

Übungen zu "EMK"

A Voraussage der ablaufenden Reaktion - mit Standardpotentialen

Welcher Stoff reagiert zu welchem Produkt? Möglichst die vollständige Reaktionsgleichung. E_0 -Werte aus "Rauscher, Voigt".

- 1) Redoxpaare: Pd | Pd²⁺ und Sb | Sb³⁺
- 2) Redoxpaare: Co | Co²⁺ und In | In³⁺
- 3) Redoxpaare: Ga | Ga³⁺ und U | U⁴⁺
- 4) Redoxpaare: I⁻ | I₂ und F⁻ | F₂
- 5) Redoxpaare: Cr²⁺ | Cr³⁺ und V²⁺ | V³⁺
- 6) Redoxpaare: Ca | Ca(OH)₂ und Al | Al(OH)₃ (in alkalischer Lösung)
- 7) Redoxpaare: Br₂ | BrO⁻ und Cl₂ | ClO⁻ (in alkalischer Lösung)

B Voraussage der ablaufenden Reaktion - mit Standardpotentialen

Welcher Stoff reagiert zu welchem Produkt? Die vollständige Reaktionsgleichung ist nicht unbedingt verlangt. Anzugeben ist jeweils der Ablauf der erstmöglichen Reaktion aus den genannten Redoxpaaren, mögliche Folgereaktionen aus den entstandenen Produkten sollen nicht betrachtet werden! E_0 -Werte aus "Rauscher, Voigt".

- 1) Redoxpaare: Mn²⁺ | MnO₄⁻ und Br⁻ | Br₂ (saure Lösung)
- 2) Redoxpaare: Mn²⁺ | MnO₂ und NO | NO₃⁻ (saure Lösung)
- 3) Redoxpaare: Cl⁻ | ClO₃⁻ und Co²⁺ | Co³⁺ (saure Lösung)
- 4) Redoxpaare: Al | Al(OH)₃ und NO₂⁻ | NO₃⁻ (alkalische Lösung)
- 5) Redoxpaare: Pb | PbO und Mn | Mn(OH)₂ (alkalische Lösung)
- 6) Redoxpaare: MnO₂ | MnO₄⁻ und Cl⁻ | ClO⁻ (alkalische Lösung)

C Berechnung von Einzelpotentialen mit der Nernstschen Gleichung

- 1) Welches Einzelpotential hat eine Halbzelle Cu | Cu²⁺ ($a = 0,02$)? (3 signifikante Stellen)
- 2) Welches Einzelpotential hat eine Halbzelle La | La³⁺ ($a = 0,005$)? (3 signifikante Stellen)
- 3) Welche Aktivität von Zn²⁺-Ionen hat eine Halbzelle Zn | Zn²⁺ (a_X) mit dem Einzelpotential $E = -0,831$? (2 signifikante Stellen)
- 4) Welche Aktivität von Ga³⁺-Ionen hat eine Halbzelle Ga | Ga³⁺ (a_X) mit dem Einzelpotential $E = -0,538$ V? (2 signifikante Stellen)
- 5) Welches Einzelpotential hat eine Halbzelle Au⁺ ($a = 0,006$) | Au³⁺ ($a = 0,03$)? Hinweis: Verwenden Sie die allgemeine Formel für Redoxpaare. (3 signifikante Stellen)
- 6) Welche Aktivität von Cl⁻-Ionen hat eine Halbzelle Cl⁻ | Cl₂, wenn die Aktivität von Cl₂ $a(\text{Cl}_2) = 1$ und das Einzelpotential $E = +1,482$ V ist? (2 signifikante Stellen)
- 7) Welche Aktivität a_X hat eine Halbzelle Fe²⁺ (a_X) | Fe³⁺ ($a = 0,22$) mit dem Einzelpotential $E = 0,807$ V? (2 signifikante Stellen)

D EMK und Reaktionsablauf in Zellen mit $a \neq 1$ (Etwas größerer Rechenaufwand!)

- 1) Welche EMK hat eine Zelle | Zn | Zn²⁺ ($a = 0,7$) || Cu²⁺ ($a = 0,08$) | Cu | ? (3 signifikante Stellen)
- 2) Berechnen Sie a_X für die Zelle | Zn | Zn²⁺ (a_X) || Cu²⁺ ($a = 0,015$) | Cu | , deren EMK = 1,050 V ist? (2 signifikante Stellen)
- 3) Gegeben ist eine Zelle aus den beiden Halbzellen Sb | Sb³⁺ ($a = 1,5$) und Bi | Bi³⁺ ($a = 0,0001$) . Welche Reaktion erfolgt?

- 4) Welche Aktivität a_X von Bi(III) müsste vorliegen, damit die Zelle
 $| \text{Sb} | \text{Sb}^{3+} (a_X) || \text{Bi}^{3+} (a = 0,0005) | \text{Bi} |$ sich im Gleichgewichtszustand befindet?
 (2 signifikante Stellen)
- 5) Welche Aktivität a_X von Cd(II) müsste vorliegen, damit die Zelle
 $| \text{Fe} | \text{Fe}^{2+} (a = 0,3) || \text{Cd}^{2+} (a_X) | \text{Cd} |$ sich im Gleichgewichtszustand befindet?
 (2 signifikante Stellen)
- 6) Welcher Aktivitätsbereich (Mindest- oder Höchstaktivität) a_X für Ni(II) muss vorliegen,
 damit in einer Kombination aus den beiden Halbzellen $\text{Co} | \text{Co}^{2+} (a = 1,5)$ und
 $\text{Ni} | \text{Ni}^{2+} (a_X) | \text{Co}^{2+}$ als Oxidationsmittel wirkt? (2 signifikante Stellen)

E Vertiefende Übungen (🔴* also nicht ganz einfach!)

- 1) Betrachten Sie eine Reaktion zwischen zwei Redoxpaaren Metall | Metallion. Die Metalle sind verschieden, aber beide Metallionen haben die gleiche Wertigkeit. Leiten Sie eine Formel her, wie das Verhältnis der Aktivitäten der beiden Metallionen aus den E_0 -Werten berechnet wird.
- 2) Leiten Sie eine Formel für die EMK für zwei Halbzellen mit der gleichen Art aber verschiedener Aktivität des dazugehörenden Metallions, her. Das Ergebnis ist als "Konzentrationskette" bekannt. Berechnen Sie anschließend den Wert, wenn für ein 1-wertiges Ion eine Aktivität 10mal größer als die andere ist. (Entspricht etwa der Situation in den Nerven).
- 3) "Silber taucht in eine Kaliumiodid-Lösung ein, in der zusätzlich festes Silberiodid vorliegt." Leiten Sie dafür eine Gleichung her, wie das Einzelpotential von der Iodidaktivität abhängt. Sie benötigen zur Lösung das Wissen, was man unter "Löslichkeitsprodukt" versteht!
- 4) Zwei Halbzellen werden in Kontakt gebracht und reagieren miteinander.
 a) Silbermetall; Chloridlösung mit $a = 0,1$; zusätzlich festes AgCl
 b) Kupfermetall; Cu^{2+} -Lösung mit $a = 0,01$.
 Was geschieht? Es soll angenommen werden, dass eine so große Menge Chloridlösung vorhanden ist, dass sich durch die Reaktion die Chloridaktivität nicht ändert.
 Hilfe: Die Ag-Halbzelle hat ein konstantes Potential. In der Kupferhalbzelle kann sich die Ionenaktivität ändern. Zwischenresultat: E der Ag-Halbzelle = 0,2793 V.
- 5) Welche Gleichgewichtsaktivitäten stellen sich ein, ausgehend von einer Zelle
 $| \text{Ba} | \text{Ba}^{2+} (a = 0,1) || \text{Sr}^{2+} (a = 0,1) | \text{Sr} | ?$
- 6) Wie hängt die Oxidationskraft von Permanganat in saurer Lösung (Produkt Mn^{2+}) vom pH-Wert ab (Gleichung)? Dazu ist die Kenntnis nötig, wie Gleichgewichtskonstanten formuliert werden. Berechnen Sie für ein Verhältnis $a(\text{MnO}_4^-) / a(\text{Mn}^{2+}) = 10 / 1$: In stark saurer Lösung kann Permanganat Chlorid zu Chlor oxidieren (dafür E_0 verwenden). Ist die Oxidation auch noch in schwach saurer Lösung, pH = 5, möglich?

===== LÖSUNGEN =====

A Voraussage der ablaufenden Reaktion - mit Standardpotentialen

- 1) $E_0(\text{Pd} | \text{Pd}^{2+}) = +0,830 \text{ V}$; $E_0(\text{Sb} | \text{Sb}^{3+}) = +0,200 \text{ V}$. Das Redoxpaar mit dem positiveren Einzelpotential ist $\text{Pd} | \text{Pd}^{2+}$; wir bezeichnen dies kürzer als das edlere Paar "Pd". In diesem Paar findet die Reduktion statt; die oxidierte Stufe in diesem Paar wirkt als Oxidationsmittel. Im Paar mit dem negativeren Einzelpotential findet die Oxidation statt; die reduzierte Stufe in diesem Paar wird oxidiert.
 Reduktion: $\text{Pd}^{2+} \rightarrow \text{Pd}$; Oxidation: $\text{Sb} \rightarrow \text{Sb}^{3+}$
 Gesamtreaktion: $3 \text{Pd}^{2+} + 2 \text{Sb} \rightarrow 3 \text{Pd} + 2 \text{Sb}^{3+}$
- 2) $E_0(\text{Co} | \text{Co}^{2+}) = -0,277 \text{ V}$; $E_0(\text{In} | \text{In}^{3+}) = -0,340 \text{ V}$. Das edlere Paar ist "Co".
 Reduktion: $\text{Co}^{2+} \rightarrow \text{Co}$; Oxidation: $\text{In} \rightarrow \text{In}^{3+}$
 Gesamtreaktion: $3 \text{Co}^{2+} + 2 \text{In} \rightarrow 3 \text{Co} + 2 \text{In}^{3+}$

- 3) $E_0(\text{Ga} | \text{Ga}^{3+}) = -0,520 \text{ V}$; $E_0(\text{U} | \text{U}^{4+}) = -1,400 \text{ V}$. Das edlere Paar ist "Ga".
 Reduktion: $\text{Ga}^{3+} \rightarrow \text{Ga}$; Oxidation: $\text{U} \rightarrow \text{U}^{4+}$
 Gesamtreaktion: $4 \text{Ga}^{3+} + 3 \text{U} \rightarrow 4 \text{Ga} + 3 \text{U}^{4+}$
- 4) $E_0(\text{I}^- | \text{I}_2) = +0,535 \text{ V}$; $E_0(\text{F}^- | \text{F}_2) = +2,85 \text{ V}$. Das edlere Paar ist "F".
 Reduktion: $\text{F}_2 \rightarrow \text{F}^-$; Oxidation: $\text{I}^- \rightarrow \text{I}_2$
 Gesamtreaktion: $\text{F}_2 + 2 \text{I}^- \rightarrow 2 \text{F}^- + \text{I}_2$
- 5) $E_0(\text{Cr}^{2+} | \text{Cr}^{3+}) = -0,41 \text{ V}$; $E_0(\text{V}^{2+} | \text{V}^{3+}) = -0,20 \text{ V}$. Das edlere Paar ist "V".
 Reduktion: $\text{V}^{3+} \rightarrow \text{V}^{2+}$; Oxidation: $\text{Cr}^{2+} \rightarrow \text{Cr}^{3+}$
 Gesamtreaktion: $\text{V}^{3+} + \text{Cr}^{2+} \rightarrow \text{V}^{2+} + \text{Cr}^{3+}$
- 6) $E_0(\text{Ca} | \text{Ca(OH)}_2) = -3,02 \text{ V}$; $E_0(\text{Al} | \text{Al(OH)}_3) = -2,31 \text{ V}$. Das edlere Paar ist "Al".
 Reduktion: $\text{Al(OH)}_3 \rightarrow \text{Al}$; Oxidation: $\text{Ca} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$
 Gesamtreaktion: $2 \text{Al(OH)}_3 + 3 \text{Ca} \rightarrow 2 \text{Al} + 3 \text{Ca(OH)}_2$
- 7) $E_0(\text{Br}_2 | \text{BrO}^-) = +0,45 \text{ V}$; $E_0(\text{Cl}_2 | \text{ClO}^-) = +0,52 \text{ V}$. Das edlere Paar ist "Cl".
 Reduktion: $\text{ClO}^- \rightarrow \text{Cl}_2$; Oxidation: $\text{Br}_2 \rightarrow \text{BrO}^-$
 Gesamtreaktion: $2 \text{ClO}^- + \text{Br}_2 \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{BrO}^-$

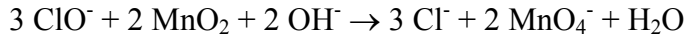
B Voraussage der ablaufenden Reaktion - mit Standardpotentialen

- 1) "Saure Lösung" weist darauf hin, dass ein E_0 zu suchen ist, bei dem in der Reaktionsgleichung ein H^+ vorkommt. Diese Unterscheidung zu "alkalische Lösung" ist dann wichtig, wenn in einem der beteiligten Stoffe ein Sauerstoffatom enthalten ist.
 $E_0(\text{Mn}^{2+} | \text{MnO}_4^-) = +1,51 \text{ V}$ (saure Lösung); $E_0(\text{Br}^- | \text{Br}_2) = +1,065 \text{ V}$.
 Das Redoxpaar "Mn" ist edler.
 Reduktion: $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}$; Oxidation: $\text{Br}^- \rightarrow \text{Br}_2$
Permanganat oxidiert in saurer Lösung Bromid zu Brom; es entsteht Mangan(II).
 $2 \text{MnO}_4^- + 10 \text{Br}^- + 16 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{Mn}^{2+} + 5 \text{Br}_2 + 8 \text{H}_2\text{O}$
- 2) $E_0(\text{Mn}^{2+} | \text{MnO}_2) = +1,236 \text{ V}$ (saure Lösung); $E_0(\text{NO} | \text{NO}_3^-) = +0,96 \text{ V}$ (saure Lösung).
 Das Redoxpaar "Mn" ist edler.
 Reduktion: $\text{MnO}_2 \rightarrow \text{Mn}^{2+}$; Oxidation: $\text{NO} \rightarrow \text{NO}_3^-$
Braunstein (MnO_2) oxidiert in saurer Lösung Stickstoffoxid zu Nitrat; es entsteht Mangan(II).
 $3 \text{MnO}_2 + 2 \text{NO} + 4 \text{H}^+ \rightarrow 3 \text{Mn}^{2+} + 2 \text{NO}_3^- + 2 \text{H}_2\text{O}$
 {Hinweis: Die Teilgleichung im "Rauscher, Voigt" ist richtig: $\text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O} \dots$ }
- 3) $E_0(\text{Cl}^- | \text{ClO}_3^-) = +1,45 \text{ V}$ (saure Lösung); $E_0(\text{Co}^{2+} | \text{Co}^{3+}) = +1,842 \text{ V}$.
 Das Redoxpaar "Co" ist edler.
 Reduktion: $\text{Co}^{3+} \rightarrow \text{Co}^{2+}$; Oxidation: $\text{Cl}^- \rightarrow \text{ClO}_3^-$
Kobalt(III) oxidiert in saurer Lösung Chlorid zu Chlorat; es entsteht Kobalt (II).
 $6 \text{Co}^{3+} + \text{Cl}^- + 3 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 6 \text{Co}^{2+} + \text{ClO}_3^- + 6 \text{H}^+$
- 4) $E_0(\text{Al} | \text{Al(OH)}_3) = -2,31 \text{ V}$ (alkalische Lösung); $E_0(\text{NO}_2^- | \text{NO}_3^-) = +0,01 \text{ V}$ (alkalische Lösung). Das Redoxpaar "Nitrit/Nitrat" ist edler.
 Reduktion: $\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NO}_2^-$; Oxidation: $\text{Al} \rightarrow \text{Al(OH)}_3$
Nitrat oxidiert in alkalischer Lösung Aluminium zu Aluminiumhydroxid; es entsteht Nitrit.
 $3 \text{NO}_3^- + 2 \text{Al} + 3 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 3 \text{NO}_2^- + 2 \text{Al(OH)}_3$
 {Hinweis: Die Teilgleichung im "Rauscher, Voigt" ist richtig: $\text{NO}_2^- + 2 \text{OH}^- \rightarrow \text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^-$.}
- 5) $E_0(\text{Pb} | \text{PbO}) = -0,578 \text{ V}$ (alkalische Lösung); $E_0(\text{Mn} | \text{Mn(OH)}_2) = -1,47 \text{ V}$ (alkalische Lösung). Das Redoxpaar "Pb" ist edler.
 Reduktion: $\text{PbO} \rightarrow \text{Pb}$; Oxidation: $\text{Mn} \rightarrow \text{Mn(OH)}_2$
Blei(II)oxid oxidiert in alkalischer Lösung Mangan zum Mangan(II)hydroxid; es entsteht Blei.
 $\text{PbO} + \text{Mn} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Pb} + \text{Mn(OH)}_2$

- 6) $E_o(\text{MnO}_2 | \text{MnO}_4^-) = +0,57 \text{ V}$ (alkalische Lösung); $E_o(\text{Cl}^- | \text{ClO}^-) = +0,89 \text{ V}$ (alkalische Lösung). Das Redoxpaar "Cl" ist edler.

Reduktion: $\text{ClO}^- \rightarrow \text{Cl}^-$; Oxidation: $\text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnO}_4^-$

Hypochlorit oxidiert in alkalischer Lösung Mangandioxid zu Permanganat; es entsteht Chlorid.



C Berechnung von Einzelpotentialen mit der Nernstschen Gleichung

- $E = 0,342 + (0,0592 / 2) \cdot \log(0,02) = 0,2917 \approx +0,292 \text{ V}$
- $E = -2,522 + (0,0592 / 3) \cdot \log(0,005) = -2,5674 \approx -2,57 \text{ V}$
- $E = -0,763 + (0,0592 / 2) \cdot \log(a_X) = -0,831$; $\log(a_X) = \{-0,831 + 0,763\} \cdot 2 / 0,0592 = -2,2973$; $a_X = 10^{-2,2973} = 5,04 \cdot 10^{-3} \approx 0,0050$
- $-0,520 + (0,0592 / 3) \cdot \log(a_X) = -0,538$; $\log(a_X) = -0,9122$; $a_X = 0,1224 \approx 0,12$
- $E = E_o + (0,0592 / z) \cdot \log(a_{\text{OX}} / a_{\text{RED}})$; die oxidierte Stufe ist Au^{3+} ; $z = 2$. Damit $E = +1,29 + (0,0592 / 2) \cdot \log(0,03 / 0,006) = 1,3107 \approx 1,31 \text{ V}$
- Die oxidierte Stufe ist Cl_2 , die reduzierte ist Cl^- ; die Anzahl beim Redoxprozess aufgenommener bzw. abgegebener Elektronen ist 1 für den Vorgang $\text{Cl}^- \rightarrow \frac{1}{2} \text{Cl}_2 + e^-$.
Damit $+1,482 = 1,358 + (0,0592 / 1) \cdot \log(1 / a_X) = 1,358 - 0,0592 \cdot \log(a_X)$;
 $\log(a_X) = -2,0946$; $a_X = 0,008043 \approx 0,0080$
- $+0,807 = +0,771 + (0,0592 / 1) \cdot \log(0,22 / a_X)$; $\log(0,22 / a_X) = 0,6081$;
 $0,22 / a_X = 4,0561$; $a_X = 0,05424 \approx 0,054$

D EMK und Reaktionsablauf in Zellen mit $a \neq 1$

- $E(\text{"Zn"}) = -0,763 + (0,0592 / 2) \cdot \log(0,7) = -0,7676$;
 $E(\text{"Cu"}) = +0,342 + (0,0592 / 2) \cdot \log(0,08) = +0,3095$; $\text{EMK} = 1,0771 \approx 1,08 \text{ V}$
- $E_o(\text{"Cu"}) = +0,342$, $E(\text{"Cu"}) = +0,2880 \text{ V}$, $E_o(\text{"Zn"}) = -0,763$;
 $E(\text{"Zn"}) = E(\text{"Cu"}) - \text{EMK} = -0,7620 \text{ V}$; $\log(a_X) = \{E(\text{"Zn"}) - E_o(\text{"Zn"})\} \cdot 2 / 0,0592 = 0,034199$; $a_X = 10^{0,034199} = 1,08$.
- $E_o(\text{"Sb"}) = +0,200$; $E(\text{"Sb"}) = +0,2035$; $E_o(\text{"Bi"}) = +0,280$; $E(\text{"Bi"}) = +0,2011$;
die Sb-Zelle ist positiver, also dort Reduktion; $\text{Sb}^{3+} + \text{Bi} \rightarrow \text{Sb} + \text{Bi}^{3+}$
- $E_o(\text{"Bi"}) = +0,280$; $E(\text{"Bi"}) = +0,2149$; im Gleichgewicht $\text{EMK} = 0$, also $E(\text{"Sb"}) = E(\text{"Bi"})$; $\log(a_X) = (0,2149 - 0,200) \cdot 3 / 0,0592 = 0,7530$; $a_X = 5,663 \approx 5,7$
- $E_o(\text{"Fe"}) = -0,440$; $E(\text{"Fe"}) = -0,4555$; im Gleichgewicht $E(\text{"Cd"}) = E(\text{"Fe"})$;
 $E_o(\text{"Cd"}) = -0,402$; $\log(a_X) = (-0,4555 + 0,402) \cdot 2 / 0,0592 = -1,8067$;
 $a_X = 0,0156 \approx 0,016$
- $E_o(\text{"Co"}) = -0,277$; $E(\text{"Co"}) = -0,2718$; $E_o(\text{"Ni"}) = -0,250$; falls $a_X = 1$, ist die Nickelhalbzelle edler, Ni^{2+} wirkt also als Oxidationsmittel. Damit Co^{2+} als Oxidationsmittel wirkt, muss das Potential der Nickelhalbzelle also zu kleineren Werten verschoben werden. Die maximale Ni^{2+} -Aktivität liegt im Gleichgewicht vor, für kleinere Werte wirkt dann Co^{2+} als Oxidationsmittel.
 $-0,2718 = -0,250 + (0,0592 / 2) \cdot \log(a_X)$; $\log(a_X) = -0,7361$; $a_X = 0,1836$. Für eine Ni^{2+} -Aktivität $a_X < 0,18$ wirkt Co^{2+} als Oxidationsmittel.

E Vertiefende Übungen

- $E_1 = E_o(\text{M}_1) + (0,0592 / z) \cdot \log(a_1)$; $E_2 = E_o(\text{M}_2) + (0,0592 / z) \cdot \log(a_2)$
Im Gleichgewicht ist $\text{EMK} = 0$, also $E_1 = E_2$.
 $E_o(\text{M}_2) - E_o(\text{M}_1) = (0,0592 / z) \cdot \{\log(a_1) - \log(a_2)\} = (0,0592 / z) \cdot \log(a_1 / a_2)$
 $X = \{E_o(\text{M}_2) - E_o(\text{M}_1)\} \cdot z / 0,0592$ und $a_1 / a_2 = 10^X$

- 2) $E_1 = E_0 + (0,0592 / z) \cdot \log(a_1)$; $E_2 = E_0 + (0,0592 / z) \cdot \log(a_2)$
EMK = $E_1 - E_2 = (0,0592 / z) \cdot \{ \log(a_1) - \log(a_2) \} = (0,0592 / z) \cdot \log(a_1 / a_2)$
 Die EMK ist unabhängig von E_0 . Die EMK ist positiv, wenn $a_1 > a_2$; ein richtiges Symbol der Kette ist dann $| M | M^{z+}(a_2) || M^{z+}(a_1) | M |$. Für ein Verhältnis $a_1 / a_2 = 10$ ist für ein 1-wertiges Ion die EMK 59 mV.
- 3) In Gegenwart von festem AgI ist mit dem Löslichkeitsprodukt $K_L = a(\text{Ag}^+) \cdot a(\text{I}^-)$ die Aktivität von Ag^+ indirekt über die Aktivität von I^- bestimmt. Das Silber-Einzelpotential ist $E(\text{Ag}) = E_0(\text{Ag} | \text{Ag}^+) + 0,0592 \cdot \log\{a(\text{Ag}^+)\}$. Nach Einsetzen von $a(\text{Ag}^+) = K_L / a(\text{I}^-)$ und mit der Identität $\log(x / y) = \log(x) - \log(y)$ ergibt sich:
 $E(\text{Ag}) = E_0(\text{Ag} | \text{Ag}^+) + 0,0592 \cdot \log(K_L) - 0,0592 \cdot \log\{a(\text{I}^-)\}$.
 Es ist auch üblich die beiden ersten konstanten Teile zusammenzufassen:
 $E_0(\text{AgI}) = E_0(\text{Ag} | \text{Ag}^+) + 0,0592 \cdot \log(K_L)$; damit folgt die alternative Formel:
 $E(\text{Ag} | \text{AgI}, \text{I}^-) = E_0(\text{AgI}) - 0,0592 \cdot \log\{a(\text{I}^-)\}$.
 Mit Tabellenwerten erhalten wir $E_0(\text{AgI}) = +0,800 + 0,0592 \cdot \log(1 \cdot 10^{-16}) = -0,147 \text{ V}$.
 {Der experimentell bestimmte beste Wert ist $E_0(\text{AgI}) = -0,1523 \text{ V}$.}
- 4) In einer Lösung mit Bodensatz ist die Konzentration der Ionen in der Lösung durch das Löslichkeitsprodukt festgelegt. Damit ist $a(\text{Ag}^+) = 1,6 \cdot 10^{-10} / 0,1 = 1,6 \cdot 10^{-9}$.
 $E(\text{Ag}) = 0,800 + 0,0592 \cdot \log(1,6 \cdot 10^{-9}) = +0,2793 \text{ V}$. Dieser Wert bleibt konstant: die Menge an AgCl spielt keine Rolle bei der Berechnung des Potentials und $a(\text{Cl}^-)$ bleibt laut Voraussetzung praktisch konstant. $E(\text{Cu}) = E(\text{Cu} | \text{Cu}^{2+} (a = 0,01)) = +0,2828 \text{ V}$;
 $E(\text{Cu}) > E(\text{Ag})$, daher ist die Reaktion $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{Ag} \rightarrow \text{Cu} + 2 \text{Ag}^+$. Das Potential $E(\text{Cu})$ wird dadurch negativer. $E(\text{Cu}) = 0,2793 \text{ V}$ wird bei $a \approx 7,6 \cdot 10^{-3}$ erreicht.
 → **Kupferionen scheiden sich ab**. Silber löst sich auf, die entstehenden Silberionen werden als AgCl gefällt, die **Menge AgCl nimmt zu**.
- 5) Im Ausgangszustand ist Sr die positivere Halbzelle, dort findet also die Reduktion statt. ("Ba, 0,1": -2,936 V; "Sr, 0,1": -2,918 V) Im Verlauf der Reaktion nimmt $a(\text{Sr}^{2+})$ ab und $a(\text{Ba}^{2+})$ zu! $\text{Sr}^{2+} + \text{Ba} \rightarrow \text{Sr} + \text{Ba}^{2+}$. Im Gleichgewicht ist EMK = 0 also $E(\text{Sr}) = E(\text{Ba})$.
 $E(\text{Sr}) = -2,888 + (0,0592 / 2) \cdot \log(0,1 - x)$;
 $E(\text{Ba}) = -2,906 + (0,0592 / 2) \cdot \log(0,1 + x)$.
 umgeordnet: $(-2,888 + 2,906) \cdot 2 / 0,0592 = 0,608 = \log(0,1 + x) - \log(0,1 - x)$
 Mit $\log a - \log b = \log(a / b)$ und delogarithmieren folgt damit:
 $10^{0,608} = 4,056 = (0,1 + x) / (0,1 - x)$ und daraus $x = 0,06044$.
 Die Gleichgewichtsaktivitäten sind **$a(\text{Sr}^{2+}) = 0,1 - x = 0,0396$; $a(\text{Ba}^{2+}) = 0,1 + x = 0,1604$** .
 Ergänzung: Die Einzelpotentiale sind dann jeweils $E = -2,9295 \text{ V}$;
 Kontrolle: $a(\text{Sr}^{2+}) / a(\text{Ba}^{2+}) = 0,247$; zum Vergleich mit dem Ergebnis von Aufgabe 1:
 $X = \{ E_0(\text{Ba}) - E_0(\text{Sr}) \} \cdot 2 / 0,0592 = -0,608$; $a(\text{Sr}^{2+}) / a(\text{Ba}^{2+}) = 10^X = 0,247$
- 6) Permanganat als Oxidationsmittel: $\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$.
 In $\log(a_{\text{OX}} / a_{\text{RED}})$ sind die Stoffe nach den Regeln für Gleichgewichtskonstanten einzusetzen; die Aktivität des Wassers bleibt dabei weg, sie ist schon in E_0 enthalten.
 $E(\text{Mn}) = E_0(\text{Mn}^{2+} | \text{MnO}_4^-) + (0,0592 / 5) \cdot \log\{ a(\text{MnO}_4^-) \cdot a(\text{H}^+)^8 / a(\text{Mn}^{2+}) \}$
 Nach Aufspalten des log-Ausdrucks:
 $E(\text{Mn}) = E_0 + (0,0592 / 5) \cdot \log\{ a(\text{MnO}_4^-) / a(\text{Mn}^{2+}) \} + (0,0592 / 5) \cdot \log\{ a(\text{H}^+)^8 \}$
 Mit der Identität $\log(x^\alpha) = \alpha \cdot \log(x)$ und $\text{pH} = -\log\{ a(\text{H}^+) \}$:
 $E(\text{Mn}) = E_0 + 0,01184 \cdot \log\{ a(\text{MnO}_4^-) / a(\text{Mn}^{2+}) \} - 0,09472 \cdot \text{pH}$.
 Je kleiner der pH-Wert, also je saurer die Lösung, desto größer ist die Oxidationskraft von Permanganat. Für ein Verhältnis $a(\text{MnO}_4^-) / a(\text{Mn}^{2+}) = 10 / 1$ ist $E(\text{Mn})$:
 bei $\text{pH} = 1$ +1,43 V und bei $\text{pH} = 5$ +1,05 V. Nur in der stark sauren Lösung könnte Chlorid zu Chlor ($E_0 = +1,358 \text{ V}$) oxidiert werden.