

**酸化還元反応**

酸化還元反応: oxidation-reduction reaction (redox reaction)

硫酸銅(II)  $\text{CuSO}_4$

青色が薄くなる。  
Zn粒表面にCuが析出する

$\text{SO}_4$ に  
変化なし

$$\text{CuSO}_4 + \text{Zn} \rightleftharpoons \text{Cu} + \text{ZnSO}_4$$

Copyright A.Azuro

**ボルタ電池 (Volta cell)**  $\text{Cu}^{2+} + \text{Zn} \rightleftharpoons \text{Cu} + \text{Zn}^{2+}$

硫酸

ZnとCuを接続すると、ZnからCuへ電子が流れる。

半反応式

$$2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$$

半反応式

Znが $\text{Zn}^{2+}$ に酸化: 酸化反応  
【電子を放出する反応】

$\text{Cu}^{2+}$ がCuに還元: 還元反応  
【電子を授受する反応】

Copyright A.Azuro

**酸化と還元**

酸化数  $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$

酸化数0      酸化数+2

酸化: 酸化数が \_\_\_\_\_ 反応  
還元: 酸化数が \_\_\_\_\_ 反応

- 1) 単体を構成する原子の酸化数は0とする。
- 2) 単原子イオンの価数(電荷)を酸化数とする。
- 3) フッ化物イオンは常に-1。
- 4) 酸素原子は基本的に-2。例外は過酸化物が-1、超酸化物が-1/2、 $\text{OF}_2$ は+2。
- 5) 水素は金属元素と結合している時-1、非金属元素と結合している時は+1。
- 6) 共有結合では電気陰性度の大きい原子の方が共有結合対をもらう。化合物中の酸化数の総和は0となるようにする。
- 7) 多原子イオンでは、各原子の酸化数の総和がイオンの価数と等しい。

Copyright A.Azuro

例: 過マンガン酸イオン  $\text{MnO}_4^-$  が  $\text{Mn}^{2+}$  まで還元される半反応とその時のMnの酸化数を答えよ。酸性水溶液中とする。

Copyright A.Azuro

**酸化還元滴定の応用** [Chemical Oxygen Demand]

水の環境汚染を示す指標の一つで、CODは水中にある有機物を化学的に分解するのに要する酸素量を検水1lあたりのグラム数で示す。

例: ある川の水 100ml を 0.1mol  $\text{KMnO}_4$  溶液で滴定したところ 5.0ml消費した。この水のCODを求めよ。

**解答**  $\text{MnO}_4^-$  は電子を5個受け取り、 $\text{Mn}^{2+}$  に還元される。

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

また酸素は、 $\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$  と4個の電子を受け取り水になる。

したがって、1molの $\text{KMnO}_4$ は、  
 $-\times 32\text{g/mol} = \text{g/mol}$  の酸素と等価。 NOTE  $\text{MnO}_4^-$  1mol は5Nである。なので0.1mol溶液は0.5Nである。

Copyright A.Azuro

検水の1mol  $\text{KMnO}_4$  に対するモルグラム当量を n とすれば、

$$0.1\text{mol}\cdot\text{l}^{-1} \times \frac{5.0\text{ml}}{1000\text{ml}\cdot\text{l}^{-1}} = n \times \frac{100\text{ml}}{1000\text{ml}\cdot\text{l}^{-1}} \quad n = 0.005\text{mol}\cdot\text{l}^{-1}\text{eq.}$$

したがって求める酸素量は、 $0.005 \times \text{g} = \text{g}^{-1}$

通常、CODはppmやppbといった単位で規制されているので、上記値をppmに変更すると、(ただし水 1l = 1kgとする)

$$\text{g}^{-1} = \frac{\text{g}}{1000\text{g}} = \times 10^{-4} = \times 10^{-6} = \text{ppm}$$

日本のCOD規制値: 飲料水10ppm以下、排水15ppm以下  
 この河川の水は極度に汚染されている。

Copyright A.Azuro

酸化還元反応: oxidation-reduction reaction (redox reaction)  
 酸化還元電位: redox potential

電池 (電気化学セル): electro chemical cell

化学反応 ↔ 電気エネルギー

**電池の歴史** (<http://www.sanyo.co.jp/cs/academy/>)

原理の発見 (1791年)  
 イタリアの生物学者 L. Galvani (1737-1798)  
 カエルの足の神経に銅と垂鉛板をくっつけてふれさせると電流が流れ、足の筋肉がピクピク動くのを発見した。  
 (10円玉と1円玉を重ねた境目に舌を触れるとへんな味がする?)

**ボルタ電池 (Volta cell)** 1800年, A. VoltaはGalvaniの実験をもとに電池を発明した。

電極 + 電解液  
**ガルバニ電池**と云う。(Galvanic Cell)

**ダニエル電池 (Daniell cell)**, 1836年 J. F. Daniell

反応 (電子が放出)  
 $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^{-}$

電池反応は酸化反応と還元反応が同時に起こる

**アノード**  
 アノード: 反応の起こる極

反応 (電子を授受)  
 $Cu^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Cu$

半反応 (half reaction) or 半電池反応

**カソード**  
 カソード: 反応の起こる極

**改良型ダニエル電池 (Daniell cell)**

反応 (電子が放出)  
 $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^{-}$

反応 (電子を授受)  
 $Cu^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Cu$   
 (Cu板上にCuが析出)

種類または濃度の異なる2つの電解質溶液が接触していると、その界面に液間電位差 (liquid junction potential) が発生する。この電位差を小さくするために塩橋をもちいて、陽イオンと陰イオンの移動を行う。

塩橋:  $K^{+}$ と $NO_3^{-}$ のイオン移動度がほぼ等しいことを利用。

**アノード** Zn |  $Zn^{2+}$  ||  $Cu^{2+}$  | **カソード** Cu

**Note: 電気分解の時の極**

負極 (-) ← 電流 → 正極 (+)

電池の時  
 正極 (+) 電位の高低に注目  
 負極 (-)

電気分解の時  
 カソード (cathode) アノード (anode)

例: 水酸化ナトリウム (NaOH) 水溶液を白金電極を用いて電気分解する時、アノード、カソードそれぞれの反応は?

解答 強塩基であるので水溶液中では  $Na^{+}$  と  $OH^{-}$  に完全分離しているが、Naはイオン化傾向が大きいため、金属として析出しない。この場合は、電気伝導性の改善に役立っているだけであり、この例は、基本的に水の電気分解として考えることができる。

**ファラデーの法則 (Faraday's law)**

- 電気分解によって変化する物質の量は電気量に比例する。
- 変化する物質のグラム当量数は物質によらず一定の値になる。

電気量: 1Aの電流を1s間流した時、1As = 1C という。

電気量は、電子の流れによって生じるので、必ず電子の数の整数倍の量となる。電子1個の電気量を電気素量 (e) といい、 $e = 1.60219 \times 10^{-19} C$  である。

1 mol の電気量を 1F とする。したがって、  
 $1F = 1.60218 \times 10^{-19} C \times 6.02213 \times 10^{23} mol^{-1} = 9.6485 \times 10^4 C \cdot mol^{-1}$

グラム当量数: イオン 1 mol の質量をそのイオンの価数で割った値。  
 例:  $O^{2-}$ ; 8g,  $Cu^{2+}$ ; 31.77g,  $H^{+}$ ; 1g,  $Ag^{+}$ ; 107.87g

例題：硫酸銅(II)水溶液に1.47Aの電流を525s間通じたところ、銅が254mg析出した。これと同じ時間、同じ電流を今度は硝酸銀水溶液に通じたところ、銀が863mg析出した。それぞれの溶液の銅イオンと銀イオンの価数を求めよ。

解答 通じた電気量を1Fで割れば、電子の物質量がわかる。析出する金属は、1価の金属イオンならば電子1molの変化で1molが生じ、2価ならば、1molの金属が析出するのに電子2molを要する。(グラム当量数が一定)

Copyright A.Azuro 13

酸化還元電位: redox potential

ダニエル電池の電池反応は  $Zn + Cu^{2+} \longrightarrow Cu + Zn^{2+}$

この起電力 (electromotive force, emf, 電圧のこと) を求める。

カソード極とアノード極の電位の差 } 電池を流れる電流が0になるときの電位差の極限值

Nernstの式 (E: 起電力, E°: 標準起電力)

$$E = E^{\circ} - \frac{RT}{2F} \ln \frac{[Zn^{2+}]}{[Cu^{2+}]}$$

{ 還元体, 生成物 }  
{ 酸化されたイオン }  
アノードのイオン  
カソードのイオン  
{ 還元されるイオン }  
{ 酸化体, 反応物 }

1 molの反応に2 molの電子が必要

{ } は半電池反応の場合

Copyright A.Azuro 14

標準起電力 E° (standard emf) を求める。

起電力を知るには E° を計算する必要がある。

$$E = E^{\circ} - \frac{RT}{2F} \ln \frac{[Zn^{2+}]}{[Cu^{2+}]}$$

ln の項は [Zn<sup>2+</sup>] と [Cu<sup>2+</sup>] が同じ (同濃度) ならば 0.

25 (298K) の時は 与式は 1molの金属イオンを酸化還元する時を想定しているから、[Zn<sup>2+</sup>] = [Cu<sup>2+</sup>] = 1mol-dm<sup>-3</sup> のときの起電力が標準起電力と言える。

$$E = E^{\circ} - \frac{2.568 \times 10^{-2}}{2} \ln \frac{[Zn^{2+}]}{[Cu^{2+}]}$$

$$E = E^{\circ} - \frac{2.568 \times 10^{-2} \times \ln 10}{2} \log \frac{[Zn^{2+}]}{[Cu^{2+}]} = E^{\circ} - \frac{0.059}{2} \log \frac{[Zn^{2+}]}{[Cu^{2+}]}$$

左図の起電力は測定できる。

but 半電池 (Znの酸化、Cuの還元) 反応の起電力がわかればもっと便利。

起電力 = \_\_\_ の電極電位 - \_\_\_ の電極電位

Copyright A.Azuro 15

電池の起電力は測定できる (電位差計を用いる)。でも!

半電池反応の電位の絶対値を知ることはできない!

基準の半電池反応を 0.00V とおいて、それに対して相対値を求め、その値をその半反応の電位とする。

(標準電極電位, standard electrode potential)

電池の起電力 (emf) =

[絶対値] 還元半反応の電極電位 1 - 酸化半反応の電極電位 2

= 還元半反応の標準電極電位 (= 基準 + 相対値 1) - 酸化半反応の標準電極電位 (= 基準 + 相対値 2)

[相対値] = 相対値 1 - 相対値 2

Copyright A.Azuro 16

基準 = 水素電極 (標準水素電極, standard hydrogen electrode, SHE)  
(基礎 [規定] 水素電極, normal hydrogen electrode, NHE)

$$H^+ + e^- \longrightarrow 1/2 H_2$$

の起電力を 0 とする。

この電極と目的の電極で電池をつくり、起電力を測定する。

このときの起電力を目的の電極の電位とする。= SHE を 0V とおく。

左図では Cu が還元反応をおこし、  
 $Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu$   
電位は +0.337 V となる。

標準電極電位

+ :  
- :

1.18 M HCl = [a<sub>H+</sub>] = 1.0. Pt が触媒となり、  
 $2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_2$  の平衡が成り立つ。

Copyright A.Azuro 17

ダニエル電池の起電力 E° は

$$E^{\circ} = E^{\circ}_{Cu^{2+}/Cu} - E^{\circ}_{Zn^{2+}/Zn} \text{ (還元電位 - 酸化電位)}$$

$$= 0.337 - (-0.763) = 1.10 \text{ V}$$

~ Note ~

+ : 目安。なりやすいというだけ。  
- : 標準電極電位の大小で決まります。

例:  $Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu$   $E^{\circ}_{Cu^{2+}/Cu} = 0.337 \text{ V}$  小  
 $Ag^+ + e^- \longrightarrow Ag$   $E^{\circ}_{Ag^+/Ag} = 0.799 \text{ V}$  大

$Cu | Cu^{2+} || Ag^+ | Ag$   
anode cathode

$Cu + 2Ag^+ \longrightarrow 2Ag + Cu^{2+}$

$E^{\circ} = 0.799 - 0.337 = 0.462 \text{ V}$  標準起電力は電子数に無関係!

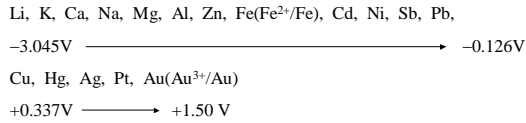
イオンに成りやすい =  
イオンに成りにくい =

Copyright A.Azuro 18



～ 高校で習うイオン化傾向とは？ ～

金属だけに着目して、標準電極電位を小さい順に並べると、



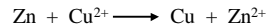
この順番は、アノードになりやすい順番であり、酸化されやすさを表している。すなわち、水溶液中でのイオンへのなりやすさを表す。

この順番を“イオン化傾向(電気化学列)”と称している。

ただし、金属イオンの場合だけに限る。

存在するアニオンや溶媒により変化することも覚えておきましょう。

起電力と平衡



左式の反応は無限ではない、反応が平衡に達するから、E = 0 V になってしまう。

E = E° - (RT/2F) ln ([Cu][Zn<sup>2+</sup>] / [Zn][Cu<sup>2+</sup>])

平衡に達すると E = 0 だから

E° = (RT/2F) ln ([Cu][Zn<sup>2+</sup>] / [Zn][Cu<sup>2+</sup>])

電池反応の平衡定数を K<sub>C</sub> とすると

log K<sub>C</sub> = \_\_\_\_\_

log K<sub>C</sub> = \_\_\_\_\_

= 37.2 (N=J)



K<sub>C</sub> = 10<sup>37.2</sup> = 10<sup>0.2</sup> × 10<sup>37</sup> = 1.6 × 10<sup>37</sup>

Cu<sup>2+</sup>がすべてCuとして析出し、ZnがすべてZn<sup>2+</sup>となって溶けるほど大きい値。

酸化還元反応(滴定) - 半反応の利用

平衡に達すると E = 0 である → この時、それぞれの半反応の電位は等しい

ダニエル電池の場合をもちいて説明

E = E° - (RT/2F) ln ([Cu][Zn<sup>2+</sup>] / [Zn][Cu<sup>2+</sup>])

E<sub>Cu</sub> = E°<sub>Cu</sub> - (RT/2F) ln ([Cu] / [Cu<sup>2+</sup>])

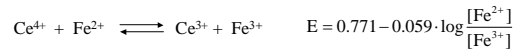
E<sub>Zn</sub> = E°<sub>Zn</sub> - (RT/2F) ln ([Zn] / [Zn<sup>2+</sup>])

E°<sub>Cu</sub> - (RT/2F) ln ([Cu] / [Cu<sup>2+</sup>]) = E°<sub>Zn</sub> - (RT/2F) ln ([Zn] / [Zn<sup>2+</sup>]) が成り立つとすると、

0 = E°<sub>Cu</sub> - E°<sub>Zn</sub> - (RT/2F) (ln ([Cu] / [Cu<sup>2+</sup>]) - ln ([Zn] / [Zn<sup>2+</sup>])) = E° - (RT/2F) ln ([Cu][Zn<sup>2+</sup>] / [Cu<sup>2+</sup>][Zn])

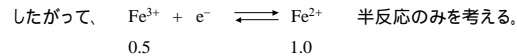
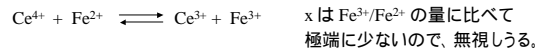
平衡にあるときの電位を半反応のネルンストの式から求めることができる。 → 酸化還元反応時(滴定)の電位

例題1 0.10 M (=mol·dm<sup>-3</sup>) Ce<sup>4+</sup> 溶液 5 ml に 0.30 M Fe<sup>2+</sup>溶液 5 ml を加えて反応させた。この時の電位を求めよ。ただし、この平衡反応と、Fe<sup>3+</sup>/Fe<sup>2+</sup> 半反応のネルンストの式は次に示したとおりである。10<sup>3</sup> ml = 1 dm<sup>-3</sup> とする。



解答

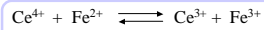
この反応の化学量は、



例題2

例題1の反応の起電力を Ce<sup>4+</sup>/Ce<sup>3+</sup> 半反応のネルンストの式を用いて求めてみよ。 E = 1.61 - 0.059 · log ([Ce<sup>3+</sup>] / [Ce<sup>4+</sup>])

解答 各半反応の電位が等しいことを用いて、平衡定数を求め、x を求める。

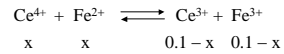


x は非常に小さいので、

**練習問題**

0.20 M Fe<sup>2+</sup> と 0.20 M Ce<sup>4+</sup> を 10 ml ずつ加えて反応させたときの電位を例題2を参考に計算しなさい。

ヒント: 各生成物の濃度は 0.20×10/20 = 0.10 M となるが、Fe<sup>2+</sup> と Ce<sup>4+</sup> も x だけ残存する。



上記と平衡定数から x を求め、半反応のネルンストの式から電位を求める。

**解答 (練習問題)**

例題2から平衡定数がわかっているので、x が非常に小さいという条件から、

**解答 (練習問題) : 別解**

化学量論的な平衡にある(当量点)とき、それぞれの半反応のネルンストの式を足して各反応の起電力を求めると、それが平衡の電位となる。

**酸化還元反応の当量点における電位**

一般に、以下の半反応1と2で表される化学種の当量点における酸化還元反応の電位は、

$$1: a \text{Ox} + n_1 e^- = b \text{Red} \quad E = E_1^\circ - \frac{RT}{n_1 F} \ln \frac{[\text{Red}]^b}{[\text{Ox}]^a}$$

$$2: c \text{Ox} + n_2 e^- = d \text{Red} \quad E = E_2^\circ - \frac{RT}{n_2 F} \ln \frac{[\text{Red}]^d}{[\text{Ox}]^c}$$

$$n_1 E + n_2 E = n_1 E_1^\circ + n_2 E_2^\circ$$

$$E = \frac{n_1 E_1^\circ + n_2 E_2^\circ}{n_1 + n_2}$$

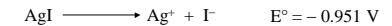
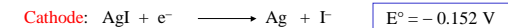
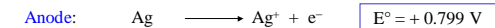
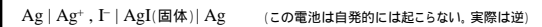
$$\begin{array}{l} [\text{Red}]^b = [\text{Ox}]^a \\ [\text{Red}]^d = [\text{Ox}]^c \end{array}$$

↑  
当量点

**溶解度積(K<sub>sp</sub>)の決定**

難溶性の塩の溶解度積は電位差滴定や濃淡電池(標準電極電位の利用)により求めることができる。

例: AgI (濃淡電池)



**電池の種類**

化学電池

- 一次電池 ———— これまで説明してきたもの
- 二次電池 ———— 充電が必要 = 放電しても充電すれば復活
- 燃料電池 ———— 燃料を反応させて化学エネルギーをとりだし、それを電気エネルギーに変換する。

物理電池 ———— 太陽電池

Copyright A.Azaro 31

**実用化学電池**

- 一次電池
  - アルカリマンガン乾電池
  - マンガン乾電池
  - 二酸化マンガンリチウム電池
  - フッ化黒鉛リチウム電池
  - 塩化チオニル-リチウム電池
  - 水銀電池 (製造中止)
  - ニッケルマンガン電池
  - ニッケル乾電池
- 二次電池
  - リチウムイオン二次電池
  - ニッケル水素電池
  - 鉛蓄電池
  - ニッケルカドミウム電池
  - プロトンポリマー電池
  - 有機ラジカル電池
- 燃料電池
  - アルカリ電解液燃料電池
  - リン酸型燃料電池
  - 固体高分子型燃料電池
  - 熔融炭酸塩型燃料電池
  - リン酸型燃料電池
  - 固体酸化物型燃料電池

Copyright A.Azaro 32

**実用一次電池 (例:マンガン乾電池 [G. Leclanché])**

酸化(アノード)  $Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2e^- \quad E^\circ = -1.3 V$   
 $(Zn + 2NH_4^+ \longrightarrow Zn^{2+} + 2NH_3 + 2H^+ + 2e^-)$   
塩基性下では  $Zn(OH)_2$

還元(カソード)  
 $2MnO_2 + 2NH_4^+ + 2e^- \longrightarrow Mn_2O_3 + H_2O + 2NH_3$   
 $(2MnO_2 + 2H^+ + 2e^- \longrightarrow Mn_2O_3 + H_2O) \quad E^\circ = +0.2 V$

マンガン乾電池の電池反応はよくわかっていない。  
 しかし、反応は**塩基性**で進むことに留意せよ。  
 これまでの標準電極電位の値は酸性 / 中性下を考慮してきた。  
 $Zn^{2+}/Zn$  の酸性 / 中性下での値、 $-0.763 V$  と上記の  $-1.3 V$  を比較せよ。  
<http://www.webelements.com/>

Copyright A.Azaro 33

**実用二次電池 (例:鉛蓄電池)**

硫酸に鉛と二酸化鉛を浸したものを、通常直列に結んで  $6V \sim 12V$  の起電力をもたせ、車などに使用。

$Pb, PbSO_4 | H_2SO_4 | PbSO_4, PbO_2 | Pb$

酸化(アノード)  $Pb + HSO_4^- \longrightarrow PbSO_4 + H^+ + 2e^- \quad E^\circ = -0.356 V$

還元(カソード)  $PbO_2 + HSO_4^- + 3H^+ + 2e^- \longrightarrow PbSO_4 + 2H_2O \quad E^\circ = +1.685 V$

$H_2SO_4 \longrightarrow H^+ + HSO_4^-$  硫酸の第1段階の解離はほぼ完全解離。  
 $HSO_4^- \rightleftharpoons H^+ + SO_4^{2-}$  第2段階は不完全解離。

放電反応は、 $H_2SO_4$  を消費して**固体の  $Pb, PbO_2$  から固体の  $PbSO_4$  が生成する**。充電 ( $E > 2.04V$ ) すれば逆反応が起こり、 $PbSO_4$  から  $H_2SO_4, Pb$  と  $PbO_2$  が生成する。

Copyright A.Azaro 34

**実用燃料電池 (例:アルカリ電解液型燃料電池:  $H_2-O_2$ 型)**

酸化(アノード)  $H_2 + 2OH^- \longrightarrow 2H_2O + 2e^- \quad E^\circ = -0.83 V$

還元(カソード)  $\frac{1}{2} O_2 + H_2O + 2e^- \longrightarrow 2OH^- \quad E^\circ = +0.4 V$

この反応では水しか出てこない。クリーンなエネルギー。

燃料電池: 反応が不可逆。  
 生成物は大気中に放出される。  
 しかし本質的に酸化は完璧であり大気汚染にならない。  
 余分な熱は発生しない。  
 タービンのような駆動部分を必要としないので効率的。

Copyright A.Azaro 35

**[補遺] Nernstの式の導出** 1/2

一般に  $aA + bB + cC + \dots \longrightarrow mM + nN + oO \dots$

$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln \frac{[a_M]^m [a_N]^n \dots}{[a_A]^a [a_B]^b \dots}$  が成り立つ。

平衡時  $\left(\frac{dG}{d\xi}\right)_{T,P} = \mu_B - \mu_A = 0 \quad \Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln \left(\frac{a_B}{a_A}\right)_e$

化学ポテンシャルは活量を用いて、  
 $\mu_A = \mu_A^\circ(T, P) + RT \ln a_A$   
 $\mu_B = \mu_B^\circ(T, P) + RT \ln a_B$

この式は、 $A \longrightarrow B$  の式であるから、上式の一般式にあてはめ、活量を希薄溶液の時の濃度に書き換える。

反応の自由エネルギーの差  $\Delta G$  が電位差として表れる。  
 $RT \ln \left(\frac{a_B}{a_A}\right)_e = -(\mu_B^\circ - \mu_A^\circ) = -\Delta G^\circ$

Copyright A.Azaro 36

電位差  $E$  において Avogadro 数  $N$  の電子  $e$  の移動があるときの  
自由エネルギー変化 (仕事と同じ: 電圧  $\times$  電気量) は

$$\Delta G = -nFE = -nNeE$$

$n$  は物質量 (mol)  
 $F$  はファラデー (Faraday) 定数

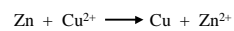
$$\Delta G = -nFE \quad \text{と}$$

$$(\Delta G^\circ = -nFE^\circ)$$

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln \frac{[M]^m [N]^n \dots}{[A]^a [B]^b \dots}$$



$$E = E^\circ - \frac{RT}{nF} \ln \frac{[M]^m [N]^n \dots}{[A]^a [B]^b \dots}$$



$$E = E^\circ - \frac{RT}{2F} \ln \frac{[\text{Cu}][\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Zn}][\text{Cu}^{2+}]}$$

正確には活量を用いて、

$$E = E^\circ - \frac{RT}{2F} \ln \frac{[a_{\text{Cu}}][a_{\text{Zn}^{2+}}]}{[a_{\text{Zn}}][a_{\text{Cu}^{2+}}]}$$

$$E = E^\circ - \frac{RT}{2F} \ln \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]}$$