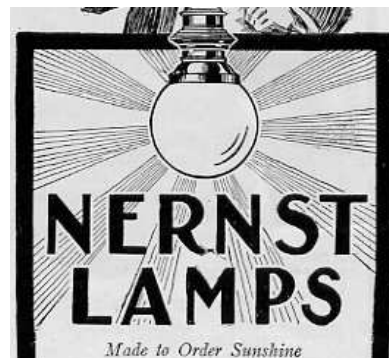


Rechnen mit der NERNSTschen Gleichung

Walther NERNST (1864 – 1941), war ein bedeutender Physiker und Chemiker mit zahlreichen bahnbrechenden Entdeckungen. Nach seiner Promotion bei F. KOHLRAUSCH entwickelte er 1889 die **NERNST-Gleichung**. 1891 stellte er das **NERNSTsche Verteilungsgesetz** auf, das die Verteilung von Stoffen in zwei Phasen beschreibt. Im Jahr 1897 erfand er die nach ihm benannte **NERNST-Lampe**, deren Lichtspektrum dem natürlichen Sonnenlicht ähnelt. Im Gegensatz zur damals üblichen Kohlenfadenlampe oder den heutigen Metallfadenlampen benötigt sie kein Vakuum oder Schutzgas, sondern kann in Luft betrieben werden. Die elektrische Leitfähigkeit beruht nicht auf Elektronen wie bei Metallen, sondern auf elektrolytischer Leitung von zweifach negativ geladenen Sauerstoff-Ionen. 1905 formulierte er den **3. Hauptsatz der Thermodynamik (NERNSTscher Wärmesatz)**. Eine Konsequenz daraus ist die Unerreichbarkeit des absoluten Nullpunktes der Temperatur. Nernst erhielt den **Nobelpreis für Chemie für das Jahr 1920** „als Anerkennung für seine thermochemischen Arbeiten“. Weiterhin untersuchte er die Prozesse in Verbrennungsmotoren, mit praktischer Bedeutung für Automobile, wobei er zur Leistungssteigerung als einer der ersten die **Lachgaseinspritzung** anwandte, die auch heute noch angewendet wird. Der Autoliebhaber kaufte im Jahr 1899 das erste Privatauto in Göttingen. NERNST war auch an der Entwicklung des ersten E-Pianos BECHSTEIN-SIEMENS-NERNST-Flügel, auch „**Neo-BECHSTEIN**“ genannt, beteiligt.



Nernst an einem Neo-Bechstein



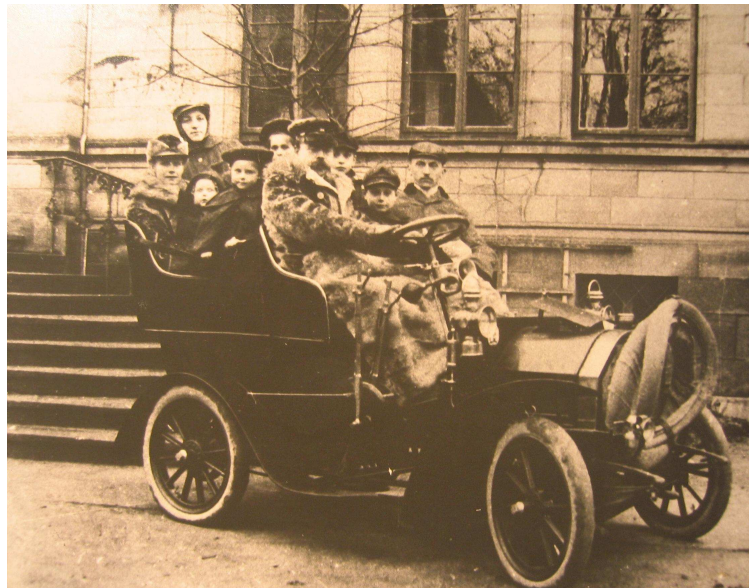
Nernst Lamps: „Made to Order Sunshine“

Walther NERNST galt unter seinen Mitarbeitern als eigenwillig und etwas verschroben. Einer von ihnen erzählte: „Den NERNST'schen Wärmesatz finden Sie im Lexikon unter „M“. Warum? Na unter: MEIN Wärmesatz!“

Vorbemerkungen: Für alle Aufgaben gilt die Temperatur $\vartheta = 25\text{ }^{\circ}\text{C}$. Wenn nicht anders angegeben, gelten die Standardpotenziale der Anlage zu den Abituraufgaben.

1. Eine Chromelektrode taucht in eine Cr^{3+} -Lösung mit $c(\text{Cr}^{3+}) = 50\text{ mmol/L}$. Berechnen Sie das elektrochemische Potenzial der Halbzelle. $E_0(\text{Cr}/\text{Cr}^{3+}) = -0,744\text{ V}$.
2. Wie groß ist das elektrochemische Potenzial eines Cu/Cu^{2+} -Halbelements, wenn die Cu^{2+} -Konzentration $\beta(\text{Cu}^{2+}) = 5\text{ g/L}$ beträgt?
3. Ein Konzentrationselement besteht aus einer Ag/Ag^+ -Halbzelle mit $c(\text{Ag}^+) = 1\text{ mol/L}$ und einer Ag/Ag^+ -Halbzelle mit $c(\text{Ag}^+) = 0,1\text{ mol/L}$. Berechnen Sie die Spannung (elektromotorische Kraft).
4. Wie groß ist die Stoffmengenkonzentration $c(\text{Pb}^{2+})$, wenn das Potenzial der Halbzelle Pb/Pb^{2+} $E = -0,17\text{ V}$ beträgt? Hinweis: $E^0(\text{Pb}/\text{Pb}^{2+}) = -0,13\text{ V}$.
5. Berechnen Sie das elektrochemische Potenzial einer Halbzelle mit $c(\text{MnO}_4^-) = 0,15\text{ mol/L}$ und $c(\text{Mn}^{2+}) = 0,5\text{ mol/L}$ bei $\text{pH} = 3$.
6. In einer Wasserstoffhalbzelle liegt das Redoxsystem H_2/H^+ vor.
 - a) Leiten Sie eine Formel her, mit der man anhand des pH -Werts, das Potenzial einer Wasserstoffhalbzelle, bzw. des Redoxsystems H^+/H_2 berechnen kann. Anleitung: Formulieren Sie zuerst die Nernst'sche Gleichung für das Problem. Bedenken Sie dann, dass folgendes Logarithmusgesetz zur Vereinfachung beiträgt: $\lg x^2 = 2 \cdot \lg x$. Ersetzen Sie zum Schluss $c(\text{H}^+)$ durch $10^{-\text{pH}}$ und vereinfachen Sie weiter!
 - b) Berechnen Sie das elektrochemische Potenzial des Redoxsystems H^+/H_2 bei $\text{pH} = 0$ und bei $\text{pH} = 7$.

7. Die gemessene Spannung in einer Cu/CuSO₄-Konzentrationszelle beträgt $\Delta E = 20 \text{ mV}$. Um welchen Faktor unterscheiden sich die beiden CuSO₄-Konzentrationen der Halbzellen?
8. Eine Eisenelektrode taucht in eine Eisen(II)-chloridlösung mit einem Massenanteil an Eisenchlorid von 4%. Die Dichte der Lösung beträgt $\rho = 1,0375 \text{ g/cm}^3$. Rechnen Sie zuerst die Eisen-Stoffmengenkonzentration $c(\text{Fe}^{2+})$ aus und bestimmen Sie dann das Redoxpotenzial der Lösung.
9. Eine 0,05-molare Kaliumdichromatlösung mit dem pH-Wert 2,0, enthält eine Cr³⁺-Konzentration von $c(\text{Cr}^{3+}) = 0,2 \text{ mol/L}$. Berechnen Sie das Redox-Potenzial der Lösung
10. Eine Platinelektrode taucht in eine saure Lösung mit den Konzentrationen $c(\text{Mn}^{2+}) = 0,8 \text{ mol/L}$ und $c(\text{MnO}_4^-) = 0,5 \text{ mol/L}$. Berechnen Sie das Potenzial der Elektrode bei...
 - a) pH = 0 b) pH = 7
 - c) Bei welchem dieser beiden pH-Werte sind die oxidierenden Eigenschaften der Lösung am größten?
11. Bis zu welchem pH-Wert kann eine MnO₄⁻/Mn²⁺-Lösung mit $c(\text{MnO}_4^-) = 0,1 \text{ mol/L}$ und $c(\text{Mn}^{2+}) = 0,0001 \text{ mol/L}$ eine Chloridionen-haltige Lösung mit $c(\text{Cl}^-) = 1 \text{ mol/L}$ zu Chlor oxidieren?
12. [gestrichen]
13. Welche Spannung lässt sich bei einem Galvanischen Element messen, das aus einer Normalwasserstoffelektrode und einer Wasserstoffelektrode besteht, die in eine Säurelösung mit pH = 3,0 taucht?

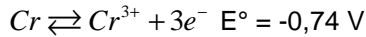


Walther Nernst mit Familie in seinem Automobil (um die Jahrhundertwende)

Musterlösungen – ohne Gewähr

Wenn Sie von diesen Musterlösungen profitieren, dann geben Sie etwas zurück, indem Sie mich auf Rechenfehler, Verständnisschwierigkeiten o.ä. aufmerksam machen. Letztendlich profitieren auch andere Schüler davon, wenn die Musterlösungen weitgehend fehlerfrei und verständlich sind.

1.



$$E = E^\circ + \frac{0,0592 \text{ V}}{z} \cdot \lg \frac{c(\text{Ox})}{c(\text{Red})} \quad c(\text{Red}) \text{ wäre hier } c(\text{Cr}). \text{ Da Cr in heterogener Phase vorliegt, wird es nicht beachtet.}$$

$$E = E^\circ + \frac{0,0592 \text{ V}}{z} \cdot \lg c(\text{Cr}^{3+}) \Rightarrow E = -0,74 \text{ V} + \frac{0,0592 \text{ V}}{3} \cdot \lg(0,05) \approx -0,77 \text{ V}$$

2.

Umrechnung der Massenkonzentration in die Stoffmengenkonzentration

$$\beta(\text{Cu}^{2+}) = 5 \text{ g pro Liter. } 5 \text{ g entsprechen } 0,07868 \text{ mol (mit } n = m/M \text{ berechnet). } \Rightarrow c(\text{Cu}^{2+}) = 0,07868 \text{ mol/L}$$

Einsetzen in die Nernst'sche Gleichung

$$E(\text{Cu} / \text{Cu}^{2+}) = E^\circ(\text{Cu} / \text{Cu}^{2+}) + \frac{0,059 \text{ V}}{n} \cdot \lg c(\text{Cu}^{2+}) = 0,34 \text{ V} + \frac{0,059 \text{ V}}{2} \cdot \lg 0,07868 \approx 0,31 \text{ V}$$

3.

$$\text{Potenzial der ersten Halbzelle: } E(\text{Ag} / \text{Ag}^+) = E^\circ(\text{Ag} / \text{Ag}^+) = 0,80 \text{ V}$$

Potenzial der zweiten Halbzelle:

$$E(\text{Ag} / \text{Ag}^+) = E^\circ(\text{Ag} / \text{Ag}^+) + \frac{0,059 \text{ V}}{n} \cdot \lg c(\text{Ag}^+) = 0,80 \text{ V} + \frac{0,059 \text{ V}}{1} \cdot \lg 0,1 \approx 0,74 \text{ V}$$

$$\text{Die gemessene Spannung entspricht der Potentialdifferenz: } U = 0,80 \text{ V} - 0,74 \text{ V} \approx 0,06 \text{ V}$$

4.

Einsetzen in die Nernst'sche Gleichung und Auflösen nach der Unbekannten:

$$E(\text{Pb} / \text{Pb}^{2+}) = E^\circ(\text{Pb} / \text{Pb}^{2+}) + \frac{0,059 \text{ V}}{n} \cdot \lg c(\text{Pb}^{2+}) \Rightarrow$$

$$-0,17 \text{ V} = -0,13 \text{ V} + \frac{0,059 \text{ V}}{2} \cdot \lg c(\text{Pb}^{2+}) \Rightarrow$$

$$-1,355932 = \lg c(\text{Pb}^{2+}) \Rightarrow 10^{-1,355932} = 10^{\lg c(\text{Pb}^{2+})} \Rightarrow 0,044 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \approx c(\text{Pb}^{2+})$$

5.

$$\text{vgl. Tabellenwerk } \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e^- \quad E^\circ = 1,51 \text{ V}$$

$$\text{pH} = 3 \Rightarrow c(\text{H}^+) = 10^{-3} \text{ mol/L} = 0,001 \text{ mol/L}$$

$$E(\text{Mn}^{2+} / \text{MnO}_4^-) = E^\circ(\text{Mn}^{2+} / \text{MnO}_4^-) + \frac{0,059 \text{ V}}{5} \cdot \lg \frac{c(\text{MnO}_4^-) \cdot c^8(\text{H}^+)}{c(\text{Mn}^{2+})} \Rightarrow$$

$$E(\text{Mn}^{2+} / \text{MnO}_4^-) = 1,51 \text{ V} + \frac{0,059 \text{ V}}{5} \cdot \lg \frac{0,15 \cdot (0,001)^8}{0,5} \approx 1,22 \text{ V}$$

Das Potenzial des Redoxsystems hängt stark vom pH-Wert bzw. von der H_3O^+ -Konzentration $c(\text{H}^+)$ ab. Grund: Die entsprechende Konzentration fließt in achter Potenz ein, also „hoch 8“. Die H_3O^+ -Konzentration beeinflusst so das Rechenergebnis stark. Man kann dies auch Verallgemeinern: Bei vielen Redoxsystemen ist das Potenzial stark vom pH-Wert abhängig. Das sind genau die Redoxsysteme, bei denen in den entsprechenden Teilgleichungen vor H^+ oder OH^- große Koeffizienten stehen. Diese fließen nämlich bei der Nernst'schen Gleichung als Hochzahlen ein!

Den Sachverhalt, dass eine niedrigere H^+ -Konzentration zu einem kleineren Potenzial kann man sich auch mit dem Prinzip des kleinsten Zwangs plausibel machen: Erniedrigt man die H_3O^+ -Konzentration, d.h. erhöht man der pH-Wert, so verschiebt sich das Gleichgewicht $\text{Mn}^{2+}/\text{MnO}_4^-$ in die Richtung, bei der dieser äußere Zwang verkleinert wird. Das Gleichgewichts verschiebt sich nach rechts. Dabei werden Elektronen freigesetzt, die dem Reaktionspartner zur Verfügung gestellt werden. Die reduzierenden Eigenschaften des Redoxpaares nehmen zu, es liegt ein stärkeres Reduktionsmittel vor. **Je kleiner/negativer das Standardpotenzial, desto stärker ist das darin enthaltene Reduktionsmittel.** Auch diesen Merksatz kann man sich leicht selber herleiten, wenn man bedenkt, dass z.B. Alkalimetalle (Li, Na, K) starke Tendenzen haben Elektronen abzugeben. Diese Stoffe sind also starke Reduktionsmittel. Entsprechend sind auch die Standardpotenziale sehr klein, z.B. $-3,04\text{ V}$ für Li/Li^+ .

6.



$$E(\text{H}_2 / \text{H}^+) = E^0(\text{H}_2 / \text{H}^+) + \frac{0,059\text{V}}{n} \cdot \lg c^2(\text{H}^+) \Rightarrow$$

$$E(\text{H}_2 / \text{H}^+) = 0,00\text{V} + \frac{0,059\text{V}}{2} \cdot \lg c^2(\text{H}^+) \Rightarrow$$

$$E(\text{H}_2 / \text{H}^+) = \frac{0,059\text{V}}{2} \cdot \lg c^2(\text{H}^+) \Rightarrow \text{Logarithmusgesetz: } \lg x^2 = 2 \cdot \lg x \Rightarrow$$

$$E(\text{H}_2 / \text{H}^+) = \frac{0,059\text{V} \cdot 2}{2} \cdot \lg c(\text{H}^+) \Rightarrow$$

$$E(\text{H}_2 / \text{H}^+) = 0,059\text{V} \cdot \lg c(\text{H}^+) \Rightarrow$$

$$E(\text{H}_2 / \text{H}^+) = 0,059\text{V} \cdot \lg 10^{-\text{pH}} \Rightarrow$$

$$E(\text{H}_2 / \text{H}^+) = 0,059\text{V} \cdot -\text{pH} \Rightarrow$$

$$E(\text{H}_2 / \text{H}^+) = -\text{pH} \cdot 0,059\text{V}$$

7.

$\text{pH} = 0. \Rightarrow E(\text{H}_2/\text{H}^+) = -\text{pH} \cdot 0,059\text{ V} = 0,00\text{ V}$. Dieses Ergebnis verwundert nicht, da $\text{pH} = 0$ bedeutet, dass $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 1,0\text{ mol/L}$. beträgt. Für Ionenkonzentrationen von $1,0\text{ mol/L}$ gilt gerade das Standardpotenzial.

$\text{pH} = 7. \Rightarrow E(\text{H}_2/\text{H}^+) = -\text{pH} \cdot 0,059\text{ V} \approx -0,41\text{ V}$. Dies entspricht gerade dem Wert, der in vielen elektrochemischen Spannungsreihen (z.B. Abitur-Tabelle) auch ausgewiesen ist.

7.

Die Konzentration eines Halbelements wird willkürlich mit $c(\text{Cu}^{2+}) = 1\text{ mol/L}$ angenommen. Das Potenzial dieses Halbelements beträgt damit $E_1 = +0,34\text{ V}$ (Standardpotenzial).

Die Spannung ist der Differenzbetrag zwischen beiden Potenzialen. $\Delta U = |E_2 - E_1|$. Für das andere Potenzial gilt also z.B. $E_2 = \Delta U + E_1 = 0,34\text{ V} + 0,02\text{ V} = 0,36\text{ V}$. (Genauso kann man auch von $E_2 = 0,33\text{ V}$ ausgehen)

Wie groß ist also $c(\text{Cu}^{2+})$, wenn $E_2 = 0,36\text{ V}$?

$$E = E^\circ + \frac{0,0592V}{z} \cdot \lg c(\text{Cu}^{2+}) \Rightarrow$$

$$\lg c(\text{Cu}^{2+}) = \frac{(E - E^\circ) \cdot z}{0,0592V} \Rightarrow$$

$$\lg c(\text{Cu}^{2+}) = \frac{(0,36V - 0,34V) \cdot 2}{0,059V} \approx 0,677966$$

$$c(\text{Cu}^{2+}) = 10^{0,677966} \approx 4,76 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Die Lösungen unterscheiden sich in ihren Cu^{2+} -Konzentrationen um das 4,76-fache.

z.B. $c_1(\text{CuSO}_4) = 1 \text{ mol/L}$, $c_2(\text{CuSO}_4) \approx 4,76 \text{ mol/L}$

z.B. $c_1(\text{CuSO}_4) = 1 \text{ mol/L}$, $c_2(\text{CuSO}_4) \approx 0,21 \text{ mol/L}$

z.B. $c_1(\text{CuSO}_4) = 0,5 \text{ mol/L}$, $c_2(\text{CuSO}_4) \approx 0,11 \text{ mol/L}$ etc.

8.

Achtung: Etwas umformulierte Fragestellung.

Berechnung von $c(\text{FeCl}_2)$

100 g der Lösung entsprechen dem Volumen $V = m/\rho = 100\text{g}/1,0375 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3} = 96,386 \text{ mL}$ und enthalten 4 g Eisen(II)chlorid. Mit der molaren Masse kann man berechnen, dass dies $n = 0,03156 \text{ mol}$ Eisen(II)-chlorid sind. Daraus folgt:

$$c(\text{FeCl}_2) = \frac{n}{V} = \frac{0,03156 \text{ mol}}{0,096386 \text{ L}} \approx 0,3274 \frac{\text{mol}}{\text{L}}. \text{ Dies entspricht auch der } \text{Fe}^{2+}\text{-Stoffmengenkonzentration } c(\text{Fe}^{2+}).$$

Anwendung der NERNST'schen Gleichung

$$E = E^\circ + \frac{0,059V}{n} \cdot \lg c(\text{Fe}^{2+}) \Rightarrow E = -0,44V + \frac{0,059V}{2} \cdot \lg(0,3274) \approx -0,45V$$

9.

$c(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 0,05 \text{ mol/L} \Rightarrow c(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}) = 0,05 \text{ mol/L};$

$\text{pH} = 2 \Rightarrow c(\text{H}^+) = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2} = 0,01 \text{ mol/L}.$

Redoxgleichung: $2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e}^-$

$E^\circ = +1,33 \text{ V}$

$$E = E^\circ + \frac{0,059V}{n} \cdot \lg \frac{c(\text{Ox})}{c(\text{Red})}$$

$$E = E^\circ + \frac{0,059V}{6} \cdot \lg \frac{c(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}) \cdot c^{14}(\text{H}^+)}{c^2(\text{Cr}^{3+})}$$

Die Koeffizienten aus der Reaktionsgleichung fließen als Potenzen ein (wie beim MWG). $c(\text{H}_2\text{O})$ wird in wässrigen Lösungen als konstant angenommen.

Merke: Taucht in einer Reaktionsgleichung H^+ oder OH^- mit großem Koeffizienten auf, so ist mit einer hoher pH-Wert-Abhängigkeit des Redox-Potenzials zu rechnen, da die entsprechende H^+ bzw. OH^- -Konzentration mit dem Koeffizient als Potenz in die Berechnung einfließt.

$$E = 1,33V + \frac{0,059V}{6} \cdot \lg \frac{0,05 \cdot 0,01^{14}}{0,2^2} = +1,06V$$

10.

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

$E^\circ = +1,51 \text{ V}$

$$E = E^0 + \frac{0,059V}{5} \cdot \lg \frac{c(\text{MnO}_4^-) \cdot c^8(\text{H}^+)}{c(\text{Mn}^{2+})}$$

a) pH = 0 $\Rightarrow c(\text{H}^+) = 1,0 \text{ mol/L}$

b) pH = 7: $c(\text{H}^+) = 10^{-7} \text{ mol/L}$

$$E = +1,51V + \frac{0,059V}{5} \cdot \lg \frac{0,5 \cdot 1,0^8}{0,8} \approx 1,51V$$

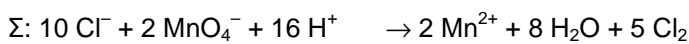
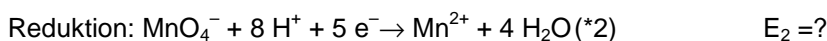
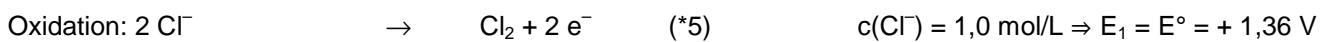
$$E = +1,51V + \frac{0,059V}{5} \cdot \lg \frac{0,5 \cdot (10^{-7})^8}{0,8} \approx 0,85V$$

d) Je höher (positiver) das Redoxpotenzial eines Redoxpaares, desto stärker ist das darin enthaltene Oxidationsmittel. Die oxidierenden Eigenschaften des Systems sind im Säuern am größten, dies kann man bei Vergleich der Ergebnisse von a) und b) sehen. Diese Überlegung kann man auch mit dem *Prinzip des kleinsten Zwangs* nachvollziehen; Erhöht man die H^+ -Konzentration (macht also saurer), so wird die Reaktionsrichtung begünstigt, bei der die H^+ -Konzentration wieder gesenkt wird.

Die elektronenverbrauchende Reaktionsrichtung gewinnt damit an Bedeutung. Also nimmt die Eigenschaft, anderen Stoff Elektronen zu entziehen (oxidierende Eigenschaft), zu.

Schon bei der vorangegangenen Aufgaben haben wir uns gemerkt, dass dann die pH-Abhängigkeit des Potentials besonders groß ist, wenn in der Reaktionsgleichung H^+ oder OH^- hohe Koeffizienten besitzen. Hier ist der Koeffizient 8.

11.



Oxidationsmittel

Damit die Reaktion exotherm und in der Regel spontan ablaufen kann, muss das Potenzial der Reduktion größer sein als das Potenzial der Oxidation. $\Rightarrow E_2 > +1,36 \text{ V}$

Berechnung mit der NERNST'schen Gleichung

$$1,36V = +1,51V + \frac{0,0592V}{5} \cdot \lg \frac{0,1 \cdot c^8(\text{H}^+)}{0,0001} \Rightarrow -12,6689189V = \lg \frac{0,1 \cdot c^8(\text{H}^+)}{0,0001}$$

$$-12,6689189V = \lg \frac{0,1 \cdot c^8(\text{H}^+)}{0,0001} \Rightarrow 10^{-12,6689189V} = 10^{\lg \frac{0,1 \cdot c^8(\text{H}^+)}{0,0001}} \Rightarrow 2,14329 \cdot 10^{-13} = \frac{0,1 \cdot c^8(\text{H}^+)}{0,0001}$$

$$c^8(\text{H}^+) = 2,14329 \cdot 10^{-16} \Rightarrow c(\text{H}^+) = \sqrt[8]{2,14329 \cdot 10^{-16}} = 0,0109998 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

pH = $-\lg c(\text{H}^+) = 1,96 \approx 2,0$

Der pH-Wert muss unterhalb von ca. 2,0 sinken.

12.

gestrichen

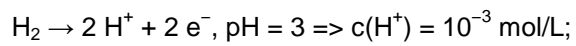
13.

Normalwasserstoffelektrode: $E_1 = 0 \text{ V}$ (gilt auch bei allen Temperaturen, wenn $p(\text{H}_2) = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ und $c(\text{H}^+) = 1,0 \text{ mol/L}$)

Potentialberechnung E_2

a) Wasserstoffelektrode: $E_2 = -0,059V \cdot \text{pH} \Rightarrow E_2 = -0,177V$ (diese Beziehung haben wir bei Nr. 6 hergeleitet).

b) alternative Potenzialberechnung E_2 (mit der NERNST'schen Gleichung):



$$E = E^0 + \frac{0,059}{z} \cdot \lg c^2(\text{H}^+) \Rightarrow E = 0V + \frac{0,059V}{2} \cdot \lg(10^{-3})^2 = -0,177V$$

$$U = \Delta E \approx |E_1 - E_2| \approx 177 \text{ mV} \approx 0,18 \text{ V}$$