ķīmisko potenciālu summa ir vienāda $\mu_{\text{Red}}+\text{EnF}=\mu_{\text{Ox}^{\Delta\text{n}+}}+\text{n}\mu_{\text{e-}}$. Katrai vielai ķīmiskais potenciāls ir aprēķināms $\mu=\Delta\text{G}^\circ_{\text{A}}+\text{RT}\ln(\text{N}_{\text{A}})$, kur N_{A} ir A vielas koncentrācija molu daļās un $\Delta\text{G}^\circ_{\text{A}}$ ir dotās vielas A standarta brīvās enerģijas izmaiņa veidojoties no brīviem elementiem.

Piemēram, H_2O veidošanās $\text{H}_2^{\text{gas}}+\text{O}_2^{\text{gas}}/2=\text{H}_2\text{O}$; no elementiem standarta izmaiņa ir $\Delta\text{G}^\circ_{\text{H}_2\text{O}}=-237,191 \text{ kJ/mol}$ [1]:

$$\Delta\text{G}^\circ_{\text{H}_2\text{O}}=\text{G}_{\text{H}_2\text{O}}-(\text{G}_{\text{H}_2}^{\text{gas}}+\text{G}_{\text{O}_2}^{\text{gas}}/2)=0-(85,64+303,1/2)=-237,191 \text{ kJ/mol};$$

H_3O^+ veidošanās $1,5\text{H}_2^{\text{gas}}+\text{O}_2^{\text{gas}}/2=\text{H}_3\text{O}^++\text{e}^-$;

Elektrona brīvās enerģijas saturs $\text{G}_{\text{e-}}$. Hesa standarta veidošanas reakcijā no brīviem elementiem e^- , H_2^{gas} , O_2^{gas} :

$$\Delta\text{G}^\circ_{\text{H}_3\text{O}^+}=\text{G}_{\text{H}_3\text{O}^+}+\text{G}_{\text{e-}}-(1,5\text{G}_{\text{H}_2\text{aq}}+\text{G}_{\text{O}_2\text{aq}}/2)=22,4+26,121-(1,5\cdot85,64+303,1/2)=-231,3887 \text{ kJ/mol};$$

Brīvo elektronu veidošanās enerģijas saturs vienā molā ir

$$\text{G}_{\text{e-}}=\Delta\text{G}^\circ_{\text{H}_3\text{O}^+}-\text{G}_{\text{H}_3\text{O}^+}+(1,5\cdot\text{G}_{\text{H}_2}^{\text{gas}}+0,5\cdot\text{G}_{\text{O}_2}^{\text{gas}})=-231,3887-22,44+(1,5\cdot85,6+303,1/2)=26,121 \text{ kJ/mol}.$$

OH^- veidošanās $\text{H}_2^{\text{gas}}/2+\text{O}_2^{\text{gas}}/2+\text{e}^-=\text{OH}^-$;

$$\Delta\text{G}^\circ_{\text{OH-}}=\text{G}_{\text{OH-}}-(\text{G}_{\text{H}_2}^{\text{gas}}/2+\text{G}_{\text{O}_2\text{aq}}/2+\text{G}_{\text{e-}})=77,36-(85,64/2+303,1/2+40,19)=-157,2 \text{ kJ/mol};$$

$$\text{G}_{\text{e-}}=\text{G}_{\text{OH-}}-(\text{G}_{\text{H}_2}^{\text{gas}}/2+\text{G}_{\text{O}_2\text{aq}}/2+\Delta\text{G}^\circ_{\text{OH-}})=77,36-(85,64/2+303,1/2-157,2)=40,19 \text{ kJ/mol}.$$

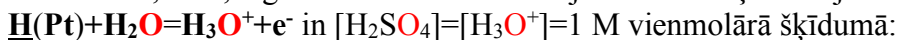
Elektroķīmiskā līdzsvara maisījumā $\Delta\text{G}^\circ_{\text{Red}}+\text{E}^\circ\text{nF}=\Delta\text{G}^\circ\text{Ox}^{\Delta\text{n}+}+\text{n}\Delta\text{G}^\circ_{\text{e-}}$. vielu veidošanās brīvās enerģijas izmaiņa Hesa vinādojumā satur $\Delta\text{G}^\circ\text{Ox}^{\Delta\text{n}+}$, $\Delta\text{G}^\circ_{\text{Red}}$ oksidētāju un reducētāju reizinājuma attiecību moldaļās viens

$N_{Ox}^{\Delta n+}/N_{Red}=1$ zem logaritma zīmes tāpēc $R^*T/n/F \cdot \ln(N_{Ox}^{\Delta n+}/N_{Red})=0$ ir nulle. Elektroda potenciāla E lieluma summā ietilpst standarta potenciāls E° . Brīvie elektroni nav saistīti savienojumos $\Delta G^\circ_{e-}=0$ kJ/mol. Brīvo elektronu

koncentrācija $[e^-]=1$ netiek uzrādīta:
$$E = \frac{\Delta G^\circ_{Ox^{\Delta n+}} - \Delta G^\circ_{Red}}{nF} + \frac{RT}{nF} \cdot \ln \left(\frac{N_{Ox^{\Delta n+}}}{N_{Red}} \right) = E^\circ + \frac{RT}{nF} \cdot \ln \left(\frac{N_{Ox^{\Delta n+}}}{N_{Red}} \right).$$

Standarta potenciāls $E^\circ = \frac{\Delta G^\circ_{Ox^{\Delta n+}} - \Delta G^\circ_{Red}}{nF}$ Prigožina atraktorā ir brīvās enerģijas izmaiņas minimums

līdzsvara stāvoklī $\Delta G_{eq} = E^\circ nF = -R \cdot T \cdot \ln(K_{eq}) = \Delta G^\circ_{Ox^{\Delta n+}} - \Delta G^\circ_{Red}$. Pārejot uz decimālajiem logaritmiem un termodinamisko standartu $T=298,15$ K, iegūstam Nernsta vienādojumu elektroķīmiskajai oksidēšanas reakcijai:



$$E = E^\circ + 0,0591/n \cdot \log([H_3O^+][e^-]/[H_2O]/[H(Pt)]) = -0,27073 + 0,0591/n \cdot \log(1 \text{ M} \cdot 1/52,5 \text{ M}/1);$$

Izejvielu/produktu attiecība Oksidētās formas $Ox^{\Delta n+}$ = uz- Reducēto forma, kuras logaritms no viena ir nulle. Absolūtais standarta ūdeņraža elektroda potenciāls ir $E^\circ_H = -0,27073$ volti patvaļīgi ņemtas klasiskās nulles vietā:

$$E^\circ_{H_classic} + 0,0591 \cdot \log K_{classicH(Pt)} = 0 + 0,0591 \cdot \log[H^+] = 0 + 0,0591 \cdot \log(1 \text{ M}) = 0 \text{ Volti.}$$

Reakcijā atrauti **ne-** elektroni, tāpat elektroneitralitātei šķīduma virzienā tiek pārvietoti $\Delta n+$ pozitīvi lādēti papildus joni. Elektroni **ne-** paliek metālā elektronu gāzē. $\Delta n+$ lādiņa pārvietošanās sistēmā produktos oksidētajā formā $Ox^{\Delta n+}$ ienes ķīmiskā potenciāla elektrisko elektrona **ne-** daļu $n\mu_{elektr} = n\Delta G^\circ_{e-} = -nFE^\circ$, kura brīvā enerģija ir proporcionāla standarta potenciālam $\Delta G^\circ_{e-} = -FE^\circ = -96485 \cdot -0,27073 = 26,121$ kJ/mol.

Prigožina atraktors $\Delta G_{eqH(Pt)} = -R \cdot T \cdot \ln(K_{eqH(Pt)}) = E^\circ nF$ pilnā apjomā pielieto matemātiku Nernsta elektroķīmiskajai oksidēšanas reakcijai $\underline{H}(\text{Pt}) + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{O}^+ + e^-$, uzskaitot četras lietas:

1. Klasiskais standarta potenciāls $E^\circ_{Hclassic} = 0$ Volti; Nernsta klasiskā elektroķīmijas skalas atskaites nulle 0 V.
2. uzskaita ūdens logaritmu $-0,0591 \cdot \log(1/[H_2O]) = -0,0591 \cdot \log(1/55,3) = 0,103$ V iekļaujot atšķaidītu hidroksonija jonu uzskaiti. Ūdeņraža elektrods sērskābes $[\text{H}_2\text{SO}_4] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1$ M šķīdumā ar $1,061$ g/mL blīvumu un ūdens koncentrāciju $[H_2O] = 963/18 = 52,5$ M. [11]
3. Klasiskā ūdeņraža nulle ar ūdens, hidroksonija korekciju $E^\circ_{HclassicH_2Ocorrection} = 0,10166$ Volti;
 $E = E^\circ_{HclassicThermodynamic} - 0,591/1 \cdot \log([H_3O^+]/[H_2O]) = 0 + 0,0591 \cdot \log(1/52,5) = 0,10166 - 0,10166 = 0$ V
4. Absolūtās potenciālu skalas novirze no klasiskā $0,10166$ V uz absolūto skalu $-0,27073 - 0,10166 = -0,37239$ V.

$$E^\circ_{H_OH} = E^\circ_{Hclassic} - 0,0591/1 \cdot \lg(1/[H_2O]^0) + 0,10166 - 0,37239 = 0 - 0,0591/1 \cdot \log(1/55,3^0) + 0,10166 - 0,37239 = -0,27073 \text{ V};$$

Ūdens daudzums litrā sērskābes $[\text{H}_2\text{SO}_4] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1$ M šķīdumā ar $1,061$ g/mL blīvumu ir $[H_2O] = 52,5$ M. Absolūta hidroksonija jonu, ūdens uzskaitē uzrāda $E^\circ_H = -0,27073$ V standarta potenciālu metālam ūdeņradim. Platīna kristāla režģī inkorporētais ūdeņradis ir aktīvs metāla elektrods ar neaktīvu platīna atomu kristāla režģi. Attiecība $[H_3O^+]/[H_2O] = 1 \text{ M}/52,5 \text{ M} = N_{H_3O^+}/N_{H_2O}$ ir mol daļa bez mērvienības aizstājot molu litrā $[H^+] = 1$ M klasiskajā potenciāla nulles iegūšanai izteiksmē $E = E^\circ_{Hclassic} + 0,0591/1 \cdot \log([H^+]) = 0 + 0,0591/1 \cdot \log(1) = 0 + 0 = 0$ V. Molu daļas klasiskā standarta potenciāla nulles vietā prasa klasisko termodinamisko standarta potenciālu $E^\circ_{HclassicThermodynamic} = 0,10166$ V, kas patvaļīgi tiek pieņemts kā nulle 1M sērskābes šķīdumā:

$$E = E^\circ_{HclassicThermodynamic} + \ln(10) \cdot R \cdot T / F \cdot 1 \cdot \log(N_{H_3O^+}/N_{H_2O}) = 0,10166 + 0,0591 \cdot \log(1/52,5) = 0,10166 - 0,10166 = 0 \text{ V.}$$

Absolūtais ūdeņraža elektroda $\underline{H}(\text{Pt}) + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{O}^+ + e^-$; potenciāls

$$E = E^\circ_H + 0,0591/n \cdot \log(K_{H(Pt)}) = -0,27073 + 0,0591/1 \cdot \log(1) = -0,27073 \text{ V} = E^\circ_H$$

ir standarta potenciāls $E = E^\circ_H$ ja logaritms no līdzsvara konstantes viens ir nulle

$$\log(K_{H(Pt)}) = \log([H_3O^+][e^-]/[H_2O]/[H(Pt)]) = \log(1) = 0 \text{ Volti.}$$

[Albertija](#) dati dod eksoergonisku izmaiņu $\Delta G_{eqH(Pt)} = G_{H_3O^+} + G_{e-} - (G_{H(Pt)} + G_{H_2O}) = 22,44 + 0 - (48,56 + 0) = -26,12$ kJ/mol.

Brīvās enerģijas izmaiņa ir noteikta absolūtajā skalā ar atskaiti no nulles $G_{H_2O} = G_{CO_2}^{gas} = G_{e-} = 0$ kJ/mol. Aprēķinātais ūdeņraža standarta potenciāls proporcionālos absolūtās brīvās enerģijas un potenciāla mērogos ir

$$E^\circ_H = \Delta G_{eqH(Pt)} / F / n = -26,12 \cdot 1000 / 96485 / 1 = -0,27073 \text{ Volti.}$$

Līdzsvara stāvoklī brīvās enerģijas minimums ir eksoergonisks, spontāns un negatīvs $-26,12$ kJ/mol;

$$\Delta G_{eqH(Pt)} = E^\circ_H \cdot F \cdot n = -0,27073 \cdot 96485 \cdot 1 / 1000 = -26,12 \text{ kJ/mol};$$

sakrīt ar Albertija datiem. Absolūtā potenciālu skala noslīd par $-0,37239$ Voltiem

$$\Delta E = -0,27073 - 0,10166 = -0,37239 \text{ Voltiem}$$

zemāk attiecībā pret klasisko termodinamisko skalas tskaiti $+0,10166$. Nernsta līdzsvara reakcija metāla oksidēšanai par hidroksonija jonu ir patvaļīga, labvēlīga, lielāka par vienu

$$K_{H(Pt)} = [H_3O^+][e^-]/[H_2O]/[H(Pt)] = \text{EXP}(-\Delta G_{eqH(Pt)}/R/T) = \text{EXP}(26120/8,3144/298,15) = 37675,6.$$

References.

1. [W.M.Haynes. Handbook of Chemistry and Physics .97th ed. CRC Press Taylor and Francis Group; 2017](#) 2643.
2. Prigogine I, Defey R. Chemical Thermodynamics. Longmans Green & co ©; 1954.
3. Prigogine I, Nicolis G. Self-Organization in Non-Equilibrium Systems. Wiley, 1977.
4. [Prigogine I. Time, Structure and Fluctuations. Lecture, The Nobel Praise in Chemistry; 1977.](#)
5. [Kuman M. New light on the attractors creating order out of the chaos. *Int J Complement Alt Med.* **11**\(6\), 337, \(2018\) ;](#)
6. [Nelson DL, Cox MM. Lehninger Principles of Biochemistry. 5th ed. New York: W.H. Freeman and company; 2008.](#)
7. [Xing W, Yin G, Zhang J. Rotating Electrode Method and Oxygen Reduction Electrocatalysts. *Elsevier*; 6 \(2014\).](#)
8. [Alberty RA. Biochemical Thermodynamic's : Applications of Mathematics. John Wiley & Sons, Inc. 1-463, \(2006\).](#)
9. [Pinard MA, Mahon B, McKenna R. Probing the Surface of Human Carbonic Anhydrase for Clues towards the Design of Isoform Specific Inhibitors. *BioMed Research International*; **2015**, 3 \(2015\). .](#)
11. [Balodis J. PRAKTISKIE DARBI FIZIKĀLAJĀ ĶĪMIJĀ II DAĻA. Izdevniecība «Zvaigzne», Rīga, 1975, lapaspuse. 149. Latvian.](#)
14. [Kaksis A. The Biosphere Self-Organization Attractors drive perfect order homeostasis reactions to link bioenergetic with functionally activate oxygen and carbon dioxide molecules. 7th International Conference on New Trends in Chemistry September 25-26, 2021.](#)
15. [Kaksis A. HIGH RATE PROTOLYSIS ATTRACTORS ACTIVATE energy over zero \$\text{GH}_2\text{O}=\text{GCO}_2\text{gas}=0\$ kJ/mol of water and carbon dioxide. FREE ENERGY CONTENT as BIOSPHERE Self-ORGANIZATION creates PERFECT ORDER IRREVERSIBLE HOMEOSTASIS PROGRESS. 9th International Conference.](#)
16. Loach, P.A. (1976) In Handbook of Biochemistry and Molecular Biology, 3rd edn (Fasman, G.D. ed.), Physical and Chemical Data, Vol. 1, pp. 122-130 e, CRC Press, Boca Raton, FL
17. A.M. Suchotina, Handbook of Electro-Chemistry, Petersburg ,1981."Chimia"© Russian
18. S.Kortly and L.Shucha. Handbook of chemical equilibria in analytical chemistry. 1985.EllisHorwood Ltd.©
19. University Alberta Data Tables Molar Thermodynamic Properties of Pure Substances 1997.
<http://www.vhem.ualberta.ca/>
20. Boca Raton, FL. Free **FAD**; FAD bound to a specific flavo-protein (for example succinate dehydrogenase) a different E°
21. David A. Harris, "Bio-energetic at a Glance". **b** Blackwell Science Ltd ©, 1995, p.116.
22. Daniel C. Harris, "Quantitative chemical analysis". W.H.Freeman and Company New York ©, 7th ed.2007, p828
23. E. Newton Harvey, "The oxidation-reduction potential of the Luciferin-Oxyluciferin system". JGP.1927, p385
24. [https://en.wikipedia.org/wiki/Atomic_radii_of_the_elements_\(data_page\)#Atomic_radius](https://en.wikipedia.org/wiki/Atomic_radii_of_the_elements_(data_page)#Atomic_radius)
25. [Kaksis A, The discovery of Hydrogen electrode reference \$E^\circ_{\text{H}} = -0.2965\$ Volts in absolute potential scale synchronizes the sciences with absolute free energy scale. 10th International Conference on New Trends in Chemistry 19-21 April, 2024.p.25. BOOK OF ABSTRACTS.](#)
26. [K.P. Mishchenko, Thermodynamics of Electrolyte Solutions, MTP International Review of Sciences – Volume 10, Thermochemistry and Thermodynamics, \(Butterworths, London, 1972\)](#)
27. https://en.wikipedia.org/wiki/Carbon_dioxide
28. https://en.wikipedia.org/wiki/Ammonia_solution
29. https://en.wikipedia.org/wiki/Oxalic_acid
30. https://en.wikipedia.org/wiki/Hydrogen_sulfide
31. [David G. Wahman, Matthew D. Pinelli, Michael R. Schock, Darren A. Lytle, Theoretical equilibrium lead\(II\) solubility revisited: Open source code and practical relationships, AWWA Water Sci. 2021 October 26; 3\(5\): . doi:10.1002/aws2.1250.](#)
32. [Thuy Nguyen Thanh Tran, Susi Jin, Marine Cuisinier, Brian D Adams, Douglas G Ivey, Reaction mechanisms for electrolytic manganese dioxide in rechargeable aqueous zinc-ion batteries, Department of Chemical and Materials Engineering, University of Alberta, Edmonton, AB T6G 1H9 Canada, Salient Energy Inc., Dartmouth, NS B3B 1C4 Canada, Scientific Reports, 2021 Oct 21;11:20777. p. 3. email: \[tthuy@ualberta.ca\]\(mailto:tthuy@ualberta.ca\)](#)
33. [University of Rhode Island \$K_a\$, \$K_{sp}\$, \$K_f\$, Thermodynamic \$\Delta H\$ \$\Delta S\$ \$G\$, \$E^\circ_{\text{Classic}}\$, equations.](#)
34. D.D. Wagman, W.H. Evans, V.B. Parker, R.H. Schumm, I.B. Halow, M. Sylvia, K.L. Churney, R.L. Nuttall, The NBS tables of chemical thermodynamic properties. Selected values for inorganic and C1 and C2 organic substances in SI units, Journal of Physical and Chemical Reference Data 11 (1982) Supplement 2.
35. J.A.Bourdoiseau, R.Sabot, M.Jeannin, F.Termemil, Ph.Refait, Determination of standard Gibbs free energy of formation of green rusts and its application to the Fe(II–III) hydroxy-oxalate. Colloids and Surfaces A: Physicochemical and Engineering Aspects. **Volume 410**, ELSEVIER 2012, Pages 72-80.
36. [Keyvan Malaie, Fritz Scholz, Uwe Schröder, Harm Wulff, Heike Kahlert, Determining the Gibbs Energy Contributions of Ion and Electron Transfer for Proton Insertion in \$\epsilon\$ -MnO₂. ChemPhysChem published by Wiley-VCH GmbH, 2022 Oct 17;23\(24\):e202200364. doi: 10.](#)
37. [PH. Refait, C.Bon, L.Simon, G.Bourrie, F.Trolard, J.Bessiere and J.-M.R.Genin, Chemical composition and Gibbs standard free energy of formation of Fe\(II\)-Fe\(III\) hydroxysulphate green rust and Fe\(II\) hydroxide. Clay Minerals \(1999\) 34,499-510 .](#)

38. [D. D. PERRIN, DISSOCIATION CONSTANTS OF INORGANIC ACIDS AND BASES IN AQUEOUS SOLUTION. publications.iupac.org/pac/pdf/1969/pdf/2002x0133.pdf](http://publications.iupac.org/pac/pdf/1969/pdf/2002x0133.pdf)
39. wikipedia.org/Chromic_acid 2026.08.08..