

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

Biosfēras atraktoram $\text{pH}=7,36$ ir centrīces loma perfektas kārtības homoeostāzes komplekso reakciju (procesu) uzturēšanai. Šajā rakstā uz atraktora vērtību $\text{pH} = 7,36$ ir ekstrapolētas brīvās enerģijas vērtības no Alberty aprēķinu tabulām pie $\text{pH} 5, 6, 7, 8, 9$. Respektējot atraktoru $\text{pH}=7,36$ 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 $\text{E}_{\text{o_classic}}=0$ 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 $\text{E}_{\text{classic}}<0$ Volti, bet oksidētajai satver brīvos elektronus atstājot mazākumā pozitīvā anodā veidojot pozitīvu potenciālu $\text{E}_{\text{classic}}>0$ Volti. Tur klāt, hidroksonija 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 $=0$ 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 $\text{E}^\circ_{\text{H}}=\Delta\text{G}_{\text{eqH(Pt)}}/\text{F}/\text{n}=-26,12/96485/1=-0,27073$ 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 $^{\Delta\text{n}+}(\text{H}_3\text{O}^+)$ hidroksonija 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 $\Delta\text{G}_{\text{eq}}=\text{E}^\circ\text{nF}=-\text{R}\cdot\text{T}\cdot\ln(\text{K}_{\text{eq}})=\Delta\text{G}^\circ_{\text{H}_3\text{O}^+}-(\Delta\text{G}^\circ_{\text{H}_2\text{O}}+\Delta\text{G}^\circ_{\text{H(Pt)}})$; Standarta potenciāls $\Delta\text{G}_{\text{eqH(Pt)}}=\text{E}^\circ_{\text{H}}\cdot\text{F}\cdot\text{n}=-0,27073\cdot96485\cdot1=-26,12 \text{ kJ/mol}$ apstiprinoši 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 vienādas $\mu_{\text{Red}}+\text{EnF}=\mu_{\text{Ox}^{\Delta\text{n}+}}+\text{n}\mu_{\text{e}}$. 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 G_{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 $\text{H}_2^{\text{gas}}/2+\text{O}_2^{\text{gas}}/2+\text{e}^-=\text{OH}^-$;

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

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

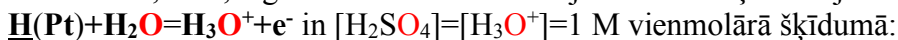
Elektroķīmiskā līdzsvara maisījumā $\Delta\text{G}^\circ_{\text{Red}}+\text{E}^\circ\text{nF}=\Delta\text{G}^\circ_{\text{Ox}^{\Delta\text{n}+}}+\text{n}\Delta\text{G}^\circ_{\text{e}}$. vielu veidošanās brīvās enerģijas izmaiņa Hesa vinādojumā satur $\Delta\text{G}^\circ_{\text{Ox}^{\Delta\text{n}+}}$, $\Delta\text{G}^\circ_{\text{Red}}$ 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, tātad 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

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

I veida elektrods metāls $\underline{\text{H}}(\text{Pt})$ / iegremdēts H_3O^+ katjonu šķīdumā pielietojums.

Liela ātruma protolīzes atraktoru $[\text{H}_3\text{O}^+]=10^{-7,36}$ M, $\text{pH}=7,36$ un ūdens $[\text{H}_2\text{O}]=997/18=55,3$ M, metāla ūdeņraža $[\underline{\text{H}}(\text{Pt})]=1$ un brīvo elektronu $[\text{e}^-]=1$ uzskaitē litrā rāda stipru reducējošu potenciālu

$E_{\text{pH}=7,36}=E^\circ_{\text{H}}+0,0591\cdot\log([\text{H}_3\text{O}^+]\cdot[\text{e}^-]/[\text{H}_2\text{O}]/[\underline{\text{H}}(\text{Pt})])=-0,27073+0,0591\cdot\log(10^{-7,36}\cdot 1/55,3/1)=-0,8087$ V un brīvās enerģijas izmaiņu metālam reducētājam reakcijā ir patvaļīga, eksoergoniska, negatīva

$$\Delta G_{\text{pH}=7,36}=E_{\text{pH}=7,36}\cdot F\cdot n=-0,8087\cdot 96485\cdot 1/1000=-78,03 \text{ kJ/mol}.$$

Metāla oksidēšanas standarta potenciāls un enerģijas Prigožina atraktora izmaiņa ir eksoergoniska, negatīva

$$E^\circ_{\text{H}}=-0,27073 \text{ V un } \Delta G_{\text{eq}}=-26,12 \text{ kJ/mol}.$$

Platīna plāksnīte iemērta hidroksonijs jonu $[\text{H}^+]=[\text{H}_3\text{O}^+]=[\text{H}_2\text{SO}_4]=1$ M sērskābes šķīdumā $\underline{\text{H}}(\text{Pt})=\text{H}^++\text{e}^-$: $E=E^\circ+0,0591\cdot\log[\text{H}^+]=0,0+0,0591\cdot\log(1 \text{ M})=0$ V ir klasika.

Attiecība $[\text{H}_3\text{O}^+]/[\text{H}_2\text{O}]=1/52,5=X_{\text{H}_3\text{O}^+}/X_{\text{H}_2\text{O}}$ dod klasiskās nulles 0 vietā termodinamisko standarta potenciālu: $E^\circ_{\text{H}}=0,10166$ V un

no Albertija datiem absolūtajā skalā absolūto standarta potenciālu $E^\circ_{\text{H}}=-0,27073$ Volti.

$$\text{absolūti } E^\circ_{\text{H}}=-0,27073 \text{ V} \quad \text{klasiska nulle } E^\circ_{\text{H}}=0 \text{ V} \quad 0,10166 \text{ V} \quad E, \text{V}$$

$$E_{(\text{Pt})\text{H}/\text{H}^+}=E^\circ_{\text{H}}+0,0591\cdot\log\left(\frac{X_{\text{H}_3\text{O}^+}}{X_{\text{H}_2\text{O}}}\right) \quad E_{\text{H-classic}}=E^\circ_{\text{H}}+0,0591\cdot\log([\text{H}_3\text{O}^+]) \quad \text{termodinamiskais } E^\circ_{\text{H}}$$

Absolūtais standarta potenciāls $E^\circ_{\text{H}}=-0,27073$ V pamatojas uz Albertija ūdeņraža datiem $G_{\text{H}_2}^{\text{gas}}=85,64$ kJ/mol un $G_{\text{H}_2\text{aq}}=103,24$ kJ/mol, kuri ir noteikti ūdens un oglekļa dioksīda gāzes nulle $G_{\text{H}_2\text{O}}=G_{\text{CO}_2}^{\text{gas}}=0$ kJ/mol absolūtā potenciālu un absolūtās brīvās enerģijas skalā.

Brīvās enerģijas saturs vienā molā metāla ūdeņraža $\underline{\text{H}}(\text{Pt})$ ir $G_{\text{H}(\text{Pt})}=48,56$ kJ/mol. (skatīt augstāk 1.lpp.)

Viela	$\Delta H^\circ_{\text{H}_2}$, kJ/mol	$\Delta S^\circ_{\text{H}_2}$, J/mol/K	$\Delta G^\circ_{\text{H}_2}$, kJ/mol
H_2O	-285,85	69,9565	-237,191
H_2O	-286,65	-453,188	-151,549
H_3O^+	$G_{\text{AlbertyH}_3\text{O}^+}$	22,44	-257,46
H_3O^+	-285,809	-182,5266	-231,3887
H_3O^+ $G_{\text{e- formation}}$		-231,3887	26,121
$(\text{Pt})\text{H}_{\text{aq}}$ $G_{\text{e- format}}$		-0,27073 V	26,121
$\text{H}(\text{Pt})$	$E^\circ_{\text{H}}=$	-0,27073	48,56
H_2^{gas}	-0,82	-289,9885	85,64
$\text{H}_{2\text{aq}}$	-5,02	-363,106	103,24
$\text{O}_{2\text{aqua}}$	-11,70	-94,2	329,68
O_2^{gas} formation		-237,191	303,1
OH^-	-230	-10,8	-157,2
OH^- $G_{\text{e- formation}}$		-157,2	40,19

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

$$G_{\text{H}_2\text{O}}=\Delta G_{\text{H}_2\text{O}}^{\text{Alberty}}-(\Delta G^\circ_{\text{H}_2\text{O}})=-151,549-(-237,191)=85,6 \text{ kJ/mol} [8]$$

$$\Delta G_{\text{H}}=\Delta H_{\text{H}}-T\cdot\Delta S_{\text{H}}=-286,65-298,15\cdot-0,453188=-151,5 \text{ kJ/mol};$$

$$\Delta G^\circ_{\text{H}_3\text{O}^+ \text{ absolute}}=G_{\text{H}_3\text{O}^+}-(0,5G_{\text{H}_2}^{\text{gas}}+1,5\cdot G_{\text{O}_2}^{\text{gas}})=-257,46 \text{ kJ/mol};$$

$$\Delta H^\circ_{\text{H}_3\text{O}^+}=-285,809 \text{ kJ/mol Mischenko 1972, Himia, Leningrad [26]}$$

$$G_{\text{e-}}=\Delta G^\circ_{\text{H}_3\text{O}^+}-G_{\text{H}_3\text{O}^+}+(1,5\cdot G_{\text{H}_2}^{\text{gas}}+0,5\cdot G_{\text{O}_2}^{\text{gas}})=26,121 \text{ kJ/mol};$$

$$\Delta G^\circ_{\text{e-}}=-FE^\circ=-96485\cdot-0,27073=26,121 \text{ kJ/mol};$$

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

$$\Delta G^\circ_{\text{H}_2}^{\text{gas}}=\Delta H-T\cdot\Delta S=-0,82-298,15\cdot-0,2899885=85,64 \text{ kJ/mol}; [8]$$

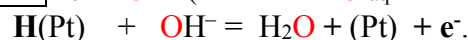
$$\Delta G^\circ_{\text{H}_{2\text{aq}}}=\Delta H-T\cdot\Delta S=-5,02-298,15\cdot-0,363106=103,24 \text{ kJ/mol}; [8]$$

$$\Delta G^\circ_{\text{O}_{2\text{aq}}}=\Delta H-T\cdot\Delta S=-11,70-298,15\cdot-0,0942=16,38573 \text{ kJ/mol}; [8]$$

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

$$\text{CRC [1]} \Delta G^\circ_{\text{OH-}}=\Delta H-T\cdot\Delta S=-230-298,15\cdot-0,0108=-226,78 \text{ kJ/mol};$$

$$G_{\text{e-}}=G_{\text{OH-}}-(G_{\text{H}_2}^{\text{gas}}/2+G_{\text{O}_{2\text{aq}}}/2+\Delta G^\circ_{\text{OH-}})=40,19 \text{ kJ/mol};$$



reducētā formā = oksidētā forma

Publicēto ūdeņraža elektroda standarta potenciālu $E_{\text{O-classic H-OH}}=-0,8277$ V [1] koriģē absolūtā standarta potenciāls ar absolūtās brīvās enerģijas datiem pie $\text{pH}=7,36$ [8, 15]:

$$G_{\text{H}_2}^{\text{gas}}=85,64 \text{ kJ/mol}; G_{\text{H}_{2\text{aq}}}=103,483 \text{ kJ/mol} 2006, \text{ Massachusetts Technology Inst. Alberty pie } \text{pH}=7,36$$

$$\text{un } G_{\text{OH-}}=77,36 \text{ kJ/mol}; G_{\text{H}(\text{Pt})}=48,56 \text{ kJ/mol}; G_{\text{e-}}=26,121 \text{ kJ/mol}; G_{\text{H}_2\text{O}}=0 \text{ kJ/mol};$$

Prigožina atraktors reakcijā ir patvaļīgs (spontāns), eksoergonisks, labvēlīgs, jo izmaiņa ir negatīva:

$$\Delta G_{\text{AlbertyH-OH}}=G_{\text{H}_2\text{O}}+G_{\text{e-}}-(G_{\text{H}(\text{Pt})}+G_{\text{OH-}})=0+26,121-(48,56+77,36)=-99,799 \text{ kJ/mol}.$$

Reakcijā atrauti e^- elektroni atdalīti no pozitīvi lādētiem protoniem H^+ virzās produktu virzienā elektroneitritātes līdzsvaram reakcijā. Elektroni e^- paliek metāla elektronu gāzē. H^+ lādiņa kustība sistēmā uz produktiem oksidētajā formā ienes ķīmiskā potenciālā elektronu e^- daļu $\mu_{\text{elektr}}=\Delta G^\circ_{\text{e-}}=-FE^\circ=26,121$ kJ/mol, veidojot reakcijas Prigožina atraktoru $\Delta G_{\text{AlbertyH-OH}}=G_{\text{H}_2\text{O}}+\Delta G^\circ_{\text{e-}}-(G_{\text{H}(\text{Pt})}+G_{\text{OH-}})=-99,799$ kJ/mol. Brīvās enerģijas izmaiņa $-99,799$ kJ/mol reakcijai ir un tā parāda atbilstošo absolūto standarta potenciālu kā Prigogina eksoergonisko atraktoru ar negatīvu zīmi:

$$\Delta G_{\text{eqH}(\text{Pt})}=-R\cdot T\cdot\ln(K_{\text{eqH}(\text{Pt})})=E^\circ_{\text{OH-}}\cdot n\cdot F=-1,034347\cdot 1\cdot 96485=-99,799 \text{ kJ/mol};$$

Absolūtais standarta potenciāls $E^\circ_{\text{OH}}=\Delta G_{\text{eq}}/F/1=-99799/96485/1=-1,034347$ V, lietojot Prigožina atraktora

$$\text{matemātiku uzskaitot četras lietas summā: } E^\circ_{\text{OH}}=E_{\text{O-classic OH-}}-0,0591/1\cdot\log([\text{H}_2\text{O}])+0,10166-0,37239=$$

$$=-0,65988-0,0591/1\cdot\log(56,9227)+0,10166-0,37239=-1,034347 \text{ V ir eksoergonisks, negatīvs.}$$

Publicētais potenciāls $E_{\text{O-classic OH-}}=-0,8277$ V pie $\text{pH}>8$ [1] aizvietots ar $E_{\text{O-classic OH-}}=-0,65988$ V koriģēto standarta potenciālu pamatojoties uz absolūto potenciālu $E^\circ_{\text{H-OH}}=-1,034347$ V. Aprēķinot absolūtā skalā un ūdens koncentrāciju $[\text{H}_2\text{O}]=56,9227$ M, NaOH 0,104 M 4% šķīdumā ar blīvumu 1040 g/L.

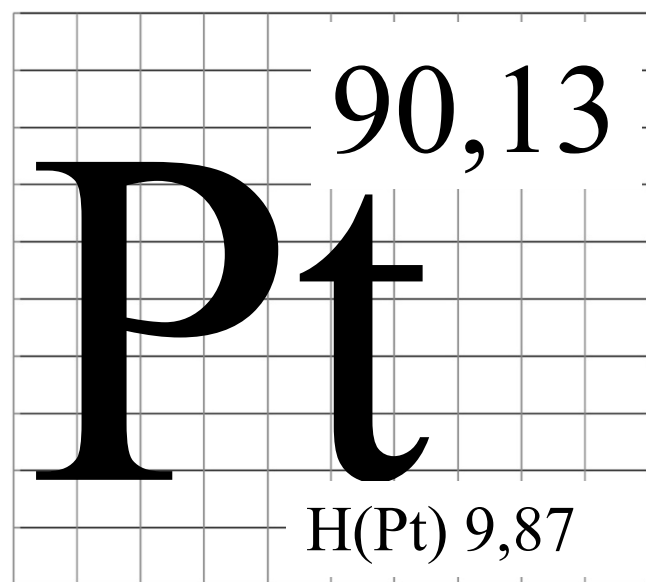
Šķīdība $\text{H}_2^{\text{gas}} + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_{2\text{aq}}$ molārā $X_i^*[\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}_{2\text{aq}}] = 0,0001411 * 55,3 = 0,00078028 \text{ M}$ molu daļās ir $X_i = [\text{H}_{2\text{aq}}]/[\text{H}_2\text{O}] = 0,0001411$ un bioķīmiskā vidē ir $[\text{H}_{2\text{aq}}] = K_{\text{sp}}^*[\text{H}_2\text{O}] = 0,00082526 * 55,3 = 0,04564 \text{ M}$ [1,8], ja tīras gāzes H_2^{gas} mola daļa ir 1, tad brīvā enerģija $\Delta G_{\text{sp_H}_2} = G_{\text{H}_{2\text{aq}}} - (G_{\text{H}_2^{\text{gas}}} + G_{\text{H}_2\text{O}}) = 103,24 - (85,64 + 0) = 17,6 \text{ kJ/mol}$ uzkrājas līdz $G_{\text{H}_{2\text{aq}}} = 103,24 \text{ kJ/mol}$. Prigožina atraktors $\Delta G_{\text{sp_H}_2} = -RT \ln(K_{\text{sp_H}_2}) = 17,6 \text{ kJ/mol}$ uzrāda labāku šķīdību pēc bioķīmijas Alberty [8] datiem $[\text{H}_{2\text{aq}}] = 0,04564 \text{ M}$, nekā pēc CRC [1] datiem $[\text{H}_{2\text{aq}}] = 0,00078028 \text{ M}$ ar konstanti $K_{\text{sp_H}_2} = [\text{H}_{2\text{aq}}]/[\text{H}_2^{\text{gas}}]/[\text{H}_2\text{O}] = \text{EXP}(-\Delta G_{\text{sp_H}_2}/R/T) = \text{EXP}(-17600/8,3144/298,15) = 0,00082526$.

Nernsta ūdeņraža oksidēšanās līdz hidroksoniem $\text{H}_{2\text{aq}} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{O}^+ + 2\text{e}^-$ patērē divas ūdens molekulas. Oksidēšana ir spontāna, $\Delta G_{\text{Hess_H}_3\text{O}^+} = 2G_{\text{H}_3\text{O}^+} + 2G_{\text{e}^-} - (G_{\text{H}_{2\text{aq}}} + 2G_{\text{H}_2\text{O}}) = 2 * 22,44 + 2 * 0 - (103,24 + 0) = -58,36 \text{ kJ/mol}$, jo ir negatīva, eksoergoniska. Grafīta elektrods oksidē $\text{H}_{2\text{aq}}$ šķīdumu līdz hidroksoniem absolūtajā standarta potenciālā: $\text{H}_{2\text{aq}} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{O}^+ + 2\text{e}^-$; $E^\circ_{\text{H}_{2\text{aq}}} = -58,36 * 1000/96485/2 = -0,30243 \text{ V}$ un reducēšanās inkorporē matālu ūdeņradi platīna elektrodā $2\text{H}_3\text{O}^+ + (\text{Pt}) + 2\text{e}^- = 2\text{H}(\text{Pt}) + 2\text{H}_2\text{O}$ - $E^\circ_{\text{H}(\text{Pt})} = +0,27073 \text{ V}$. Brīvās enerģijas izmaiņa $\text{H}_{2\text{aq}} + (\text{Pt}) = 2\text{H}(\text{Pt}) + \text{H}_2\text{O}$ is $(E^\circ_{\text{H}_{2\text{aq}}} - E^\circ_{\text{H}(\text{Pt})}) = (-0,302 + 0,27073) = -0,03128 \text{ V}$ ir negatīva, eksoergoniska

$\Delta G_{\text{spH}(\text{Pt})} = \Delta E^\circ_{\text{spH}(\text{Pt})} \cdot F \cdot 2 = (E^\circ_{\text{H}_{2\text{aq}}} - E^\circ_{\text{H}(\text{Pt})}) \cdot F \cdot 2 = (-0,302 + 0,27073) * 96485 * 2 = -0,03128 * 96485 * 2 = -6,117 \text{ kJ/mol}$.

Hesasmārai reakcijai $\text{H}_{2\text{aq}} + (\text{Pt}) = 2\text{H}(\text{Pt}) + \text{H}_2\text{O}$ ūdeņraža šķīdības produkts metālā ir eksoergonisks

$\Delta G_{\text{sp_H}(\text{Pt})} = 2G_{\text{H}(\text{Pt})} + G_{\text{H}_2\text{O}} - (G_{\text{H}_{2\text{aq}}} + G_{\text{Pt}}) = 2 * 48,56 + 0 - (103,24) = -6,12 \text{ kJ/mol}$ ar konstanti lielāku par vienu līdzsvara stāvokļa standartā $K_{\text{sp_H}(\text{Pt})} = \frac{[\text{H}(\text{Pt})]^2 [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{H}_{2\text{aq}}]} = \text{EXP}(-\Delta G_{\text{spH}(\text{Pt})}/R/T) = \text{EXP}(6120/8,3144/298,15) = 11,808$. No attiecības $\frac{[\text{H}(\text{Pt})]^2}{[\text{H}_{2\text{aq}}]} = K_{\text{sp_H}(\text{Pt})}/[\text{H}_2\text{O}] = 11,808/55,3 = 0,21353$ iegūst $\text{H}(\text{P})$ ūdeņraža kvadrāta molāro daļu: $[\text{H}(\text{Pt})]^2 = K_{\text{spH}(\text{Pt})}/[\text{H}_2\text{O}] * [\text{H}_{2\text{aq}}] = 11,808/55,3 \text{ M} * 0,04564 \text{ M} = 0,009745$. Piesātinātā šķīdība molu daļās



ir kvadrāt sakne no kvadrāta $\text{SQRT}([\text{H}(\text{Pt})]^2)$
 $[\text{H}(\text{Pt})] = \text{SQRT}(0,009745) = 0,0987$ ūdeņraža atomu virsmas molu daļa 9,87% kopīga ar platīna atomu molu daļu 90,13% summā 100% kristāla režģa virsmā. Šķīdības $\text{H}_{2\text{aqAlberty}} = 2\text{H}(\text{Pt}) + \text{H}_2\text{O}$ molu daļas koncentrācijas ir bez mērvienībām tā pat kā konstante bez mērvienībām $K_{\text{sp_H}(\text{Pt})} = 11,808$. $\text{H}(\text{Pt})$ šķīdība ūdenī ir mazāka par vienu, endoergoniska: $2\text{H}(\text{Pt}) + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_{2\text{aqAlberty}}$;
 $K_{\text{spH}(\text{Pt})_ \text{H}_{2\text{aq}}} = [\text{H}_{2\text{aq}}]/[\text{H}(\text{Pt})]^2/[\text{H}_2\text{O}] = 0,08469$
 un pozitīva $\Delta G_{\text{Alberty}} = G_{\text{H}_{2\text{aq}}} - 2G_{\text{H}(\text{Pt})} - G_{\text{H}_2\text{O}} = 6,12 \text{ kJ/mol}$;
 nelabvēlīga, nepatvaļīga. Tas uztur metāla režģi piesātinātu 9,87 % ar ūdeņradi, jo atraktora $6,12 \text{ kJ/mol}$ pozitīva vērtība ar konstanti mazāku par vienu 0,08469 ir nelabvēlīga ūdeņraža izšķīšanai ūdenī no kristāla

$$K_{\text{spH}(\text{Pt})_ \text{H}_{2\text{aq}}} = \text{EXP}(-\Delta G_{\text{sp_H}(\text{Pt})}/R/T) = 0,08469.$$

Shēma 1. Tikai iegremdēta elektroda daļa no platīna korpusa ūdens šķīduma kontakta virsmas ir 100 %. Ūdens šķīdumā izšķīdušā ūdeņraža patvaļīga difūzija platīna Pt metāliskajā režģī izveido aktīvā ūdeņraža metāla virsmas daļu 9,87 %. Neaktīvā platīna virsmas daļa ir 90,13 %.

Elektroķīmiskajā reakcijā ir iesaistīti simtprocentīgi no visa ūdeņraža virsmas laukuma (9,87%), un viss kopējais $\text{Pt} + \text{H}(\text{Pt})$ brīvo elektronu kopums metāliskajā elektrodā.

Ūdeņraža spontānas oksidēšanās rezultātā elektroni uzkrājas gāzē, veidojot elektronu pārākumu, kas negatīvi uzlādē elektroda potenciālu to katodiski pazeminot $E_{\text{H}} < 0$.

Uz metāla virsmas, reducējot hidroksoni H_3O^+ šķīduma protonus, metāls zaudē elektronus, pozitīvi uzlādējot elektroda potenciālu to anodiski palielinot $E_{\text{H}} > 0$.

Ūdeņradis metāls ir stiprs reducētājs tapēc standarta potenciāls ir negatīvs $E^\circ_{\text{H}} = -0,27073 \text{ V}$.

Bioķīmiskajā vidē atraktors $\text{pH} = 7,36$ un ūdens koncentrācija $[\text{H}_2\text{O}] = 55,3 \text{ mol/L}$ trīs reizes sammazina potenciālu no $E^\circ_{\text{H}} = -0,27073 \text{ V}$ līdz $E_{\text{pH}=7,36} = -0,8087 \text{ V}$

$E_{\text{pH}=7,36} = E^\circ_{\text{H}} + 0,0591 * \log([\text{H}_3\text{O}^+] * [\text{e}^-]/[\text{H}_2\text{O}]/[\text{H}(\text{Pt})]) = -0,27073 + 0,0591 * \log(10^{-7,36} * 1/55,3/1) = -0,8087 \text{ V}$, jo tīru vielu koncentrācija uz metāla virsmas ir viens $[\text{e}^-] = 1$ un $[\text{H}(\text{Pt})] = 1$.

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. Nuttal, 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](https://publications.iupac.org/pac/pdf/1969/pdf/2002x0133.pdf)
39. wikipedia.org/Chromic_acid 2026.08.08..