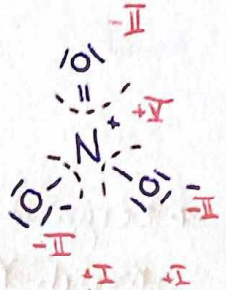
Chemie 23.3.20

by Lorena

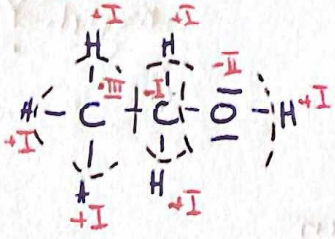
a) Bestimmung der Oxidationszahlen

- NO_3^- (Nitrat)



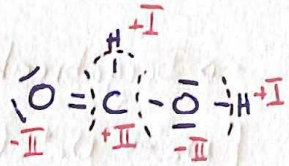
O: -II
N: +V

- C_2H_5OH (Ethanol)



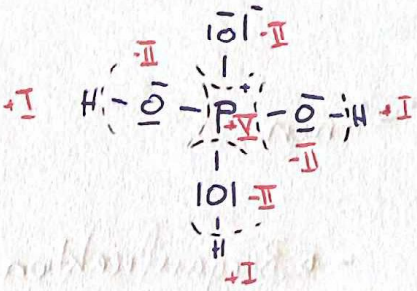
O: -II
H: +I
C: -I / -III

- $HCOOH$ (Ameisensäure)



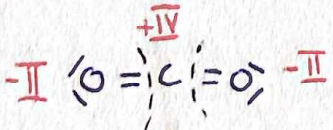
O: -II
H: +I
C: +II

- H_3PO_4 (Phosphorsäure)

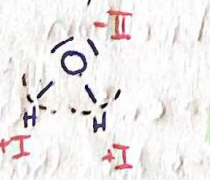


O: -II
H: +I
P: +V

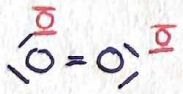
- Fotosynthese $6CO_2 + 12H_2O \rightarrow C_6H_{12}O_6 + 6O_2 + 6H_2O$



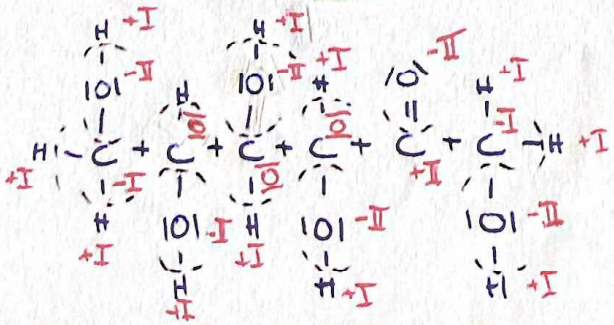
O: -II
C: +IV



O: -II
H: +I



O: 0



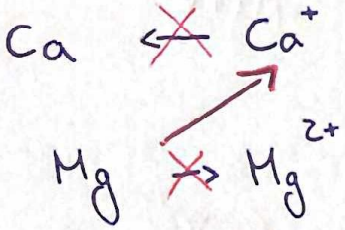
O: -II
H: +I
C: -I / 0 / +II

b) Redox - Gleichgewicht

by Lorena

- Reaktion von Magnesium mit Ca^+-Ionen

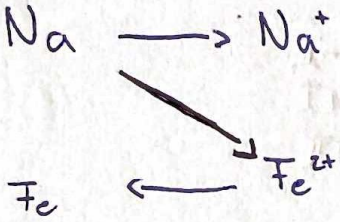
=> Nein



-> Bergauf Reaktion nicht möglich!

- Reaktion von Natrium mit Fe^{2+}-Ionen

=> Ja

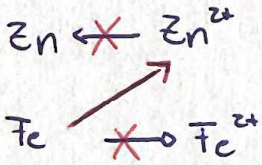


-> Bergabreaktion

[$Na \rightarrow Na^+$ (Ox)
$Fe^{2+} \rightarrow Fe$ (Red)]

- Reaktion von Eisen mit Zn^{2+}-Ionen

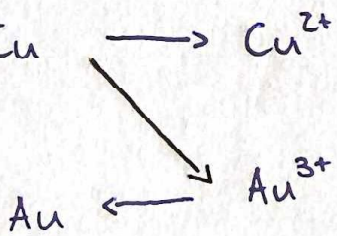
=> Nein



-> Bergaufreaktion

- Reaktion von Kupfer mit Au^{3+}-Ionen

=> Ja



-> Bergabreaktion

[$Cu \rightarrow Cu^{2+}$ (Ox.)
$Au^{3+} \rightarrow Au$ (Red)]

Chemie 23.3.20

by Lorena

c) Anwendungen des Nernt'schen Gleichgewichts

- $Cu \longrightarrow Cu^{2+} + 2e^-$ $\quad c(Cu) = 1\,mol/l$, $c(Cu^{2+}) = 0{,}4\,mol/l$

$$E = E^\circ + \frac{0{,}059}{n} \cdot \log \frac{[Ox]}{[Red]}$$

$n = 2$

$Cu \rightarrow Red$

$Cu^{2+} \rightarrow Ox.$

$E_0 = 0{,}35$

$$E = 0{,}35 + \frac{0{,}059}{2} \cdot \log(0{,}4)$$

$$= 0{,}338\,V$$

- $Au \longrightarrow Au^{3+} + 3e^-$ $\quad c(Au) = 0{,}3\,mol/l$, $c(Au^{3+}) = 1\,mol/l$

$$E = E^\circ + \frac{0{,}059}{n} \cdot \log \frac{[Ox.]}{[red.]}$$

$$E = 1{,}42 + \frac{0{,}059}{3} \cdot \log\left(\frac{1}{0{,}3}\right)$$

$n = 3$

$E_0 = 1{,}42$

$Au \rightarrow Red$

$Au^{3+} \rightarrow Ox$

$$= 1{,}43\,V$$

- $Na \longrightarrow Na^+ + 1e^-$ $\quad c(Na) = 0{,}8$, $c(Na^+) = 0{,}1$

$$E = E_0 + \frac{0{,}059}{n} \cdot \log \frac{[Ox]}{[Red]}$$

$E_0 = -2{,}71$

$n = 1$

$Na \rightarrow Red$

$Na^+ \rightarrow Ox$

$$E = -2{,}71 + 0{,}059 \cdot \log\left(\frac{0{,}1}{0{,}8}\right)$$

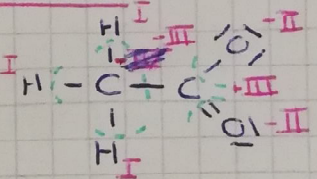
$$= -2{,}76\,V$$

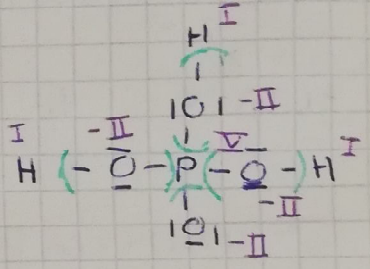
Chemie Auftrag 23 März Redox

by Julia

1. Bestimmung der Oxidationszahlen

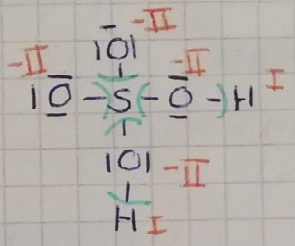
↳ von Acetat CH_3COO^-
H: +I O: -II C: -III / +III





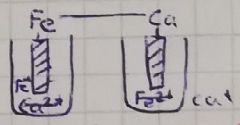
↳ Phosphorsäure H_3PO_4
H: +I O: -II P: +V

↳ Schwefelsäure H_2SO_4
H: +I O: -II S: +VI



2. Redox-Gleichgewicht (Reaktion Ja/Nein?)

↳ Ein Eisen und Calcium Stab in der Lösung des jeweils anderen



$Fe + Ca^{2+} \rightleftharpoons Fe^{2+} + Ca$

$Ca \rightarrow Ca^{2+}$: Oxidation → E_1 -2.87 Anode
$Fe^{2+} \rightarrow Fe$: Reduktion → E_2 -0.44 Kathode

- Im Gleichgewicht $E_1 = E_2$ $\Delta G = 0$, Definiere E_1 und E_2 zur Referenz

$Ca \rightarrow Ca^{2+} + 2e^-$ ox
$2 \cdot H_3O^+ \rightarrow H_2 + 2 \cdot H_2O$ red

$Fe^{2+} + 2e^- \rightarrow Fe$ reduk.
$H_2 + 2 \cdot H_2O \rightarrow 2 \cdot H_3O^+$ ox.

$EMK(Ca) = 0.0 - -2.87 = 2.87$
$EMK(Fe) = -0.44 - 0.0 = -0.44$

$\Delta E^\circ = -0.44 - 2.87 = -3.31V$

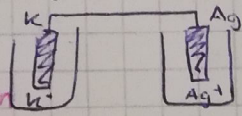
$\ln(K) = \frac{z \cdot F}{R \cdot T} \cdot \Delta E^\circ$ $\frac{2 \cdot 96'485\,\%_{mol} \cdot -3.31V}{83'446 \cdot 293.15K} = -0.026$

$K = e^{-2293} = 3057 \cdot 10^{-975} = 0.997227$

$K < 1$ → Es hat mehr Edukt = Es hat mehr Fe und Ca^{2+} als Fe^+ und Ca

F = Ladung von 1 mol e^-
T = Zimmertemp ≈ 20 ≈ 293.15
z = Anzahl ausget. e^-
R = 83'446

↳ Ein Kalium und Silber stab



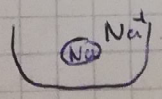
$K + Ag^+ \rightleftharpoons Ag + K^+$

$K \rightarrow K^+ + e^-$ Oxidation
$Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$ Reduktion

$K \rightarrow K^+ + e^-$ ox
$Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$ red
$e^- + H_3O^+ \rightarrow \frac{1}{2}H_2 + H_2O$ red
$\frac{1}{2}H_2 + H_2O \rightarrow H_3O^+ + e^-$ ox

$EMK(K) = 0.0 - -2.93 = 2.93$
$EMK(Ag) = 0.8 - 0 = 0.8$
$\Delta E^\circ = 0.8 - 2.93 = -2.13$
$\ln(K) = \frac{1 \cdot 96'485}{83'446 \cdot 293.15} \cdot -2.13 = -0.0084$
$e^{-0.0084} = 0.991$ $K < 1$
leicht mehr Edukt als Produkt

↳ Ein Stück Natrium in ~~seiner eigenen~~ Lösung



$Na \rightleftharpoons Na^+ + e^-$

$Na \rightarrow Na^+ + e^-$ ox.
red.

$Na \rightarrow Na^+ + e^-$ ox
$e^- + H_3O^+ \rightarrow \frac{1}{2}H_2 + H_2O$ red
$Na^+ + e^- \rightarrow Na$ red
$\frac{1}{2}H_2 + H_2O \rightarrow H_3O^+ + e^-$ ox

$EMK(Na) = 0.0 - -2.71$
$EMK(Na^+) = \pm 2.71 - 0.0 =$
$\Delta E^\circ = \pm 2.71 - 2.71 = 0$ oder -5.42

$\ln(K) = \frac{1 \cdot 96'485}{83'446 \cdot 293.15} \cdot \begin{matrix} 0 \\ -5.42 \end{matrix} = \begin{matrix} 0 \\ -5.416 \end{matrix}$

$e^{0 \text{ oder } -5.42} = 1$ oder 0.005 $K \leq 1$
Es hat entweder mehr Eduht oder ist genau im Gg

3. Nernstsche Gleichung

$E(M/M^{m+}) = E^\circ(M/M^{n+}) + \frac{0.059}{n} \cdot \log \frac{c^a(Ox)}{c^b(red)}$

by Julia

↳ Zwei Magnesiumzellen mit Konzentration 0,2 und 0,02 M

$E^\circ = -2.37$

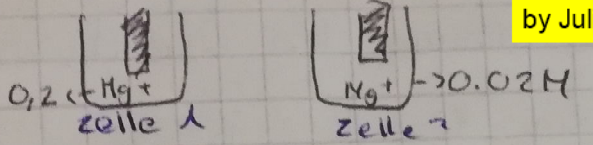
$n = 2$

$c(Mg) = 1$

$Mg \rightleftarrows Mg^{2+} + 2e^-$

→ Oxidation

← reduktion



1. $-2.37 + \frac{0.059}{2} \cdot \log\left(\frac{0,2}{1}\right) = -2,39V \rightarrow E_1$

2. $-2.37 + \frac{0.059}{2} \cdot \log\left(\frac{0.02}{1}\right) = -2.42V \rightarrow E_2$

$\Delta E^\circ = |E(Kath) - E(Ano)| = 0.0295V$

↳ $2Br^- \rightleftarrows Br_2 + 2e^-$ $E^\circ = 1.07$ $n = 2$

→ ox

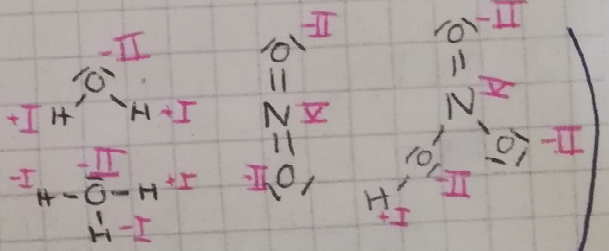
← red.

$c(Br^-) = 3 mol/l$

$C(Br_2) = 1,5 mol/l$

1. $1.07 + \frac{0.059}{2} \cdot \log\left(\frac{1,5}{(3)^2}\right) = 1.047\,V$

↳ $NO_2 + 2 \cdot H_2O \rightarrow HNO_3 + H_3O^+$ $E^\circ = 0.81$



$0.81 + \frac{0.059}{0} \cdot \log\left(\frac{c(\quad)}{c(\quad)}\right) =$

↳ Zwei Aluminiumzellen mit $c_1 = 1,5M$ und $c_2 = 0,25M$

$E^\circ = -1.66 \quad n = 3$

$c(Al) = 1$

$Al \rightarrow Al^{3+} + 3e^-$ Ox

$Al^{3+} + 3e^- \rightarrow Al$ red.

1. $-1.66 + \frac{0.059}{3} \cdot \log\left(\frac{1,5}{1}\right) = -1.6565\,V$

2. $-1.66 + \frac{0.059}{3} \cdot \log\left(\frac{0,25}{1}\right) = -1.6718\,V$

$\Delta E^\circ = |E(Kathode) - E(Anode)| = 0.015V$

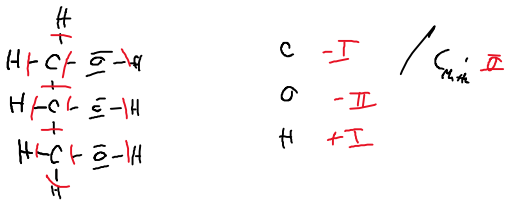
by Tara

Bestimmung der Oxidationszahlen:

1. Bestimme die Oxidationszahlen von Na_2Co_3

2. Bestimme die Oxidationszahlen von F_2O

3. Bestimme die Oxidationszahlen von Glycerin ($C_3H_8O_3$)



Redox-Gleichgewichte (finden Reaktionen statt ja - nein)

1. Reaktion von Eisen (III) mit Blei-Ionen

Ox $Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2e^-$ (Anode) $-0.44\,V$

Red $Pb^{2+} + 2e^- \rightarrow Pb$ (Kath.) $-0.13\,V$

$\Delta E^\circ = -0.13 - (-0.44) = 0.31\,V$

$\Rightarrow$ freiwillig

2. $Sn^{2+} + 2Ag \rightarrow Sn + 2Ag^+$

Red $Sn^{2+} + 2e^- \rightarrow Sn$ (Kath.) $-0.14\,V$

Ox $2\,Ag \rightarrow 2Ag^+ + 2e^-$ (Anode) $2 \cdot +0.80\,V$

$\Delta E^\circ = -0.14 - 1.6\,V = -1.74\,V$

$\Rightarrow$ nicht freiwillig

3. $Al + Au^{3+} \rightarrow Al^{3+} + Au$

Ox $Al \rightarrow Al^{3+} + 3e^-$ (Anode) $-1.66\,V$

Red $Au^{3+} + 3e^- \rightarrow Au$ (Kath.) $+1.42\,V$

$\Delta E^\circ = 1.42 - (-1.66) = 3.08\,V$

$\Rightarrow$ freiwillig

Anwendung des Nernst'schen Gleichgewichtes:

1. $Pt \rightarrow Pt^{2+} + 2e^-$, $c(Pt) = 1\ mol/l$, $c(Pt^{2+}) = 0.5$

$E = E^\circ + \frac{0.059}{n} \log \frac{c(Pt^{2+})}{c(Pt)}$ $\quad E^\circ = +1.20\,V$

$= 1.19\,V$

2. $2\,Br^-\,(aq.) \rightarrow Br_2(g) + 2e^-$ $\quad E^0 = 1.07\,V$ $\quad c(Br^-) = 15\,mol/l$

$E = E^\circ + \frac{0.059}{n} \log \left(\frac{c^2(Br^-)}{c(Br_2)} \right) = 1.14\,V$

3. $Pb + HSO_4^- + H_2O + Cu^{2+} \rightarrow PbSO_4 + H_3O^+ + Cu$ $\quad E^0(Pb+\ldots) = -0.36\,V$ $\quad E^0(Cu) = 0.35\,V$ $\quad c(Cu^{2+}) = 5\,mol/l$

$\Delta E^\circ = 0.35\,V - (-0.36\,V) = 0.71\,V$

$E(Cu/Cu^{2+}) = E^\circ + \frac{0.059}{n} \log \left(\frac{c(Cu)}{c(Cu^{2+})} \right) = 0.33\,V$

$\Delta E = 0.33\,V - (-0.36\,V) = 0.69\,V$

by Simon

Aufgaben Chemie: -Redox Simon

a.) Bestimme die Oxidationszahlen:
1.) H_2O_2 -> H^{+1} , O^{-1}
2.) SO_4 -> S^{+4} , O^{-1}
3.) C_2H_6O -> C^{-2} , H^{+1} , O^{-4}

b.) Finden Reaktionen statt?
1.) $Cu^{+2} + Zn \rightarrow Cu + Zn^{+2}$ *(Ja)*
2.) $2\ H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$ *(Ja)*
3.) $Fe \rightarrow Fe^{+2} + 2\ e^-$ *(Ja)*

c.) Wende das Nernst'sche Gleichgewicht bei folgender Gleichung an:
1.) Folgende Reduktion: $Cu^{+2} + 2e^- \rightarrow Cu$
Welches ist die dazugehörende Oxidation (Zn)? *$Zn \rightarrow Zn^{+2} + 2e^-$*
2.) Welche verläuft freiwillig? *Reduktion*

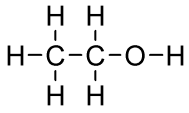
3.) Wie gross ist das Potenzial, wenn ein Kupferstab in 0.001 molare Cu^{+2}-Lösung und ein Zinkstab in 0.1 molare Zn^{+2}-Lösung getaucht wird? (Cu: 0.34V / Zn: -0.76V)

➔ *1.10 V*

by Thea

Chemie Wochenaufgabe 23.03-27.03

a) Oxidationszahl von Alkohol bestimmen.



C: -III, -I H: +I O: -II

Oxidationszahl von Salpetersäure.
O: -II N: +V H: +I

Oxidationszahl von Lactose.
O: -II C: 0, -I, -III

b) Reaktion von Zink mit Na^+- Ionen möglich?
➔ Nein. Keine Bergab-Reaktion.

Reaktion von Wasser mit Au^{3+}- Ionen möglich?

➔ Ja. Bergab-Reaktion.

Welche Reaktion findet leichter statt? Pb mit Cu^{2+}, oder Pb mit Fe^{3+} ?

➔ Pb mit Fe^{3+}, da es eine steilere Reaktion ist.

c) $Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2e^-$ $c(Fe) = 2\ mol/l$; $c(Fe^{2+}) = 0.2\ mol/l$

Reduktion: Fe, Oxidation: Fe^{2+}, z=2
$E = E^o + (0.059/z) \times \log(0.2/2)$
$E = -0.44 + (0.059/2) \times \log(0.2/2)$
$E = -0.4695$

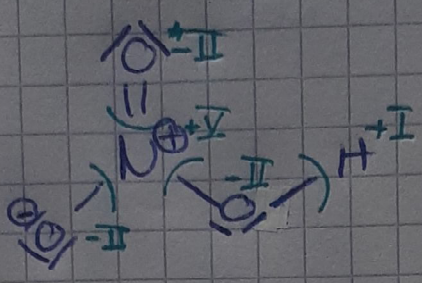
$2\ F^- \rightarrow F_2 + 2e^-$ $c(F^-) = 4\ mol/l$

Reduktion: 2 F, Oxidation: F_2, z = 2
$E = 2.87 + (0.059/2) \times \log(1/4^2)$
$E = 2.83448$

$NO_2 + 2\ H_2O \rightarrow HNO_3 + H_3O^+ + 1e^-$

Oxzahlen: NO_2 = O: -II, N: +IV HNO_3 = H: +I, O: -II, N: +V
H_2O = H: +I, O: -II H_3O^+ = H: +I, O: -II
Reduktion: NO_2, Oxidation: HNO_3, z = 1
$E = 0.81 + (0.059/1) \times \log(1/2)$ (Konzentration nimmt ab, da H_2O hinzukommt)
$E = 0.792239$

by Lara



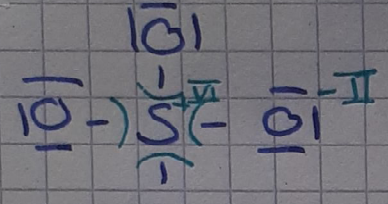
EN(O) = 3.4

EN(H) = 2,2

EN(N) = 3

→ $^{+I}H\ /\ ^{-I}O^{-}\ /\ ^{-II}O\ /\ ^{+V}N^{+}$

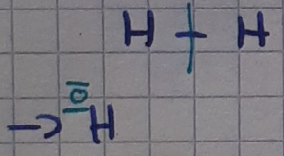
... SO_4^{2-}



EN(S) = 2,6

→ $^{-II}O\ /\ ^{+VI}S$

... H_2.



by Lara

b.) • Verläuft freiwillige Reaktion bei

Oxidation: $Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2e^-$

Reaktion: $2Na^+ + 2e^- \rightarrow 2Na$

ab?

Nein, Bergaufreaktion

• Und bei?

Oxidation: $Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2e^-$

Reduktion: $Fe^{2+} + 2e^- \rightarrow Fe$

Ja, Bergabreaktion.

• Verläuft die Reaktion $NaCl \rightleftharpoons Na + Cl$

freiwillig ab?

Ox: $Cl^- \rightarrow Cl + e^-$

Red: $Na^+ + e^- \rightarrow Na$

Ja, Bergabreaktion.

by Lara

$z = 1$

$E = E^0 + \frac{0.059}{1} \cdot \log(c(Na^+))$

Zelle 1:

$[Na^+] = 0.5\ mol/l$

$E_1 = 0.5 + \frac{0.059}{1} \cdot \log(0.5) = 0.48$

Zelle 2:

$[Na^+] = 0.7\ mol/l$

$E_2 = 0.5 + \frac{0.059}{1} \cdot \log(0.7) = 0.49$

$\rightarrow \Delta E = \underline{\underline{-0.01}}$

- $C^{2+} + 2e^- \rightarrow Ca$, $E^0 = +0.8V$

$z = 2$

Zelle 1

$[C^{2+}] = 0.007\ mol/l$

$E_1 = 0.74$

Zelle 2

$[C^{2+}] = 0.9\ mol/l$

$E_2 = 0.8$

$\rightarrow \Delta E = \underline{\underline{-0.09}}$

- $Pb^{2+} + 2e^- \rightarrow Pb$, $E^0 = 0.2V$

$z = 2$

Zelle 1:

$[Pb^{2+}] = 0.49\ mol/l$

$E_1 = 0.19$

Zelle 2:

$[Pb^{2+}] = 0.001\ mol/l$

$E_2 = 0.11$

Florian 3na

by Florian

Aufgaben

a) Bestimme die Oxidationszahlen:

1. HNO_3
2. $HClO_4$
3. NO_2F

b) Findet die Reaktion statt?

1. $Zn + Fe^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Fe$
2. $2Na + S \rightarrow 2Na^{+} + S^{2-}$
3. $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e^{-}$

c) Wende die Nernst'sche Gleichung auf die folgende Reaktion an.

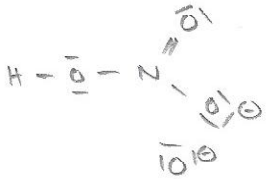
1. Zelle 1:
   $[Fe^{2+}] = 0.1 \frac{mol}{l}$
   $E_1 = ?$
2. Zelle 2:
   $[Fe^{2+}] = 0.01 \frac{mol}{l}$
   $E_2 = ?$
3. Welche Spannung misst man, wenn man die beiden Zellen miteinander verbindet?

Florian 3na

by Florian

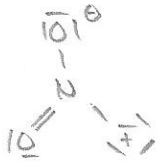
Lösungen

a) 1. H : +I
N : +V
O : -II



2. H : +I
Cl : +VII
O : -II

3. N : +V
O : -II
F : -I



b) 1. findet statt

2. findet statt

3. findet statt

c) 1. $E_1 = -0{,}44 \cdot \frac{0{,}059}{2} \cdot \log(0{,}1)$

$= 0{,}01298\,V$

2. $E_2 = -0{,}44 \cdot \frac{0{,}059}{2} \cdot \log(0{,}01)$

$= 0{,}02596\,V$

3. $|E_1 - E_2| = 0{,}01298\,V$

by Anais

Aufgaben Chemie vom 23.3-27.3.2020

a. Bestimmung der Oxidationszahlen

1. NaCl Na: +I Cl: -I
2. $MgCl_2$ Mg: +II Cl: -I
3. SO_4^{2-} S: +VI O: -II
4. $KMnO_4$ K: +I Mn: +VII O_4: -II

b. Redox-Gleichgewichte (finden Reaktionen statt ja - nein)

1. Reaktion findet statt:

   $Zn + 2HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$

   Oxidation: $Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2e^-$

   Reduktion: $2H^+ + 2e^- \longrightarrow H_2$

2. Reaktion findet nicht statt da bergauf:

   $Fe + S \longrightarrow FeS$

   Oxidation: $Fe \longrightarrow FeS + 2e^-$

   Reduktion: $S + 2e^- \longrightarrow FeS$

3. Reaktion findet statt:

   $2CuO + C \longrightarrow 2Cu + CO_2$

   Oxidation: $C \longrightarrow CO_2 + 4e^-$

   Reduktion: $CuO + 2e^- \longrightarrow Cu$

c) Anwendung des Nernst'schen Gleichgewichtes Berechne E

1. $Fe \longrightarrow Fe^{2+}$ $E^0 = -0.44V$ $c=0.1mol/l$

   $E = -0.44V + \frac{0.059}{2} \log(0.1) = -0.47\,V$

2. $Ca \longrightarrow Ca^{2+}$ $E = -2.87V$ $c=0.01mol/l$

   $E = -2.87 + \frac{0.059}{2} \log(0.01) = -2.93\,V$

3. $Au \longrightarrow Au^{3+}$ $E = +1.42V$ $c=0.02mol/l$

   $E = +1.42V + \frac{0.059}{3} \cdot \log(0.02) = 1.39\,V$

Chemie Aufgaben

by Rebecca

a) Bestimme die Oxidationszahlen

1. $HNO_3 \rightarrow O^{2-}$ also $O^{(-II)}$, $H^{(+I)}$ und $N^{(+V)}$
2. $H_2SO_4 \rightarrow O^{(-II)}$, $S^{(+VI)}$, $H^{(+I)}$
3. $H_2O_2 \rightarrow H^{(+I)}$, $O^{(-I)}$

b) Redoxgleichgewicht

1. welche Reaktion findet statt?

☒ $Zn + 2Ag \longrightarrow 2Ag + Zn^{2+}$

☐ $Zn^{2+} + 2Ag \longrightarrow Zn + 2Ag^{+}$

2. Stelle die Teilgleichungen für Oxidation und Reduktion auf

$$\overset{(+III)\ (-II)}{Fe_2O_3} + 3\overset{(+II)\ (-II)}{CO} \rightarrow 2Fe^{0} + 3\overset{(+IV)\ (-II)}{CO_2}$$

Oxidation: $3CO + 6OH^- \rightarrow 3CO_2 + 6e^- + 3H_2O$

Reduktion: $Fe_2O_3 + 6e^- + 3H_2O \rightarrow 2Fe + 6OH^-$

3. Oxidation und Reduktion bei $2CH_2O + O_2 \rightarrow 2CH_2O_2$

$2CH_2O \longrightarrow 2CH_2O^{2+} + 4e^-$

$O_2 + 4e^- \rightarrow 2O^{2-}$

c) Nernst'sche Gleichung $\left(E = E^{\circ} + \frac{0.059V}{z} \times \log \frac{c(ox)}{c(red)} \right.$

1. Daniel-Element mit $c(Zn^{2+}) = 1$ mol/l und $c(Cu^{2+}) = 1 \cdot 10^{-3}$ m

Oxidation: $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$ | $+0.35V$ (aus Tabelle) Anode

Reduktion: $Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2e^-$ | $-0,76V$ Kathode

$EMK = E_{(Kathode)} - E_{(Anode)} = 0.35 - (-0,76) = 1.11V$

2. Spannung einer Knallgasreaktion

$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$

Oxidation: $2H_2 \rightarrow 4H^+ + 2e^-$

Reduktion: $O_2 + 4e^- + 4H^+ \rightarrow 2H_2O$ Kat.

2. Elektrodenpotentiale für Cu/Cu^{2+} und Ag/Ag^{+} Halbzellen

a) $E = E^0 + \frac{0.059V}{z} \cdot \log \frac{c(ox)}{c(red)}$

$= 0.35 + \frac{0.059V}{2} \cdot \log \frac{1}{1} = 0.35V$ Ox → An

b $E = 0.8 + \frac{0.059V}{1} \cdot \log \frac{1}{1} = 0.8V$ Red → Cat

$EMK = E(Kat) - E(An) \rightarrow 0.8V - 0.35V = 0.45V$

3. EMK der galvanischen Zelle mit (Fe/Fe^{2+}, 0.01mol/l) und (Cl^-/Cl_2, 02mol/l)

Oxidation $Fe \longrightarrow Fe^{2+} + 2e^-$ | -0.44 An

Reduktion $Cl_2 + 2e^- \longrightarrow 2\,Cl^-$ | 1,36 Kat

$E_{Anode} = -0.44 + \frac{0.059V}{2} \cdot \log \frac{0.01}{0.2} = -0.478$

$E_{Kathode} = 1.36 + \frac{0.059V}{2} \cdot \log \frac{0.01}{0.2} = 1.322$

$EMK = E_{Kat} - E_{An} = 1.322 - (-0.478) = 1.8V$