

Hallo liebe SuS,

17.03.2020

anbei einige Aufgaben, um die unterrichtsfreie Zeit sinnvoll zu nutzen und euer Wissen zu vertiefen.

Falls ihr Fragen habt oder Hilfe benötigt, schreibt mich über meine Schule-E-Mail an.

s.bathe-burmeister@petrinum-brilon.de

Viel Spaß bei der Bearbeitung.

Bleibt gesund!!!!!!

Simone Bathe-Burmeister

Zeichnen und beschriften Sie folgende galvanische Zellen/ Elemente und stellen Sie die Teilreaktionen der jeweiligen Halbzellen auf.

1. Daniell -Element

Zellendiagramm: $(\text{Zn}/\text{Zn}^{2+} // \text{Cu}^{2+}/\text{Cu})$

Ein Zellendiagramm stellt man so auf, dass man mit der Elektrode (Zn) der Donatorhalbzelle beginnt, die sich in ihrer Elektrolytlösung (mit Zn^{2+} -Ionen) befindet. Der // steht für die Salzbrücke (Diaphragma). Diese taucht in die nächste Phase, die Elektrolytlösung des Akzeptors (mit Cu^{2+} -Ionen). In dieser befindet sich die Elektrode (Cu) der Akzeptorhalbzelle, über die man das Element „verlässt“.

2. Allgemeines galvanisches Element

Zellendiagramm: $\text{Pb}/\text{Pb}^{2+} // \text{Ag}^{+}/\text{Ag}$

3. Element zur Messung der Standardelektrodenpotentiale

bestehend aus Standard-Wasserstoffhalbzelle und einer Standard-Goldhalbzelle

Holen Sie sich Unterstützung bei folgendem Screencast.

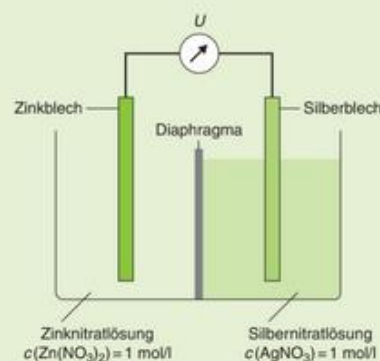
<https://www.youtube.com/watch?v=GUBhm9OMG7U>

4. Tragen Sie zusammen, welche Aussagen in den Standardelektrodenpotentialen stecken. Schauen Sie sich dazu folgenden Screencast an.

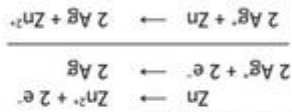
<https://www.youtube.com/watch?v=GUBhm9OMG7U>

5.

1. Erklären Sie das Zustandekommen der Spannung des galvanischen Elements.
2. Berechnen Sie die Spannung (Standardbedingungen).
3. Beschreiben und erläutern Sie, was geschieht, wenn das Spannungsmessgerät durch einen Verbraucher (z. B. einen leichtgängigen Motor) ersetzt wird.
4. Tropft man in die rechte Halbzelle der dargestellten galvanischen Zelle einige Tropfen Kaliumiodidlösung, so bildet sich ein gelber Niederschlag und die Spannung wird kleiner. Deuten Sie diese Versuchsbobachtungen.



4. $\text{Ag}^+ + \text{I}^- \rightarrow \text{AgI}$ (gelber Niederschlag)
 Durch die Fällungsreaktion in der Silberhalbzelle wird das elektrochemische Gleichgewicht gestört, es müssen Silberionen durch Oxidation von Silberatomen nachgebildet werden. Damit entstehen auch mehr Elektronen, die auf der Elektrode zurückbleiben, das Potential der Halbzelle wird negativer, die Differenz zur Zinkhalbzelle kleiner, die Spannung sinkt.



der Silberelektrode werden Silberionen reduziert:
 defizit an der Zinkelektrode werden Zinkatome oxidiert, aufgrund des Elektronenüberschusses an Beide dynamischen Gleichgewichte an den Elektroden werden gestört. Aufgrund des Elektronen- (nen), daher fließen bei einer leitenden Verbindung Elektronen von der Zink- zur Silberelektrode.
 3. Die Zinkelektrode ist negativer (mehr Elektronen) geladen als die Silberelektrode (weniger Elektro-
 2. $\Delta E^\circ = E^\circ(\text{Pluspol}) - E^\circ(\text{Minuspol}) = +0,8\text{V} - (-0,76\text{V}) = +1,56\text{V}$
 die Zinkelektrode den Minuspol, die Silberelektrode den Pluspol der galvanischen Zelle.
 Dieses Gleichgewicht liegt beim Zink weiter auf der Seite der Ionen als beim Silber, daher bildet
 $\text{Zn} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 2e^-$ und $\text{Ag}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{Ag}$
 1. Beim Eintauchen der Metallbleche in die jeweiligen Salzlösungen bildet sich ein elektrochemisches Gleichgewicht aus, dessen Gleichgewichtslage typisch ist für das jeweilige Metall:

Lösung

6. Nur Aufgabe d)-f)

Analysieren Sie die folgenden Versuche unter Standardbedingungen.

Stellen Sie für die Reaktionen, die ablaufen können, die Reaktionsgleichungen auf. Nehmen Sie die Tabelle auf S. 93 zu Hilfe.

- Chlor wird in eine wässrige Lösung von Natriumbromid eingeleitet.
- Brom wird in eine wässrige Lösung von Natriumchlorid getropft.
- Iod wird zu einer wässrigen Natriumfluoridlösung gegeben.
- Ein Eisennagel taucht in eine wässrige Zinkchloridlösung.
- Ein Eisennagel taucht in eine wässrige Kupfer(II)-sulfat-Lösung.
- Eine Eisen(II)-nitrat-Lösung wird zu einer Silbernitratlösung getropft.

Berechnen Sie die Spannungen folgender galvanischer Elemente im Standardzustand:

a) $\text{Pb}/\text{Pb}^{2+}/\text{Ag}^+/\text{Ag}$ b) $\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}/\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}/\text{Pt}$ c) $\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}/\text{Au}^{3+}/\text{Au}$

$U_{\text{Zelle}} = E^\circ(\text{Akzeptor}) - E^\circ(\text{Donator})$

Merke. Nur wenn $U_{\text{Zelle}} > 0$ ist, findet die Redoxreaktion freiwillig statt.

Lösung

1. Unter Standardbedingungen gibt das stärkere Reduktionsmittel Elektronen an das stärkere Oxidationsmittel ab. Oder: Unter Standardbedingungen nimmt das stärkere Oxidationsmittel Elektronen vom stärkeren Reduktionsmittel auf.

Bromidionen sind ein stärkeres Reduktionsmittel als Chloridionen, Chloromoleküle sind ein stärkeres Oxidationsmittel als Brommoleküle. Bromidionen, das stärkere Reduktionsmittel, geben also Elektronen an das stärkere Oxidationsmittel, die Chloromoleküle, ab.

Argumentiert man mit den Standardelektrodenpotentialen, so gilt: Unter Standardbedingungen gibt das Reduktionsmittel des Redoxpaares mit dem kleineren (negativeren) Standardelektrodenpotential Elektronen an das Oxidationsmittel mit dem größeren (positiveren) Standardpotential ab. Das in der Spannungsreihe tiefer stehende Reduktionsmittel reduziert das höher stehende Oxidationsmittel.



b) keine Reaktion

c) keine Reaktion

d) keine Reaktion



$$\text{2. a) } \Delta E^\circ = E^\circ(\text{Ag}/\text{Ag}^+) - E^\circ(\text{Pb}/\text{Pb}^{2+}) = +0,80 \text{ V} - (-0,13 \text{ V}) = 0,93 \text{ V}$$

$$\text{b) } \Delta E^\circ = E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}/\text{Pt}) - E^\circ(\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}) = +0,77 \text{ V} - (-0,76 \text{ V}) = 1,53 \text{ V}$$

$$\text{c) } \Delta E^\circ = E^\circ(\text{Au}/\text{Au}^{3+}) - E^\circ(\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}) = +1,42 \text{ V} - (-0,76 \text{ V}) = 2,18 \text{ V}$$

Quelle:

Ponds Der große Abi Check Chemie