



Aufgaben – Elektrochemie- Stufe 1

A1

Beurteilen Sie, welche der folgenden Reaktionen möglich sind. Ergänzen Sie ggf. die Reaktionsgleichungen!

- a) $\text{Cu}_{(s)} + \text{Ag}^+_{(aq)} \rightarrow$
- b) $\text{Cu}_{(s)} + \text{Fe}^{2+}_{(aq)} \rightarrow$
- c) $\text{Cu}_{(s)} + \text{H}^+_{(aq)} \rightarrow$
- d) $\text{Fe}_{(s)} + \text{H}^+_{(aq)} \rightarrow$
- e) $\text{Zn}_{(s)} + \text{Cu}^{2+}_{(aq)} \rightarrow$
- f) $\text{Ca}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow$

A2

Taucht man einen Eisennagel in eine Kupfer(II)-sulfatlösung, überzieht sich dieser nach kurzer Zeit mit einer Kupferschicht. Erklären Sie diese Erscheinung und formulieren Sie dazu eine Reaktionsgleichung.

A3

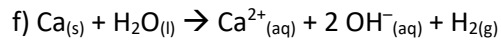
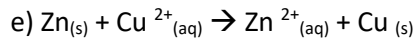
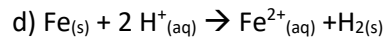
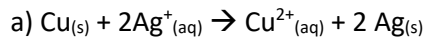
Berechnen Sie die Elektrochemischen Potenziale der folgenden Halbzellen:

- a) $\text{Ag} / \text{Ag}^+ (c = 0,001 \text{ mol/l})$
- b) $\text{Ag} / \text{Ag}^+ (c = 0,1 \text{ mol/l})$
- c) $\text{Cu} / \text{Cu}^{2+} (c = 0,01 \text{ mol/l})$
- d) $\text{Cu} / \text{Cu}^{2+} (c = 0,1 \text{ mol/l})$
- e) $\text{Al} / \text{Al}^{3+} (c = 0,001 \text{ mol/l})$

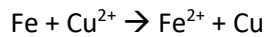
A4

Berechnen Sie aus der elektrochemischen Spannungsreihe die Spannungen folgender galvanischer Elemente im Standardzustand. Stellen Sie die zugehörigen Reaktionsgleichungen auf.

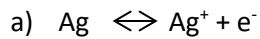
- | | |
|---|--|
| a) $\text{Pb}/\text{Pb}^{2+} // \text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ | c) $\text{Pb}/\text{Pb}^{2+} // \text{Au}^+/\text{Au}$ |
| b) $\text{Cd}/\text{Cd}^{2+} // \text{Br}_2/\text{Br}^-$ | d) $\text{Ag}/\text{Ag}^+ // \text{Au}^+/\text{Au}$ |

**Lösungen:****A1****A2**

Das Elektrodenpotential $E^0(\text{Cu}/\text{Cu}^{2+})$ ist positiver als das Elektrodenpotential $E^0(\text{Fe}/\text{Fe}^{2+})$. Daher werden Kupfer (II)-Ionen reduziert, es scheidet sich Kupfer ab. Eisen wird oxidiert, Eisen(II)-Ionen gehen in Lösung.

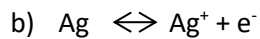
**A3**

Generell Nernst-Gleichung: $E = E^0 + (0,059\text{V}/z) \times \lg(c_{\text{Ox}}/c_{\text{Red}})$



$$E = 0,8\text{V} + (0,059\text{V}/1) \times \lg(0,001\text{mol/l})$$

$$= \underline{0,623\text{V}}$$



$$E = \underline{0,741\text{V}}$$



$$E = 0,35\text{V} + (0,059\text{V}/2) \times \lg(0,01\text{mol/l})$$

$$= \underline{0,291\text{V}}$$



$$E = \underline{0,32\text{V}}$$



$$E = -1,66\text{V} + (0,059\text{V}/3) \times \lg(0,001\text{mol/l})$$

$$= \underline{-1,719\text{V}}$$

**A4**

Generell: $U = E^0_A - E^0_D$

a) $U(\text{Pb}/\text{Pb}^{2+} // \text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,35\text{V} - 0,13\text{V}$
 $= \underline{0,48\text{V}}$

b) $U(\text{Cd}/\text{Cd}^{2+} // \text{Br}_2/\text{Br}^-) = 1,07\text{V} - (-0,4\text{V})$
 $= \underline{1,47\text{V}}$

c) $U(\text{Pb}/\text{Pb}^{2+} // \text{Au}^+/\text{Au}) = 1,68\text{V} - 0,13\text{V}$
 $= \underline{1,81\text{V}}$

d) $U(\text{Ag}/\text{Ag}^+ // \text{Au}^{3+}/\text{Au}) = 1,68\text{V} - 0,8\text{V}$
 $= \underline{0,88\text{V}}$



Aufgaben – Elektrochemie- Stufe 2

A1

Ein galvanisches Element besteht aus dem Redoxpaar Ag/Ag^+ und $\text{H}_2/\text{H}_3\text{O}^+$ (Standardbedingungen).

- Skizzieren und beschriften Sie den Aufbau des galvanischen Elements.
- Bezeichnen Sie in der Skizze Plus-und Minuspol, sowie Kathode und Anode! Begründen Sie für die Begriffe Kathode und Anode ihre Zuordnung.
- Formulieren Sie die Teilgleichungen für den Oxidations-und Reduktionsvorgang sowie die Gesamtgleichung wenn beide Halbzellen durch ein Kabel verbunden sind.
- Berechnen Sie die jeweiligen Elektrodenpotentiale bei $c(\text{Ag}^+) = 0,1\text{mol/l}$ und $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 0,003\text{mol/l}$.
- Berechnen Sie die Zellspannung bei Verbindung der beiden Halbzellen durch ein Kabel.
- Die Konzentration der Silberionen wird auf $0,2\text{mol/l}$ erhöht. Stellen Sie eine begründete Hypothese über die Spannungsänderung des galvanischen Elements auf!

A2

Die Spannung eines galvanischen Elements $\text{Zn}/\text{Zn}^{2+} // \text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ ist $\Delta E = 0,805\text{V}$. Berechnen Sie die Konzentration $c(\text{Cu}^{2+})$, wenn $c(\text{Zn}^{2+}) = 1\text{mol/l}$ ist.

A3

Berechnen Sie die Spannung eines galvanischen Elements mit den Metallen Kupfer und Silber für die folgenden Fälle:

- Die beiden Salzlösungen besitzen die Stoffmengenkonzentrationen $c = 1\text{mol/l}$.
- Die Stoffmengenkonzentrationen betragen $c(\text{Cu}^{2+}) = 0,3\text{mol/l}$ und $c(\text{Ag}^+) = 0,1\text{mol/l}$.

A4

In einer galvanischen Zelle $\text{Zn}/\text{Zn}^{2+} // \text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ beträgt die Konzentration der Kupfer-Ionen $c(\text{Cu}^{2+}) = 0,1\text{mol/L}$. Die Zellspannung beträgt $U = 1,4\text{V}$. Berechnen Sie die Konzentration der Zink-Ionen in der Zn/Zn^{2+} -Halbzelle.

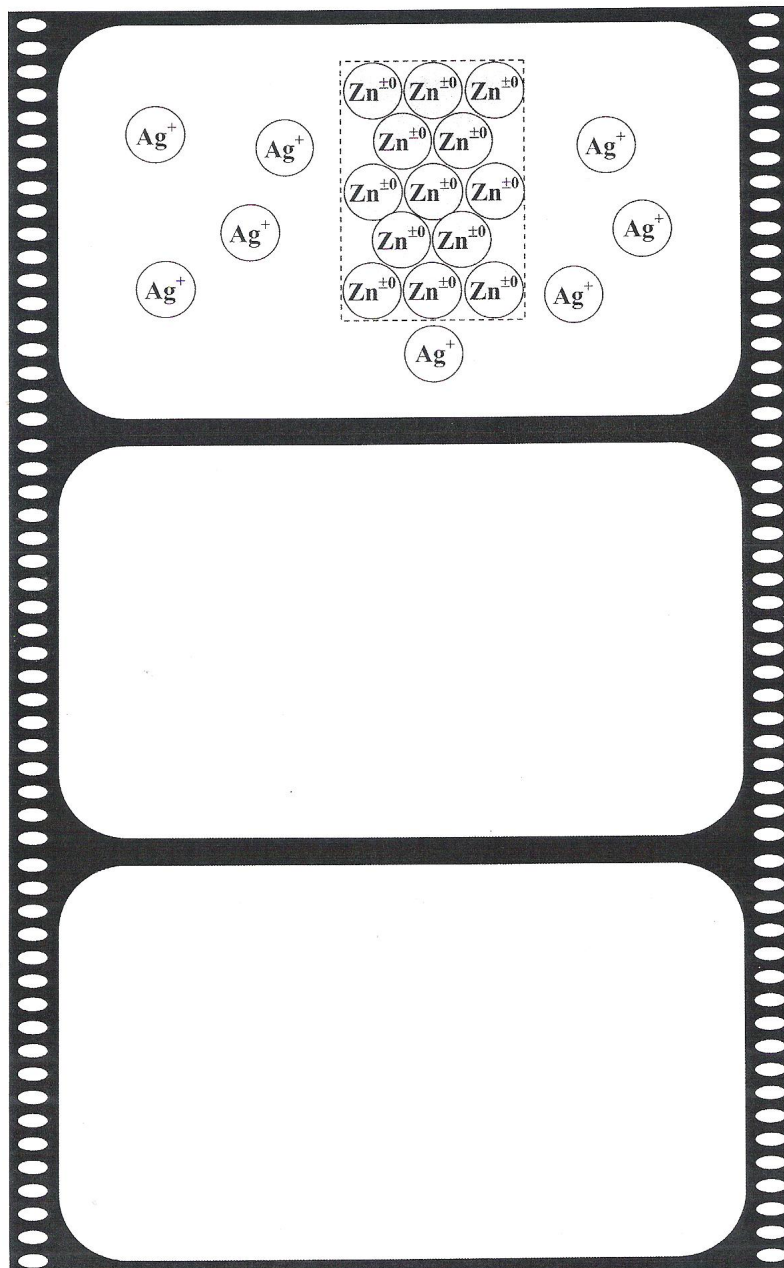
Weiter geht's auf der Rückseite...



**A5**

Heutzutage werden etwa 25% des benötigten Silbers durch Recycling hergestellt. Als Ausgangsstoff für die Rückgewinnung von Silber dienen z.B. Fixier- und Bleichbäder, die einen hohen Anteil verschiedener Silbersalze enthalten. Durch Reduktion der Silberionen lässt sich aus diesen Bädern Silber rückgewinnen.

- Vervollständigen Sie die Filmleiste.
- Stellen Sie die zugehörigen Teilgleichungen sowie die Redoxgleichung auf.

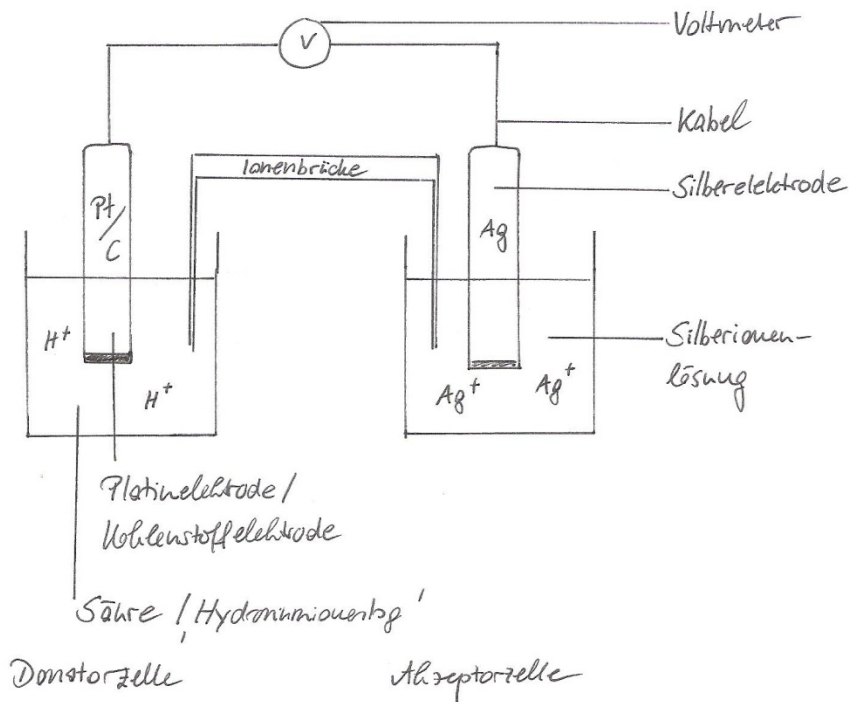




Lösungen:

A1

a)



b) +-Pol: Kathode: (Ag/Ag⁺)-Halbzelle

-- Pol: Anode: (H₂/H⁺)-Halbzelle

c) Ox: H₂ → 2H⁺ + 2e⁻

Red.: Ag⁺ + e⁻ → Ag

Redox: H_{2(g)} + 2Ag^{+(aq)} → 2H^{+(aq)} + 2Ag_(s)

d) geg.: E⁰ = (Ag/Ag⁺) = 0,8V E⁰ = (H₂/2H⁺) = 0V c(Ag⁺) = 0,1mol/l c(H⁺) = 0,003mol/l

$$E = E^0 + (0,059V/z) \times \lg(c_{\text{Ox}}/c_{\text{Red}})$$

$$E(\text{Ag}/\text{Ag}^+) = 0,8V + 0,059V \times \lg(0,1V) = \underline{0,741V}$$

$$E(\text{H}_2/2\text{H}^+) = 0V + (0,059V/2) \times \lg((0,003\text{mol/l})^2) = \underline{-0,15V}$$

e) Zellspannung: U = E_A - E_D U(H₂/2H⁺ // Ag/Ag⁺) = E(Ag/Ag⁺) - E(H₂/2H⁺)

$$= 0,741V - (-0,15V) = \underline{0,891V}$$



- f) Die Spannung erhöht sich, da zusätzlich Silberionen zugegeben werden, welche reduziert werden können. Somit gehen mehr H^+ -Ionen in Lösung.

A2

Geg: $U = 0,0805V$ $c(Zn^{2+}) = 1 \text{ mol/l}$ $E^0(Cu/Cu^{2+}) = 0,35V$ $E^0_D = -0,76V$

Ges: $c(Cu^{2+})$

$$U = E^0_A - E^0_D \quad 0,0805V = E^0_A - (-0,76V)$$

$$E^0_A = 0,045V$$

$$E = E^0 + (0,059V/z) \times \lg(c_{Ox}/c_{Red})$$

$$0,045V = 0,35V + 0,059V/2 \times \lg c_{Ox}$$

$$0,045V = 0,35V + 0,0295V \times \lg c_{Ox}$$

$$\lg c_{Ox} = -10,33V$$

$$c_{Ox} = 3,3 \times 10^{-5} \text{ mol/l}$$

A3

- a) Die Spannung ist in diesem Fall gleich der Differenz der Standardpotenziale und beträgt:

$$U = E^0(Ag/Ag^+) - E^0(Cu/Cu^{2+}) = 0,80V - 0,34V = 0,46 \text{ Volt.}$$

- b) Beide Elektrodenpotenziale müssen mithilfe der NERNST'schen Gleichung berechnet werden. Die Reaktionsgleichungen lauten:



$$U = E(Ag/Ag^+) - E(Cu/Cu^{2+})$$

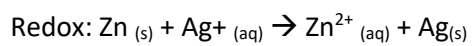
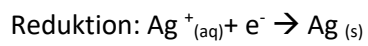
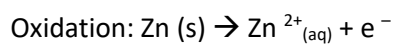
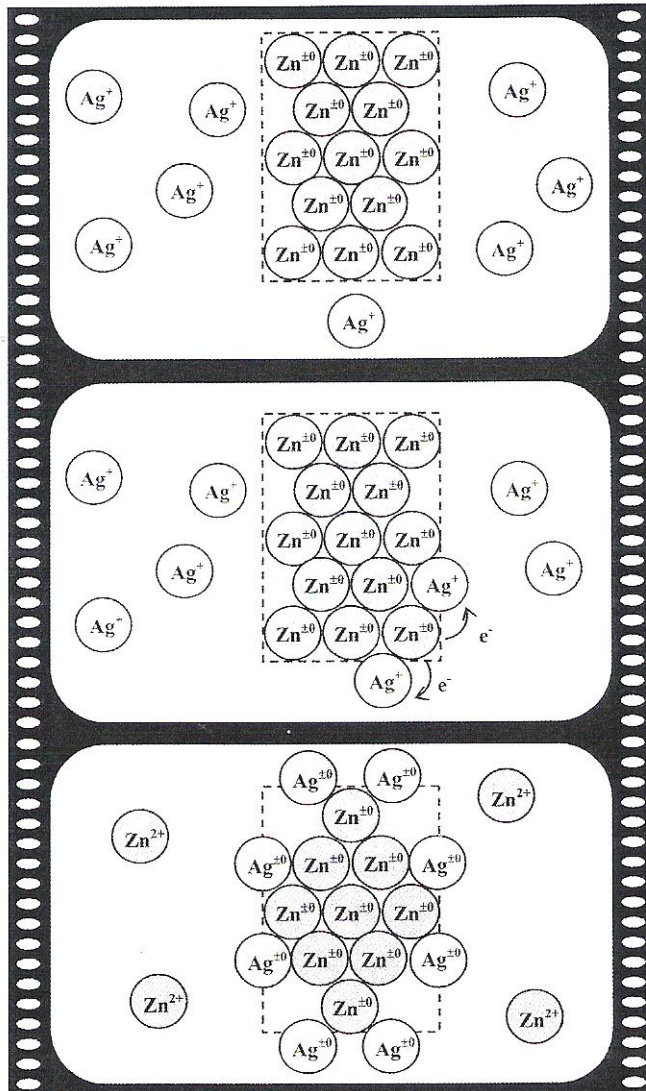
$$= 0,80V + \frac{0,059V}{1} \cdot \lg\{c(Ag^+)\} - 0,34V - \frac{0,059V}{2} \cdot \lg\{c(Cu^{2+})\} = 0,42V.$$

Die Spannung dieses galvanischen Elements beträgt $U = 0,42 \text{ Volt.}$

A4 Rechenweg siehe A2



A5





Aufgaben – Elektrochemie- Stufe 3

A1

Gegeben ist ein galvanisches Element aus einer Kupfer-/Kupferchlorid-Halbzelle mit $c(\text{Cu}^{2+})=1\text{mol/L}$ und einer Silber-/Silbernitrat-Halbzelle mit $c(\text{Ag}^+)=0,1\text{mol/L}$.

- Berechnen Sie die Zellspannung.
- Berechnen Sie, auf welche Konzentration man die Silber-Halbzelle verdünnen müsste, damit die galvanische Zelle keine Spannung mehr liefern würde.
- Was würde passieren, wenn man die Silber-Halbzelle danach noch weiter verdünnen würde?

A2

Ein galvanisches Element besteht aus zwei Pb/Pb^{2+} - Halbzellen mit unterschiedlicher Pb^{2+} -Ionen-Konzentration. Wie ändert sich die Spannung zwischen den beiden Bleielektroden, wenn man zur Elektrolytlösung mit der geringeren Pb^{2+} -Ionen-Konzentration folgende Salze gibt:

- Natriumnitrat
- Blei(II)-nitrat
- Natriumsulfat

Begründen Sie Ihre Entscheidung!

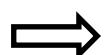
(Tipp: Blei(II)-sulfat ist schwer löslich und bildet somit einen Niederschlag)

A3

Bei der Herstellung von elektrischen Leiterbahnen werden Kunststoffplatten zunächst mit Kupfer beschichtet und danach die vorgesehenen Leiterbahnen mit einem wasserunlöslichen Lack aufgezeichnet. Zuletzt ätzt man das überschüssige Kupfer weg, sodass nur noch die Leiterbahnen übrig bleiben, wobei Kupfer(II)-Ionen in Lösung gehen. Als Ätzmittel kann Eisen (III)-chloridlösung verwendet werden, Salzsäure hingegen nicht.

- Erklären Sie, warum Eisen (III)-chloridlösung als Ätzmittel in Frage kommt. Geben Sie für diesen Vorgang eine Reaktionsgleichung an.
- Begründen Sie, warum Salzsäure dafür nicht verwendet werden kann.

Weiter geht's auf der Rückseite...



**A4**

Im Chemielabor werden häufig Spatel aus Nickel verwendet. Nickel hat ein negatives Standardpotential. Erklären Sie, warum Nickel dennoch relativ korrosionsbeständig ist.

A5

In einer Lösung mit $c(\text{Mn}^{2+}) = c(\text{MnO}_4^-) = 1 \text{ mol/l}$ werden Bromidionen ($c = 1 \text{ mol/l}$) von Permanganationen bei $\text{pH} = 3$ zu Brommolekülen oxidiert, bei $\text{pH} = 7$ dagegen nicht. Erklären Sie!

**Lösungen:****A1**

$$b) \quad 0V = [E^0(\text{Ag}/\text{Ag}^+) + 0,059V/1 \times \lg c(\text{Ag}^+)] - E^0(\text{Cu}/\text{Cu}^{2+})$$

$$-0,35V = 0,8V + 0,059V \times \lg c(\text{Ag}^+)$$

$$-1,15V = 0,059V \times \lg c(\text{Ag}^+)$$

$$-19,49 = \lg c(\text{Ag}^+)$$

$$\underline{c(\text{Ag}^+) = 3,42 \times 10^{-9} \text{ mol/l}}$$

- c) Die galvanische Zelle würde umgekehrt, das heißt die Elektronen würden in diesem Fall von der Silber-Halbzelle zur Kupfer-Halbzelle wandern. Akzeptor und Donator wären vertauscht.

A2

- a) nichts
- b) Erhöhung der Bleiionenkonzentration $\rightarrow$ Verringerung der Spannung $\rightarrow$ geringere Konzentrationsdifferenz
- c) Erhöhung der Spannung, da Konzentration durch Niederschlagsbildung verringert wird

A3

- a) Das Standardpotential $E^0(\text{H}_2/2\text{H}^+)$ ist kleiner als das Standardpotential $E^0(\text{Cu}/\text{Cu}^{2+})$, das Standardpotential $(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+})$ hingegen größer. Bei der Reaktion mit Kupfer werden Eisen (III)-Ionen zu Eisen (II)-Ionen reduziert.
$$2\text{Fe}^{3+} + \text{Cu} \rightarrow 2\text{Fe}^{2+} + \text{Cu}^{2+}$$
- b) Das Standardpotential von $E^0(\text{H}_2/2\text{H}^+)$ reicht nicht aus um Kupfer zu oxidieren. Salzsäure greift daher den Belag nicht an.

A4

Da das Standardpotential von Nickel $-0,23V$ beträgt, reagiert Nickel in saurer Lösung mit Hydroniumionen unter Wasserstoffentwicklung. Bei höherem pH-Wert verschiebt sich das Potential. Dadurch wird Nickel nicht mehr angegriffen. Der Nickelspatel kann also außer in stark sauren Lösungen verwendet werden.