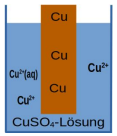
AK-Fragewand: Elektrochemie

Galvanische Halbzelle

20

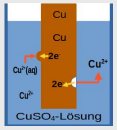
Beschreibe den Aufbau einer elektrochemischen Halbzelle!



Antwort: Die Halbzelle besteht z.B. aus einem Metall, das in die Lösung der entsprechenden Metallionen taucht.

40

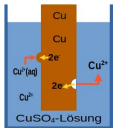
Erläutere die Vorgänge, die zwischen dem Metall Kupfer und einer Kupfersalzlösung ablaufen.



Antwort: Aus dem Metall lösen sich Metallionen ab unter Abgabe von Elektronen (rechts). Gleichzeitig werden auch die Ionen unter Aufnahme von Elektronen zu Kupfer. Es herrscht ein Gleichgewicht von Lösungs- und Abscheidungsdruck.

60

Benenne die möglichen Reaktionen einer Halbzelle, die aus Kupfer in einer Kupfersulfatlösung besteht!



Antwort: 1.: $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$ 2.: $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e^-$ bzw.: $Cu^{2+} + 2e^- \Leftrightarrow Cu$

80

Benenne die möglichen Reaktionen einer Halbzelle aus Silber und Silbernitratlösung!

Antwort: $Ag^+ + 1e^- \Leftrightarrow Ag$

100

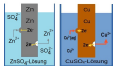
Beschreibe den Aufbau der Normalwasserstoffhalbzelle! Benenne die Reaktionen an der Elektrode!

Antwort: Unter Standardbedingungen taucht eine Platinelektrode eine HCl-Lösung (c =

Galvanisches Element

20

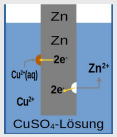
Vorversuch: Nenne die chemischen Reaktionsgleichungen, wenn ein Zinkblech in Zinksulfat-Lösung und ein Kupferblech in Kupfersulfatlösung taucht



Antwort: $Zn^{2+} + 2e^- \Leftrightarrow Zn$ und $Cu^{2+} + 2e^- \Leftrightarrow Cu$

40

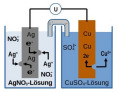
Vorversuch: Welche Beobachtungen macht man, wenn ein Zinkblech in Kupfersulfatlösung eintaucht?



Antwort: Zink löst sich im Kupfersulfat unter Abgabe von Elektronen zu Zinkionen auf. Die Kupferionen setzen sich unter Aufnahme von Elektronen als Kupfer am Zinkblech ab.

60

Erkläre die elektrochemischen Vorgänge eines galvanischen Elementes mit den Halbzellen Ag/Ag^+ und Cu/Cu^{2+} bei jeweils einer Konzentration der Elektrolytlösung c = 1mol/L. Benenne Oxidations- und Reduktionsvorgänge.



Antwort: Reduktion: $2Ag^+ + 1e^- \rightarrow 2Ag$ und Oxidation: $Cu - 2e^- \rightarrow Cu^{2+}$

80

Beschreibe die Vorgänge, die stattfinden, wenn man ein Silberblech in eine Kupfersulfatlösung taucht!

Oxidierte Form Oxidations-mittel	z Elektronen aufn	Reduzierte Form Reduktions-mittel	Standard-potential E°in V
Zn^{2+}	+2e	Zn	-0,76
$2H^+$	+2e	H_2	0,0
Cu^{2+}	+2e	Cu	0,35
Ag^+	+1e	Ag	0,8
Cl_2	+2e	$2Cl^-$	1,36

Antwort: Es findet keine Reaktion statt, da Ag/Ag^+ das höhere Potential hat als Cu/Cu^{2+}.

100

Risiko

Benenne die chemischen Reaktionen für das galvanische Element Ag/Ag^+ ($c(Ag^+)$ = 1mol/L) // H_2/H^+ ($c(H^+)$ = 1mol/L)

Oxidierte Form Oxidations-mittel	z Elektronen aufn	Reduzierte Form Reduktions-mittel	Standard-potential E°in V
Zn^{2+}	+2e	Zn	-0,76
$2H^+$	+2e	H_2	0,0
Cu^{2+}	+2e	Cu	0,35
Ag^+	+1e	Ag	0,8
Cl_2	+2e	$2Cl^-$	1,36

Potential

20

Berechne die Spannung zwischen den Halbelementen Cu/Cu^{2+} und Zn/Zn^{2+}! Beide Ionenlösungen haben die Konzentrationen c=1 mol/L!

Oxidierte Form Oxidations-mittel	z Elektronen aufn	Reduzierte Form Reduktions-mittel	Standard-potential E°in V
Zn^{2+}	+2e	Zn	-0,76
$2H^+$	+2e	H_2	0,0
Cu^{2+}	+2e	Cu	0,35
Ag^+	+1e	Ag	0,8
Cl_2	+2e	$2Cl^-$	1,36

Antwort: $E_{Cu} = E^0_{Cu} -(0{,}059V/2) * \log(c(Cu)/c(Cu^{2+})) = 0{,}35V -(0{,}059V/2) * \log(1/1{,}0) = 0{,}35V$ $E_{Zn} = E^0_{Zn} -(0{,}059V/2) * \log(c(Zn)/c(Zn^{2+})) = -0{,}76V -(0{,}059V/2) * \log(1/1{,}0) = -0{,}76V$ $U = E_{Cu} - E_{Zn} = 0{,}35V - (-0{,}76V) = 1{,}10V$

40

Berechne die Spannung zwischen den Halbelementen Cu/Cu^{2+} in 0,1 mol/L und Zn/Zn^{2+} in 1 mol/L Lösungen!

Oxidierte Form Oxidations-mittel	z Elektronen aufn	Reduzierte Form Reduktions-mittel	Standard-potential E°in V
Zn^{2+}	+2e	Zn	-0,76
$2H^+$	+2e	H_2	0,0
Cu^{2+}	+2e	Cu	0,35
Ag^+	+1e	Ag	0,8
Cl_2	+2e	$2Cl^-$	1,36

Antwort: $E_{Cu} = E^0_{Cu} -(0{,}059V/2) * \log(c(Cu)/c(Cu^{2+})) = 0{,}35V -(0{,}059V/2) *$ log(1/0,1) = 0,291V $E_{Zn} = E^0_{Zn} -(0{,}059V/2) * \log(c(Zn)/c(Zn^{2+})) = -0{,}76V -(0{,}059V/2)2 * \log(1/1{,}0) = -0{,}76V$ $U= E_{Cu} - E_{Zn} = 0{,}291V - (-0{,}76V) = 1{,}051V$

60

JOKER

80

Berechne die Spannung zwischen den Halbelementen Ag/Ag^+ und Cu/Cu^{2+} mit Lösungen der Ionen von je c=1 mol/L!

Oxidierte Form Oxidations-mittel	z Elektronen aufn	Reduzierte Form Reduktions-mittel	Standard-potential E°in V
Zn^{2+}	+2e	Zn	-0,76
$2H^+$	+2e	H_2	0,0
Cu^{2+}	+2e	Cu	0,35
Ag^+	+1e	Ag	0,8
Cl_2	+2e	$2Cl^-$	1,36

Antwort: $E_{Ag} = E^0_{Ag} -(0{,}059V/1) * \log(c(Ag)/c(Ag^+)) = 0{,}80V -(0{,}059V/1) * \log(1/1{,}0) = 0{,}80V$ $E_{Cu} = E^0_{Cu} -(0{,}059V/2) * \log(c(Cu)/c(Cu^{2+})) = -0{,}35V -(0{,}059V/2) * \log(1/1{,}0)=-0{,}35V$ $U= E_{Ag} - E_{Cu} = 0{,}80V - 0{,}35V = 0{,}45V$

100

Risiko

Konzentrationszelle: Um welchen Wert verändert sich die Spannung zwischen 2 Halbelementen Me/Me^+ in ihren Lösungen mit der Oxidationsstufe I und einem Konzentrationsunterschied von 100?

Redoxsysteme-Nichtmetalle

20

Nenne ein Beispiel für ein Nichtmetallhalbelement und benenne die Reaktion!

Antwort: $Cl_2 + 2e^- \Leftrightarrow 2Cl^-$, Chlor umspült eine Elektrode (z.B.: Platin oder Graphit), die in eine Chloridlösung taucht.

40

Risiko

Wo findet der Elektronenaustausch zwischen elektrisch verbundenen Nichtmetall-Halbelementen statt?

Antwort: Die Reaktion findet z.B. an der Oberfläche der Elektroden z.B. Platin oder Graphit statt.

60

Bestimme die Spannung zwischen den Halbelementen $Cl_2/2Cl^-$ und Ag/Ag^+ mit Elektrolytlösungen der Konzentrationen c=1mol/L!

Oxidierte Form Oxidations-mittel	z Elektronen aufn	Reduzierte Form Reduktions-mittel	Standard-potential E°in V
Zn^{2+}	+2e	Zn	-0,76
$2H^+$	+2e	H_2	0,0
Cu^{2+}	+2e	Cu	0,35
Ag^+	+1e	Ag	0,8
Cl_2	+2e	$2Cl^-$	1,36

Antwort: $E_{Cl2/Cl} = E^0_{Cl2/Cl} -(0{,}059V/2) * \log(c(Cl^-)/c(Cl_2)) = 1{,}36V -(0{,}059V/2) * \log(1{,}0/1)=1{,}36V$ $E_{Ag} = E^0_{Ag} -(0{,}059V/1) * \log(c(Ag)/c(Ag^+)) = 0{,}80V -(0{,}059V/1) * \log(1/1{,}0)=0{,}80V$ $U = E_{Cl2/Cl} - E_{Ag} = 1{,}36V – 0{,}80V = 0{,}56V$

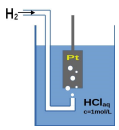
80

JOKER

100

Risiko

Formuliere die Reaktionen in den Halbzellen der Halbelemente $Cl_2/2Cl^-$ bei 1mol/L und Fe^{2+} /Fe^{3+} bei einer Konzentration der Elektrolytlösung von 1mol/L!

 1mol/L)und wird von Wasserstoff umspült. An der Elektrode findet der Elektronenaustausch statt. Das entsprechende Potential der Elektrode wird mit 0,0V definiert. H_2 <=> $2H^+ + 2e^-$	Antwort: $2Ag^+ + 2e^-$ --> 2Ag und H_2 --> $2H^+ + 2e^-$	Nernst - Gleichung: $E = E^0 + \frac{RT}{zF} \ln\left(\frac{c_{ox}}{c_{red}}\right) = E^0 + \frac{0{,}059\,V}{z} \log_{10}\left(\frac{c_{ox}}{c_{red}}\right)$ Antwort: Spannung: U = E^0_1 -(0,059V/1) * log($c_1(Me^+)$) - E^0_1 -(0,059V/1) * log($c_2(Me^+)$) = (0,059V/1) * log(10^2) = 0,059V * 2 = 0,118V	<table><tr><th>Oxidierte Form (Oxidations-mittel)</th><th>z (Elektronen-zahl)</th><th>Reduzierte Form (Reduktions-mittel)</th><th>Standard-potential E^0 in V</th></tr><tr><td>Zn^{2+}</td><td>+2e</td><td>Zn</td><td>-0,76</td></tr><tr><td>Fe^{2+}</td><td>+2e</td><td>Fe</td><td>-0,44</td></tr><tr><td>Fe^{3+}</td><td>+1e</td><td>Fe^{2+}</td><td>0,77</td></tr><tr><td>Ag+</td><td>+1e</td><td>Ag</td><td>0,8</td></tr><tr><td>Cl_2</td><td>+2e</td><td>$2Cl^-$</td><td>1,36</td></tr></table> Antwort: $Cl_2 + 2e^-$ <=> $2Cl^-$ und $2Fe^{2+}$ - 2e <=> $2Fe^{3+}$