

Thema: Redox, Aufgaben und Antworten

Lernziele resp. Fragengebiete:

- Ab [Redox-01](#) : Oxidationszahlen
- Ab [Redox-10](#) : Definitionen
- Ab [Redox-20](#) : Redox-tabelle, Elektrodenpotentiale
- Ab [Redox-30](#) : Nernstgleichung anwenden
- Ab [Redox-40](#) : Batterien - Autobatterie
- Ab [Redox-50](#) : Elektrolyse

Aufgabe: Redox-01

Bestimme die Oxidationszahlen aller beteiligten Atome

- H₂
- F₂
- Na⁺
- S²⁻
- H₂O
- Fe₃O₄
- CH₄
- CH₃F
- CHF₃
- CH₄O
- N₂O₄
- NO
- HNO₃
- H₃O⁺
- NH₄⁺

Hinweis: Bei neutralen Molekülen gilt, dass die Summe der Oxidationszahlen gleich 0 sein muss, ansonsten ist die Summe gleich der Ladung

Lösung:

Start-Tabelle-2

a) H ₂	H: 0		
b) F ₂	F: 0		
c) Na ⁺	Na ⁺ : +I		
d) S ²⁻	S ²⁻ : -II		
e) H ₂ O	H: +I	O: -II	
f) Fe ₃ O ₄	Fe: +III	O: -II	
g) CH ₄	C: -IV	H: +I	
h) CH ₃ F	F: -I	H: +I	C: -II
i) CHF ₃	F: -I	H: +I	C: +II
j) CH ₄ O	O: -II	H: +I	C: -II
k) N ₂ O ₄	N: +IV	O: -II	
l) NO	N: +II	O: -II	
m) HNO ₃	H: +I	N: +V	O: -II
n) H ₃ O ⁺	H: +I	O: -II	
o) NH ₄ ⁺	N: -III	H: +I	

Aufgabe: Redox-10

Definiere folgende Begriffe im Zusammenhang Elektronenabgabe - Elektronenaufnahme.

- a) Reduktion
- b) Oxidation
- c) Reduktionsmittel
- d) Oxidationsmittel

Lösung:

- a) Reduktion: Der Stoff selbst nimmt Elektronen auf
- b) Oxidation: Der Stoff selbst gibt Elektronen ab
- c) Reduktionsmittel: Der Stoff selbst drückt einem anderen (!!) Stoff Elektronen auf, **wirkt** also reduzierend auf den anderen Stoff. Der Stoff selbst verliert also Elektronen, gibt also Elektronen ab, **wird** somit oxidiert.
Kurz: **Wirkt** reduzierend und **wird** oxidiert.
- d) Oxidationsmittel: Der Stoff selbst nimmt von einem anderen (!!) Stoff Elektronen auf, **wirkt** also oxidierend auf den anderen Stoff. Der Stoff selbst nimmt also Elektronen auf, **wird** also reduziert.
Kurz: **Wirkt** oxidierend und **wird** reduziert.

Aufgabe: Redox-11

Definiere folgende Begriffe im Zusammenhang mit den Oxidationszahlen

- a) Reduktion
- b) Oxidation

Lösung:

- a) Reduktion: Elektronen werden aufgenommen, die Oxidationszahl wird kleiner, 'reduziert' sich
- b) Oxidation: Elektronen werden abgegeben, die Oxidationszahl steigt

Aufgabe: Redox-12

Methan, CH₄, wird verbrannt.

- a) Formuliere die Reaktionsgleichung
- b) Bestimme alle Oxidationszahlen
- c) Wende die Begriffe Reduktion und Oxidation an
- d) Ist O₂ ein Oxidationsmittel oder Reduktionsmittel. Begründe die Wahl.

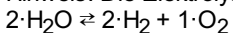
Lösung:

- a) $\text{CH}_4 + 2 \cdot \text{O}_2 \rightarrow 2 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
- b) Aufgelistet wird jeweils der Übergang vom Edukte zum Produkt
H: +I → +I
C: -IV → +IV
O: 0 → O in H₂O: -II O in CO₂: -II
- c) Wasserstoff: Die Oxzahlen des H verändern sich nicht
Kohlenstoff: Veränderung von -IV auf +IV: Oxidation
Sauerstoff: Veränderung von 0 auf -II: Reduktion
- d) Die Oxzahlen des Sauerstoff gehen von 0 (in O₂) auf jeweils -II. Das O₂ wird also reduziert, ist hier also das Oxidationsmittel.

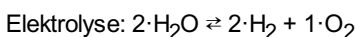
Aufgabe: Redox-13

Ist die Elektrolyse von Wasser eine Säure-Base Reaktion oder eine Redox-Reaktion? Begründe!

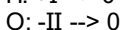
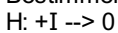
Hinweis: Die Elektrolyse ist die Zerlegung des Wassers in seine Bestandteile mit Hilfe von Strom:



Lösung:



Bestimmen aller Oxidationszahlen, vom Edukte zum Produkt:



Die Oxidationszahlen ändern sich, das heisst also, dass es sich hier um eine Redoxreaktion handelt.

Aufgabe: Redox-14

Beantworte folgende Fragen. Gib jeweils als Beweisführung auch Beispiele an.

- Sind Metalle immer Reduktionsmittel?

- Sind Metallionen immer Oxidationsmittel?

Lösung:

- Sind Metalle immer Reduktionsmittel? Ja
Beachte, dass die Rede von Metallen ist
also z.B... $Me \rightarrow Me^+$
Redmittel: Wirken reduzierend und werden oxidiert
 $Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2e^-$
 $Al \rightarrow Al^{3+} + 3e^-$
- Sind Metallionen immer Oxidationsmittel? Nein
Beachte, dass die Rede von Metallionen ist
Oxmittel: wirken oxidierend und werden reduziert
 $Mg^{2+} + 2e^- \rightarrow Mg$
 $Al^{3+} + 3e^- \rightarrow Al$
 $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$
ABER ... Cu^+ kann (je nach Situation) zu Cu^{2+} oxidiert oder zu Cu reduziert werden.

Aufgabe: Redox-15

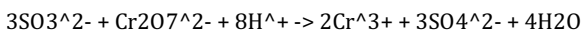
Gegeben sei nachfolgende Gleichung. Gleiche sie aus, bestimme alle Oxidationszahlen, wo findet die Oxidation statt, wo die Reduktion?
 $Ag + HNO_3 \rightleftharpoons AgNO_3 + NO_2 + H_2O$

Lösung:

$Ag + 2HNO_3 \rightarrow AgNO_3 + NO_2 + H_2O$
$Ag(0) + 2H(+i)N(+v)O_3(-ii) \rightarrow Ag(+i)N(+v)O(-ii)_3 + N(+iv)O(-ii)_2 + H(+i)2O(-ii)$
{Ag: } {0} -> {+1} {Oxidation}
{N: } {+V} -> {+IV} {Reduktion}
{H: } {+I} -> {+I} {keine Änderung}
{O: } {-II} -> {-II} {keine Änderung}

Aufgabe: Redox-16

Gegeben sei nachfolgende, schon ausgeglichene Reaktionsgleichung. Bestimme alle Oxidationszahlen. Wo findet die Oxidation statt, wo die Reduktion?

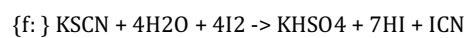
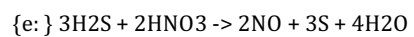
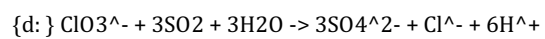
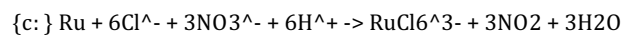
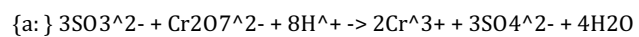


Lösung:

$\{ \} 3S(+iv)O_3(-ii)^{2-} + Cr(+vi)2O_7(-ii)^{2-} + 8H(+i)^+ \rightarrow 2Cr(+iii)^3+ + 3S(+vi)O_4(-ii)^{2-} + 4H(+i)2O(-ii)$
{S: } {+IV} -> {+VI} {Oxidation}
{Cr: } {+VI} -> {+III} {Reduktion}
{H: } {+I} -> {+I} {keine Änderung}

Aufgabe: Redox-17

Gegeben seien nachfolgende, schon ausgeglichene Reaktionsgleichungen. Bestimme alle Oxidationszahlen. Wo findet die Oxidation statt, wo die Reduktion? Falls sich die Oxidationszahl nicht ändert, so gib dies ebenfalls an.



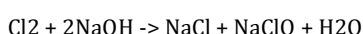
Lösung:

{a: } $3\text{S}^{(+iv)}\text{O}^{(-ii)}3^{+2-} + \text{Cr}^{(+vi)}2\text{O}^{(-ii)}7^{+2-} + 8\text{H}^{(+i)}^{+} \rightarrow 2\text{Cr}^{(+iii)}3^{+} + 3\text{S}^{(+vi)}\text{O}^{(-ii)}4^{+2-} + 4\text{H}^{(+i)}2\text{O}^{(-ii)}$
\$itemColor1(white){leeeer} {S: } {IV} -> {VI} {: Oxidation}
\$itemColor1(white){leeeer} {Cr: } {VI} -> {III} {: Reduktion}
\$itemColor1(white){leeeer} {H: } {+I} -> {+I} {: keine Änderung}
\$itemColor1(white){leeeer} {O: } {-II} -> {-II} {: keine Änderung}
{b:} $\text{N}^{(-ii)}2\text{H}^{(+i)}4 + 4\text{Fe}^{(+iii)}(\text{C}^{(+ii)}\text{N}^{(-iii)})6^{+3-} + 4\text{O}^{(-ii)}\text{H}^{(+i)}^{+} \rightarrow \text{N}(\text{O})2 + 4\text{Fe}^{(+ii)}(\text{C}^{(+ii)}\text{N}^{(-iii)})6^{+4-} + 4\text{H}^{(+i)}2\text{O}^{(-ii)}$
\$itemColor1(white){leeeer} {N: } {-II} -> {0} {: Oxidation}
\$itemColor1(white){leeeer} {Fe: } {+III} -> {+II} {: Reduktion}
\$itemColor1(white){leeeer} {H: } {+I} -> {+I} {: keine Änderung}
\$itemColor1(white){leeeer} {C: } {+II} -> {+II} {: keine Änderung}
\$itemColor1(white){leeeer} {O: } {-II} -> {-II} {: keine Änderung}
{c:} $\text{Ru}(\text{O}) + 6\text{Cl}^{(-i)}^{+} + 3\text{N}^{(+v)}\text{O}^{(-ii)}3^{+} + 6\text{H}^{(+i)}^{+} \rightarrow \text{Ru}^{(+iii)}\text{Cl}^{(-i)}6^{+3-} + 3\text{N}^{(+iv)}\text{O}^{(-ii)}2 + 3\text{H}^{(+i)}2\text{O}^{(-ii)}$
\$itemColor1(white){leeeer} {Ru: } {0} -> {+III} {: Oxidation}
\$itemColor1(white){leeeer} {N: } {+V} -> {+IV} {: Reduktion}
\$itemColor1(white){leeeer} {Cl: } {-I} -> {-I} {: keine Änderung}
\$itemColor1(white){leeeer} {H: } {+I} -> {+I} {: keine Änderung}
\$itemColor1(white){leeeer} {O: } {-II} -> {-II} {: keine Änderung}
{d:} $\text{Cl}^{(+v)}\text{O}3^{(-ii)}^{+} + 3\text{S}^{(+iv)}\text{O}2^{(-ii)} + 3\text{H}2^{(+i)}\text{O}^{(-ii)} \rightarrow 3\text{S}^{(+vi)}\text{O}4^{(-ii)}2^{+} + \text{Cl}^{(-i)}^{+} + 6\text{H}^{(+i)}^{+}$
\$itemColor1(white){leeeer} {Cl: } {+V} -> {-I} {: Reduktion}
\$itemColor1(white){leeeer} {S: } {+IV} -> {+VI} {: Oxidation}
\$itemColor1(white){leeeer} {H: } {+I} -> {+I} {: keine Änderung}
\$itemColor1(white){leeeer} {O: } {-II} -> {-II} {: keine Änderung}
{e:} $3\text{H}^{(+i)}2\text{S}^{(-ii)} + 2\text{H}^{(+i)}\text{N}^{(+v)}\text{O}^{(-ii)}3 \rightarrow 2\text{N}^{(+ii)}\text{O}^{(-ii)} + 3\text{S}(\text{O}) + 4\text{H}^{(+i)}2\text{O}^{(-ii)}$
\$itemColor1(white){leeeer} {S: } {-II} -> {0} {: Oxidation}
\$itemColor1(white){leeeer} {N: } {+V} -> {+III} {: Reduktion}
\$itemColor1(white){leeeer} {H: } {+I} -> {+I} {: keine Änderung}
\$itemColor1(white){leeeer} {O: } {-II} -> {-II} {: keine Änderung}
{f:} $\text{K}^{(+i)}\text{S}^{(-ii)}\text{C}^{(iv)}\text{N}^{(-iii)} + 4\text{H}^{(+i)}2\text{O}^{(-iii)} + 4\text{I}(\text{O})2 \rightarrow \text{K}^{(+i)}\text{H}^{(+i)}\text{S}^{(+vi)}\text{O}^{(-ii)}4 + 7\text{H}^{(+i)}\text{I}^{(-i)} + \text{I}^{(+i)}\text{C}^{(+ii)}\text{N}^{(-iii)}$
\$itemColor1(white){leeeer} {S: } {-II} -> {+VI} {: Oxidation}
\$itemColor1(white){leeeer} {C: } {+IV} -> {+II} {: Reduktion}
\$itemColor1(white){leeeer} {I: } {0} -> {-I} {: Reduktion}
\$itemColor1(white){leeeer} {K: } {+I} -> {+I} {: keine Änderung}
\$itemColor1(white){leeeer} {H: } {+I} -> {+I} {: keine Änderung}
\$itemColor1(white){leeeer} {O: } {-II} -> {-II} {: keine Änderung}

Aufgabe: Redox-18

Gegeben sei nachfolgende, schon ausgeglichene Reaktionsgleichung. Bestimme alle Oxidationszahlen. Wo findet die Oxidation statt, wo die Reduktion?

Was ist hier besonders ?



Lösung:

$\text{Cl}(0)_2 + 2\text{Na}(+1)\text{O}(-2)\text{H}(1) \rightarrow \text{Na}(+1)\text{Cl}(-1) + \text{Na}(+1)\text{Cl}(1)\text{O}(-2) + \text{H}(+1)2\text{O}(-2)$
{Cl: } {0} -> {-1} {: Reduktion}
{Cl: } {0} -> {+1} {: Oxidation}
{H: } {+1} -> {+1} {: keine Änderung}
{Na: } {+1} -> {+1} {: keine Änderung}
{O: } {-2} -> {-2} {: keine Änderung}

Es wird also beobachtet, dass das Chlor gleichzeitig oxidiert und reduziert wird! In solch einem Fall wird von einer **Disproportionierung** gesprochen. Und für Spezialisten: Die umgekehrt verlaufende Reaktion nennt man Komproportionierung oder Synproportionierung.

Aufgabe: Redox-19

Gegeben sei nachfolgende, schon ausgeglichene Reaktionsgleichung. Bestimme alle Oxidationszahlen. Wo findet die Oxidation statt, wo die Reduktion?
Was ist hier besonders ?

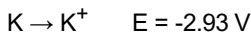
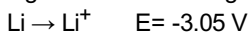
Lösung:

todo

Aufgabe: Redox-20

Beantworte folgende Fragen mit ja oder nein. Ja heisst, dass die komplette Frage (also auch eventuell vorkommende Nebensätze) korrekt ist.

Im folgenden wird von folgender Tabelle ausgegangen:



...



- a) Reduktionsmittel stehen in der Redox-tabelle links.
- b) Oxidationsmittel stehen in der Redox-tabelle rechts.
- c) Je weiter oben in der Redox-tabelle ein Oxidationsmittel (rechts) steht, desto stärker ist es.
- d) Bei einer Oxidation werden Elektronen vom Oxidationsmittel abgegeben.
- e) Alle Metalle können rosten.
- f) Eine Substanz wird oxidiert, wenn sie ...
 - Protonen abgibt.
 - Protonen aufnimmt.
 - Elektronen abgibt.
 - Elektronen aufnimmt.
- g) An der Anode findet immer die Oxidation statt.
- h) Ein starkes Oxidationsmittel hat eine geringe Tendenz, Elektronen aufzunehmen.
- i) Ein starkes Oxidationsmittel hat eine grosse Tendenz, selber reduziert zu werden.

Lösung:

- a) Korrekt
- b) Korrekt
- c) Falsch, je weiter unten rechts, desto stärker ist das Oxidationsmittel
- d) Falsch, korrekt wäre: Reduktionsmittel gibt Elektronen ab
- e) Falsch. korrekt wäre: Rosten ist eine spezielle Form der Korrosion von Eisen oder
 - Alle Metalle können oxidiert werden, aber nicht alle rosten.
- f) Korrekt wäre: Eine Substanz wird oxidiert, wenn sie Elektronen abgibt
- g) Korrekt. Per Definition ist die Anode der Ort der Oxidation (Elektronenabgabe). Das gilt immer, unabhängig davon, ob es sich um galvanische Zelle oder eine Elektrolyse handelt.
- h) Falsch. Korrekt wäre: ... hat eine grosse Tendenz, Elektronen aufzunehmen
- i) Korrekt.

Aufgabe: Redox-21

Zinn (Sn) wird in eine saure Lösung gegeben. Notiere die Reaktionsgleichung, Oxidation sowie Reduktion. Ist die Säure hier ein Oxidationsmittel ?

Lösung:

- $\text{Sn} + 2\text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{Sn}^{2+} + \text{H}_2 + 2\cdot\text{H}_2\text{O}$
- $\text{Sn} \rightarrow \text{Sn}^{2+}$, Oxzahlen $0 \rightarrow +\text{II}$, Oxidation
- Anstelle H_3O^+ : $\text{H}_2\text{O} + \text{H}^+$
 $2\cdot\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2$, Oxzahlen $+\text{I} \rightarrow 0$, Reduktion
- Ja, die Oxidationszahlen der Säure nehmen von $+\text{I}$ auf 0 ab:
 Ein Oxidationsmittel wirkt oxidierend un

Aufgabe: Redox-22

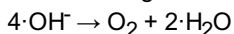
Ein Stück Silber (Ag) wird in eine 1 mol/Liter NaOH gegeben. Notiere die Reaktionsgleichung, Oxidation sowie Reduktion.

Lösung:

In 1 mol/L NaOH passiert mit metallischem Silber (Ag) unter normalen Bedingungen keine Redoxreaktion. Silber ist zu edel: OH^- (und Wasser) sind kein Oxidationsmittel, das Ag zu Ag^+ oxidieren könnte.

Aufgabe: Redox-23

Die Gleichung für den Anodenraum ($\text{pH}=14$) lautet bei der Elektrolyse:



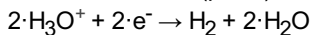
Beschreibe die gleiche Situation (inklusive der Elektronen) für insgesamt für $6\cdot\text{H}_2\text{O}$!

Lösung:

- $4\cdot\text{OH}^- \rightarrow \text{O}_2 + 2\cdot\text{H}_2\text{O}$ resp. genauer:
- $4\cdot\text{OH}^- \rightarrow \text{O}_2 + 2\cdot\text{H}_2\text{O} + 4\cdot\text{e}^-$ // plus 4H^+
- $4\cdot\text{OH}^- + 4\text{H}^+ \rightarrow \text{O}_2 + 2\cdot\text{H}_2\text{O} + 2\text{H}^+ 2\text{H}^+ + 4\cdot\text{e}^-$
- $4\cdot\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 2\cdot\text{H}_3\text{O}^+ + 2\text{H}^+ + 4\cdot\text{e}^-$ // plus $2\cdot\text{H}_2\text{O}$
- $6\cdot\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 2\cdot\text{H}_3\text{O}^+ + (2\text{H}^+ + 2\cdot\text{H}_2\text{O}) + 4\cdot\text{e}^-$
- $6\cdot\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 2\cdot\text{H}_3\text{O}^+ + (2\cdot\text{H}_3\text{O}^+) + 4\cdot\text{e}^-$
- $6\cdot\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 4\cdot\text{H}_3\text{O}^+ + 4\cdot\text{e}^-$

Aufgabe: Redox-24

Im Kathodenraum ($\text{pH}=0$) lautet die Reaktionsgleichung



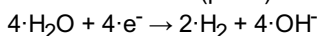
Forme derart um, dass auf der rechten Seite $4\cdot\text{OH}^-$ erscheinen.

Lösung:

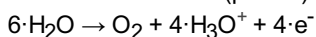
- $2\cdot\text{H}_3\text{O}^+ + 2\cdot\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\cdot\text{H}_2\text{O}$ // - $2\cdot\text{H}^+$
- $2\cdot\text{H}_2\text{O} + 2\cdot\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\cdot\text{OH}^-$ // $\cdot 2$
- $4\cdot\text{H}_2\text{O} + 4\cdot\text{e}^- \rightarrow 2\cdot\text{H}_2 + 4\cdot\text{OH}^-$

Aufgabe: Redox-25

Im Kathodenraum ($\text{pH}=0$) lautet die Reaktionsgleichung



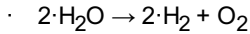
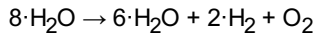
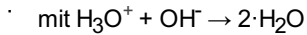
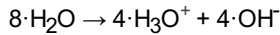
und im Anodenraum ($\text{pH}=14$)



Vereinfache soweit wie möglich !

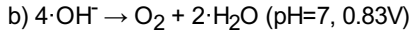
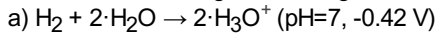
Lösung:

- a) $4\cdot\text{H}_2\text{O} + 4\cdot\text{e}^- \rightarrow 2\cdot\text{H}_2 + 4\cdot\text{OH}^-$
- b) $6\cdot\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 4\cdot\text{H}_3\text{O}^+ + 4\cdot\text{e}^-$
- a) + b)
 $4\cdot\text{H}_2\text{O} + 6\cdot\text{H}_2\text{O} + 4\cdot\text{e}^- \rightarrow \text{O}_2 + 4\cdot\text{H}_3\text{O}^+ + 4\cdot\text{e}^- + 2\cdot\text{H}_2 + 4\cdot\text{OH}^-$
 $10\cdot\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 2\cdot\text{H}_2 + 4\cdot\text{H}_3\text{O}^+ + 4\cdot\text{OH}^-$
- mit $2\cdot\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 2\cdot\text{H}_2$ // beide Seiten abziehen



Aufgabe: Redox-26

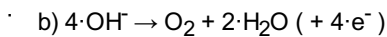
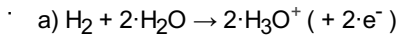
Alternative Herleitung der vorhergehenden Gleichung. Start:



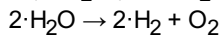
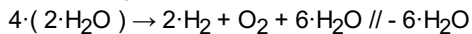
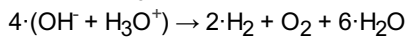
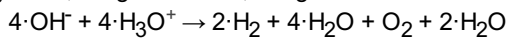
Die Reaktion wäre ja Bergauf resp. unten links nach oben rechts. Formuliere die gesamte Reaktion mit dem Hinweis, dass die Reaktion $\cdot 2$ gemacht werden müsste.

Nebenfrage ... wieso $\cdot 2$

Lösung:



- b) + 2 · a, Bergaufreaktion, Ausgleich der Elektronen

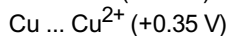
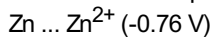


Aufgabe: Redox-27

Nach einem Versuch ist eine Zinksulfatlösung mit Kupferionen verunreinigt. Wie können die Kupferionen effizient entfernt werden? Weshalb funktioniert eine Destillation sowie Filtration nicht?

Lösung:

- Es handelt sich um Lösungen (mit Wasser) und nicht um zwei verschiedene Lösungsmittel wie Alkohol und Wasser. Eine Destillation ist daher nicht möglich
- Eine Filtration ist nur dann möglich, falls ein Feststoff sowie eine Flüssigkeit vorliegen. In diesem Fall sind es nur in Wasser gelöste, einzelne Ionen. Diese sind von ihrer Grösse viel zu klein im Vergleich zur Porengrösse eines Filters
- Blick auf Elektrodenpotential-Tabelle:



Wenn also eine Zn-Platte in

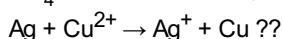
Aufgabe: Redox-29

Beurteile anhand der Redox-tabelle, ob folgende Reaktionen möglich sind.

- Ag in Kupfersulfat
- Silbernitrat in Kupfer
- Man lasse (elementares) Brom mit Eisen reagieren. Brom liege im Überschuss vor.
- Magnesium in 1 M HCl
- Wie kann aus Silbernitrat das Silber in fester Form gewonnen werden. Als Hilfsmittel sind nur Säuren oder Basen erlaubt.
- Gold soll in einer Lösung aufgelöst werden. Gib eine geeignete Variante an.

Lösung:

- Kupfersulfat: CuSO_4 also Cu^{2+} sowie SO_4^{2-}
 SO_4^{2-} Zuschauer, beteiligt sich nicht

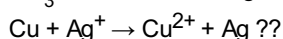


Redox-tabelle von links -> rechts interpretieren

Bergaufreaktion, freiwillig nicht möglich

- Silbernitrat: AgNO_3 also Ag^+ sowie NO_3^-

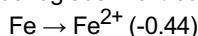
NO_3^- Zuschauer, beteiligt sich nicht

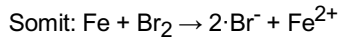
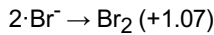


Redox-tabelle von links -> rechts interpretieren

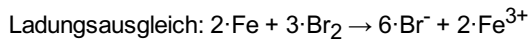
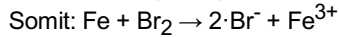
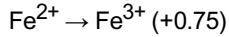
Bergabreaktion, freiwillige Reaktion

- Auszug aus Elektrodenpotential-Tabelle:

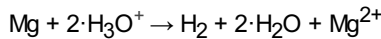
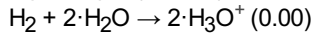
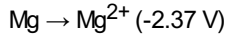
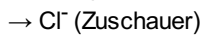




Aber ... es geht noch weiter:



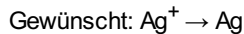
d) Zur Erinnerung: 1 M HCl



Bergabreaktion, freiwillige Reaktion

Magnesium löst sich auf, es bildet sich H_2 Gas

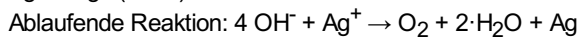
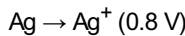
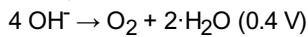
e) Silbernitrat: AgNO_3 also Ag^+ sowie NO_3^-



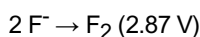
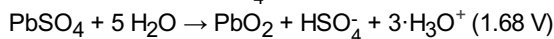
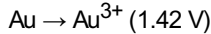
In unserem Fall ist Ag^+ also das Oxidationsmittel !

Gesucht sind Reduktionsmittel (Säure oder Base)

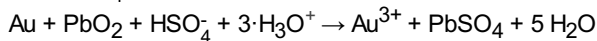
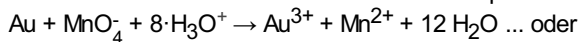
Verfügbar ist aber nur die Base (OH^-)



Gemäss Redox-Tabelle gibt es unter Gold noch folgende freiwillige Bergabreaktionen:



Gemäss Aufgabe soll eine Lösung hergestellt werden. Die Reaktion mit F_2 wäre theoretisch möglich, jedoch bildet sich ein Salz. Daher sind nur die Varianten mit 1.51 V resp. 1.68 V korrekt.



Aufgabe: Redox-30

- Wie lautet die Nernst'sche Gleichung ?
- Wie lautet die Nernst'sche Gleichung für verdünnte Lösungen des gleichen Metallions
- Gegeben sei eine konzentrierte Cu^{2+} -Lösung sowie eine verdünnte Cu^{2+} -Lösung, in welche jeweils eine Cu-Elektrode ragt. Lösungen, nur getrennt durch ein Diaphragma, miteinander verbunden sind? Verwende unter anderem die Begriffe Reduktion, Oxidation, Prozess an der Kathode resp. Anode.
- Wie berechnet sich die Spannung zwischen zwei unterschiedlichen Halb-Zellen ?
- Berechne das Potential einer Silberzelle mit der Konzentration von 0.1 mol/l
- Berechne das Potential einer Silberzelle mit der Konzentration von 0.01 mol/l
- Wie gross ist die Spannung zwischen zwei Halbzellen mit der Spannung 0.1 resp. 0.01 mol/L
- Eine Zinkhalbzelle wird um den Faktor 1000 verdünnt. Berechne den Spannungsabfall resp. das neue Potential.

Lösung:

Was passiert, wenn die

- $E = E^0 + 0.059/n \cdot \log(c^a(\text{Oxidierter Form})/c^b(\text{Reduzierter Form}))$
- $E = E^0 + 0.059/n \cdot \log(c(\text{verdünnte Lösung})/c(\text{konzentrierte Lösung}))$
- Schlussendlich müssen die beiden Lösungen die gleiche Konzentration aufweisen. Daher:
 - Die Konzentration muss bei der höheren Konzentration Lösung abnehmen. Der einzige Weg wäre, dass die Kupferionen zu elementarem Kupfer werden ($\text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Cu}$), es muss also eine Reduktion stattfinden, definitionsgemäss an der Kathode.
 - Umgekehrt gilt, dass die tiefere Konzentration dieselbe erhöhen muss. Dies geht nur so, dass festes Kupfer (aus den Elektroden) gewonnen wird, $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+}$, (Oxidation), welche in die Lösung gehen. Der Oxidations-Prozess findet an der Anode statt.
- $\Delta E = E_{\text{Kathodenreaktion}} - E_{\text{Anodenreaktion}}$
- $\text{Ag}^+ + e^- \rightarrow \text{Ag}$, $E^0=0.8 \text{ V}$, $z=1$
 - reduzierte Form Ag, $c(\text{Ag}) = 1$
 - oxidierte Form Ag^+ , $c(\text{Ag}^+)= 0.1 \text{ mol/L}$
 - $E_1 = 0.8 + 0.059/1 \cdot \log(0.1/1) = 0.741 \text{ V}$
 - oder .. $E_1 = 0.8 - 0.059/1 \cdot \log(1/0.1) = 0.741 \text{ V}$
- $\text{Ag}^+ + e^- \rightarrow \text{Ag}$, $E^0=0.8 \text{ V}$, $z=1$

- reduzierte Form Ag, $c(\text{Ag}) = 1 \text{ mol/L}$
- oxidierte Form Ag^+ , $c(\text{Ag}^+) = 0.01 \text{ mol/L}$
- $E_2 = 0.8 + 0.059/1 \cdot \log(0.01/1) = 0.682 \text{ V}$
- oder .. $E_2 = 0.8 - 0.059/1 \cdot \log(1/0.01) = 0.682 \text{ V}$

g) Aus den vorherigen Berechnungen ergibt sich:

- $[\text{Ag}^+] = 0.1 \text{ mol/L} \rightarrow E_1 = 0.741 \text{ V}$
- $[\text{Ag}^+] = 0.01 \text{ mol/L} \rightarrow E_2 = 0.682 \text{ V}$
- $\Delta E = E_1 - E_2 = 0.06 \text{ V}$

h) $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$, $E^0 = -0.76 \text{ V}$, $z=2$

- reduzierte Form Zn, $c(\text{Zn}) = 1 \text{ mol/L}$
- oxidierte Form Zn^{2+} , $c(\text{Zn}^{2+}) = 0.001 \text{ mol/L}$
- $E = E^0 + 0.059/2 \cdot \log(0.001/1) = -0.849 \text{ V}$

Aufgabe: Redox-31

Berechne jeweils das Potential für folgende gegebene Lösungen resp. Reaktionen. Gegeben sei ebenfalls:

$$E = E^0 + 0.059/n \cdot \log(c^a(\text{Oxidierter Form}) / c^b(\text{Reduzierter Form}))$$

- $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+}$, $c(\text{Zn}^{2+}) = 0.1 \text{ mol/L}$
- $2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2$, $c(\text{Cl}^-) = 2 \text{ mol/L}$
- $\text{Mn}^{2+} + 12 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_4^- + 8 \text{H}_3\text{O}^+$, $c(\text{Mn}^{2+}) = x$, $c(\text{MnO}_4^-) = y$

Lösung:

- $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+}$, $n=2$, $E^0(\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}) = -0.76 \text{ V}$
 - $c(\text{Reduzierte Spezies}) = c(\text{Zn}) = 1$, da fester Stoff
 - $c(\text{Oxidierter Spezies}) = c(\text{Zn}^{2+}) = 0.1 \text{ mol/L}$
 - $E = -0.76 + 0.059/2 \cdot \log(0.1/1) = -0.7895 \text{ V}$
- $2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2$, $n=2$, $E^0(2 \text{Cl}^-/\text{Cl}_2) = 1.36 \text{ V}$
 - $c(\text{Reduzierte Spezies}) = c(\text{Cl}^-) = 2 \text{ mol/L}$
 - $c(\text{Oxidierter Spezies}) = c(\text{Cl}_2) = 1$, da gasförmiger Stoff
 - $E = 1.36 + 0.059/2 \cdot \log(1/c^2(\text{Cl}^-))$
 - $E = 1.36 + 0.059/2 \cdot \log(1/4) = 1.34 \text{ V}$
- $\text{Mn}^{2+} + 12 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_4^- + 8 \text{H}_3\text{O}^+$, $E^0(\dots) = 1.51 \text{ V}$
 - Oxzahlen bei H_2O und H_3O^+ ändern sich nicht !
 - Oxzahlen: Mn: +II \rightarrow +VII
 - $c(\text{Reduzierte Spezies}) = c(\text{Mn}^{2+}) = x$
 - $c(\text{Oxidierter Spezies}) = c(\text{MnO}_4^-) = y$
 - $E = 1.51 + 0.059/5 \cdot \log(y/x)$

Aufgabe: Redox-32

Welche Spannung errechnet sich für das Daniell-Element, wenn bei 298 K die Konzentration der Zinksulfatlösung 0.001 mol/L und die der Kupfersulfatlösung 0.8 mol/L beträgt.

Lösung:

Beobachtung: $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+}$

- $c(\text{reduzierte Form}) = c(\text{Zn}) = 1.0$ (Feststoff)
- $c(\text{oxidierte Form}) = c(\text{Zn}^{2+})$
- $E_1(\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}) = -0.76 + 0.059/2 \cdot \log(c(\text{Zn}^{2+})/c(\text{Zn}))$
- $E_1 = -0.76 + 0.059/2 \cdot \log(0.001/1) = -0.849 \text{ V}$

Beobachtung $\text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Cu}$

- $c(\text{reduzierte Form}) = c(\text{Cu})$ (Feststoff)
- $c(\text{oxidierte Form}) = c(\text{Cu}^{2+})$
- $E_2(\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}) = 0.35 + 0.059/2 \cdot \log(c(\text{Cu}^{2+})/c(\text{Cu}))$
- $E_2 = 0.35 + 0.059/2 \cdot \log(0.8/1.0) = +0.347 \text{ V}$

$\Delta E = E_{\text{Kathodenreaktion}} - E_{\text{Anodenreaktion}}$

- Kathodenreaktion: Dort findet definitionsgemäss eine Reduktion statt
- Reduktion: $\text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Cu}$, also E_2
- $\Delta E = E_2 - E_1 = 0.347 - (-0.849) = 1.196 \text{ V}$

Aufgabe: Redox-33

- a) Welche Spannung errechnet sich für das Daniell-Element, wenn bei 298 K die Konzentration der Zinksulfatlösung und die der Kupfersulfatlösung jeweils 1 mol/L beträgt. Gib hierzu die allgemein gültig Gleichung an.
 b) Berechne die neuen Spannungen wenn angenommen wird, dass nach jeweils 15 Minuten die Konzentrationen sich jeweils um 0.1 mol/L geändert haben.

Lösung:

Aus der vorherigen Aufgabe können E_1 sowie E_2 übernommen werden. Ebenfalls wird die Darstellung ein wenig vereinfacht, weil die Konzentration des Feststoffes 1 mol/l beträgt

a) Es gilt von früher:

- $E_1(\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}) = -0.76 + 0.059/2 \cdot \log(c(\text{Zn}^{2+}))$
- $E_2(\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}) = 0.35 + 0.059/2 \cdot \log(c(\text{Cu}^{2+}))$
- $\Delta E = E_2 - E_1$
- = $0.35 + 0.059/2 \cdot \log(c(\text{Cu}^{2+})) - (-0.76 + 0.059/2 \cdot \log(c(\text{Zn}^{2+})))$
- = $1.11 + 0.059/2 \cdot (\log(c(\text{Cu}^{2+})) - \log(c(\text{Zn}^{2+})))$
- = $1.11 + 0.059/2 \cdot \log(c(\text{Cu}^{2+})/c(\text{Zn}^{2+}))$

b) Die Kupferionenkonzentration nimmt an, die Zinkkonzentration nimmt zu.

$\Delta E = 1.11 + 0.059/2 \cdot \log(c(\text{Cu}^{2+})/c(\text{Zn}^{2+}))$

$c(\text{Cu}^{2+})$	$c(\text{Zn}^{2+})$	ΔE
1	1.0	1.11
0.9	1.1	1.107
0.8	1.2	1.105
0.6	1.4	1.099
0.4	1.6	1.092
0.2	1.8	1.082
0.001	1.999	1.012

Aufgabe: Redox-40

Erkläre bei einer Autobatterie folgende Prozesse:

- a) Entladen
- b) Laden

Lösung:

Noch nichts gemacht

Aufgabe: Redox-41

Bei einer Autobatterie steht folgender Zusatz: 100 Ah, 12 v
 Wie viele Elektronen (in mol) können also innerhalb 5 h fließen?

Lösung:

1. Hinweis: die Anzahl der fließenden Elektronen ist unabhängig von der Zeit, es kommt also nicht drauf an, ob die gesamte Ladung in 5 h oder auch nur in einer Stunde fließt
2. Hinweis: der Zusatz A (Ampere) ist eine Angabe, wie viele Elektronen pro Sekunde fließen können: 1 C/s = 1 Ampere
 Es gilt allgemein: eine Batterie mit 100 Ah kann z.B. 10 Stunden mit 10 Ampere betrieben werden, oder 1 Stunde mit 100 Ampere etc.
 Nicht verwirren lassen resp. übersehen: Ampere ist die Angabe einer Ladung pro Sekunde (genauer: 1 Coulomb pro Sekunde)
 Prinzipiell ist die Angabe Ah nichts anderes als eine versteckte Coulombangabe:
 $1 \text{ C} = 1 \text{ A} \cdot \text{s} = 1 \text{ A} \cdot \text{h} / 3600 = 0.000277 \text{ Ah}$
 100 Ah sind somit 360000 Coulomb
 Die Ladung eines Elektrons beträgt $1.602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$. Somit entspricht ein Coulomb $6.242 \cdot 10^{18}$ Elektronen (pro Sekunde !)
 Insgesamt werden also $2.24 \cdot 10^{24}$ Elektronen = ca. 3.73 mol Elektronen

Aufgabe: Redox-42

Eine Autobatterie sei voll geladen und enthalte 1.5 Liter einer 30% Schwefelsäure-Mischung. 'Leer' sei die Konzentration nur noch 20%.
 Wie viel Blei resp. Bleioxid wurde jeweils umgesetzt?
 Hinweis: Die Dichte der 30% Schwefelsäure-Lösung betrage 1.84 g/cm³. Entladen sei die Dichte gleich gross.

Lösung:

- % bezieht sich auf Massenprozent
- 1 Liter hat eine Masse von 1840 Gramm. 1.5 Liter somit 2760 g
- Insgesamt werden 10% umgesetzt (von 30% → 20%), d.h. 276 Gramm

- Die ausgeglichene Reaktionsgleichung lautet:

$$1 \cdot \text{Pb} + 1 \cdot \text{PbO}_2 + 2 \cdot \text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons 2 \cdot \text{PbSO}_4 + 2 \cdot \text{H}_2\text{O}$$

Damit ergibt sich folgendes Szenario:

Stoff	M(g/mol)	m(g)	n(mol)
H ₂ SO ₄	98	276	2.816
Pb	207.2	291.77	1.408
PbO ₂	239.2	336.79	1.408

Es wurden also total 291.77 Gramm Blei sowie 336.79 Gramm Bleioxid (PbO₂) umgesetzt

Aufgabe: Redox-50

Ergänze die folgenden Lücken durch sinnvollen Inhalt. Bei der betrachteten Reaktion handelt es sich um die Elektrolyse von Wasser.

... geladene Oxonium-Ionen (...) wandern im elektrischen Feld zu der ... geladenen Elektrode (Kathode), wo sie jeweils ein Elektron Dabei entstehen Wasserstoff-Atome, die sich mit einem weiteren, durch ... entstandenen H-Atom zu einem Wasserstoffmolekül vereinigen. Übrig bleiben Wassermoleküle.

Der abgeschiedene, gasförmige Wasserstoff steigt an der Kathode auf, wobei der Kathodenraum ... wird. Die negativ geladenen Hydroxid-Anionen wandern zur ... Anode, wobei sich Hydroxidionen mit Protonen (H⁺ resp. H₃O⁺) zu Wasser neutralisieren oder sich an der Anode unter ... zu Sauerstoff umwandeln.

Auch hier steigt der abgeschiedene Sauerstoff als Gas an der Anode auf, gleichzeitig wird der Anodenraum Die entstandenen Protonen wandern in Richtung ... - analog zu den Vorgängen im Kathodenraum.

Hinweis: Elektrolyse: $2 \cdot \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2 \cdot \text{H}_2 + 1 \cdot \text{O}_2$

Lösung:

Positiv geladene Oxonium-Ionen (H₃O⁺) wandern im elektrischen Feld zu der **negativ** geladenen Elektrode (Kathode), wo sie jeweils ein Elektron **aufnehmen**. . Dabei entstehen Wasserstoff-Atome, die sich mit einem weiteren, durch **Reduktion** entstandenen H-Atom zu einem Wasserstoffmolekül vereinigen. Übrig bleiben Wassermoleküle.

Der abgeschiedene, gasförmige Wasserstoff steigt an der Kathode auf, wobei der Kathodenraum **basischer** wird. Die negativ geladenen Hydroxid-Anionen wandern zur **positiven** Anode, wobei sich **negative** Hydroxidionen mit Protonen zu Wasser neutralisieren oder sich an der Anode unter **Elektronenabgabe** zu Sauerstoff umwandeln.

Auch hier steigt der abgeschiedene Sauerstoff als Gas an der Anode auf, gleichzeitig wird der Anodenraum **saurer**. Die entstandenen Protonen wandern in Richtung **Kathode** - analog zu den Vorgängen im Kathodenraum.

Aufgabe: Redox-51

Kupfer wird elektrolytisch aus Cu²⁺-Ionen gewonnen. In einer Elektrolysezelle wird eine Cu²⁺-haltige Lösung 30 min mit einer Stromstärke von I = 2.5 A elektrolysiert. Berechne die abgeschiedene Masse m(Cu) bei einem Elektrolyse-Wirkungsgrad von 92.5%.

Hinweis 1: $m/M = I \cdot t / (z \cdot F)$

Hinweis 2: In einem ersten Schritt von einem Wirkungsgrad von 100% ausgehen.

Hinweis : Identische Aufgabe auch beim Thema Salze.

Lösung:

Aus $m/M = I \cdot t / (z \cdot F)$ folgt:

$$m = (I \cdot t \cdot M) / (z \cdot F) = (2.5 \cdot 30 \cdot 60 \cdot 63.546) / (2 \cdot 96485) = 1.48 \text{ g}$$

Mit Wirkungsgrad 92.5%: 1.37 Gramm

Einheiten: $[(A \cdot s \cdot g/mol) / (C/mol)]$, $[A] = [C/s]$

Aufgabe: Redox-52

Eine Silbernitrat-Lösung wird bei einer Stromstärke von 2.54 A elektrolysiert. Welche Masse an Silber scheidet sich in 45 Minuten ab. Der Wirkungsgrad betrage 90%.

Hinweis : Identische Aufgabe auch beim Thema Salze.

Lösung:

Silbernitrat: AgNO₃, Metallion: Ag⁺

Hinweis 1: $m/M = I \cdot t / (z \cdot F)$

Hinweis 2: In einem ersten Schritt von einem Wirkungsgrad von 100% ausgehen.

Aus $m/M = I \cdot t / (z \cdot F)$ folgt:

$$m = (I \cdot t \cdot M) / (z \cdot F) = (2.54 \cdot 45 \cdot 60 \cdot 107.87) / (1 \cdot 96485) = 7.67 \text{ g}$$

Mit Wirkungsgrad 90%: 6.9 Gramm

Einheiten: $[(A \cdot s \cdot g/mol) / (C/mol)]$, $[A] = [C/s]$

Aufgabe: Redox-53

15 m² einer Metalloberfläche sollen mit einer 35 µm dicken Chromschicht beschichtet werden. Chrom hat eine Dichte von 7.15 g/cm³.

a) Berechne die Masse Chrom, welche abgeschieden werden muss.

b) Die Abscheidung erfolgt aus einer CrO₃-Lösung. Wie lange muss elektrolysiert werden, wenn die Stromstärke 450 A und der Wirkungsgrad 90% betrage.

Hinweis : Identische Aufgabe auch beim Thema Salze.

Lösung:

Hinweis: 35 µm entsprechen 35 · 10⁻⁶m

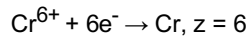
→ Das Volumen der zu verchromenden Oberfläche betrage:

$$V = O \cdot h = 15 \text{ m}^2 \cdot 35 \cdot 10^{-6} \text{ m} = 0.000525 \text{ m}^3 = 525 \text{ cm}^3$$

→ Mit Dichte = m/V folgt:

$$m = \text{Dichte} \cdot V = 7.15 \text{ g/cm}^3 \cdot 525 \text{ cm}^3 = 3753.75 \text{ Gramm}$$

→ CrO₃, beteiligte Ionen: Cr⁶⁺/O²⁻



→ $m/M = I \cdot t / (z \cdot F)$

$$t = m \cdot z \cdot F / (M \cdot I) = 96485 \cdot 6 \cdot 3753 / (52 \cdot 450)$$

$$t = 92848 \text{ s (bei einem Wirkungsgrad von 100%)}$$

→ Wirkungsgrad von 90%: 103164 Sekunden

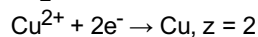
Aufgabe: Redox-54

Wie lange muss ein Strom der Stärke 0.45 A fließen, damit aus einer CuCl₂ Lösung 3.5 g Kupfer abgeschieden werden?

Hinweis : Identische Aufgabe auch beim Thema Salze.

Lösung:

▷ CuCl₂: Ionen Cu²⁺ resp. Cl⁻



▷ $m/M = I \cdot t / (z \cdot F)$

$$t = m \cdot z \cdot F / (M \cdot I) = 3.5 \cdot 2 \cdot 96485 / (63.546 \cdot 0.45)$$

$$t = 23618 \text{ s} = \text{ca. } 6.6 \text{ h}$$

Aufgabe: Redox-55

Wie lange muss ein Strom der Stärke 10 A fließen (ca. üblicher 'Haushaltsstrom'), bis Elektronen der Gesamtmasse 1 kg durch den Leiterquerschnitt gewandert sind?

Hinweis $m(\text{e}^-) = 9.1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$, Ladung $1\text{e}^- = 1.602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

Hinweis : Identische Aufgabe auch beim Thema Salze.

Lösung:

· 10 A = 10 C/s

· Anzahl Elektronen pro Sekunde:

$$10 / 1.602 \cdot 10^{-19} = 6.24 \cdot 10^{19}$$

· Totale Masse(e⁻) pro Sekunde:

$$6.24 \cdot 10^{19} \cdot 9.1 \text{ E} \cdot 31 = 5.68 \cdot 10^{-11} \text{ kg}$$

· Wie lange bis total 1 kg:

$$1 / 5.68 \cdot 10^{-11} = 1.76 \cdot 10^{10} \text{ s} = \text{ca. } 558 \text{ Jahre}$$

Aufgabe: Redox-56

Eine Schale mit einer Oberfläche von 120 cm² soll durch Elektrolyse einer Silbernitratlösung einen 0.2 mm dicken Silberüberzug erhalten. Berechne die dafür benötigte Zeit, wenn die Stromstärke 10 A beträgt. Die Dichte des Silbers betrage 10.5 g/cm³.

Hinweis : Identische Aufgabe auch beim Thema Salze.

Lösung:

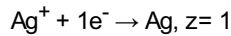
- Das Volumen der zu versilbernden Oberfläche betrage:

$$V = O \cdot h = 120 \text{ cm}^2 \cdot 0.02 \text{ cm} = 2.4 \text{ cm}^3$$

- Mit Dichte = m/V folgt:

$$m = \text{Dichte} \cdot V = 10.5 / \text{cm}^3 \cdot 2.4 \text{ cm}^3 = 25.2 \text{ Gramm}$$

- Silbernitrat: AgNO_3 , dh. $\text{Ag}^+ / \text{NO}_3^-$



- $m/M = I \cdot t / (z \cdot F)$

$$t = m \cdot z \cdot F / (M \cdot I) = 25.2 \cdot 1 \cdot 96485 / (107.9 \cdot 10)$$

$$t = 2253 \text{ s}, \text{ ca. } 40 \text{ Minuten}$$

Aufgabe: Redox-57

Berechne die Dicke der Kupferschicht, die ein Strom der Stärke 5.8 A in 3h auf einer Kugel mit dem Radius 8.3 cm gleichmässig abscheidet.

Hinweis 1: Oberfläche einer Kugel sei $4 \cdot \pi \cdot r^2$

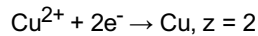
Hinweis 2: Die Verkupferung wurde mit einer Kupfersulfatlösung durchgeführt

Hinweis 3: Dichte(Cu) = 8.9 g/cm^3

Hinweis : Identische Aufgabe auch beim Thema Salze.

Lösung:

- Kupfersulfatlösung: CuSO_4 , resp. $\text{Cu}^{2+} / \text{SO}_4^{2-}$



- $m/M = I \cdot t / (z \cdot F)$

$$m = I \cdot t \cdot M / (z \cdot F) = 5.8 \cdot 3600 \cdot 63.5 / (2 \cdot 96485) = 20.6 \text{ g}$$

Einheiten: $[A \cdot s \cdot \text{g/mol} / (A \cdot s / \text{mol})] = [\text{g}]$

- Es gelte annäherungsweise: das Volumen (!) der Kugelschicht ist gleich der Kugeloberfläche multipliziert mit der Höhe, resp.

Dicke (:d) der Schicht $V = 4 \cdot \pi \cdot r^2 \cdot d$

- Dichte = m/V

$$m = \text{Dichte} \cdot V = \text{Dichte} \cdot 4 \cdot \pi \cdot r^2 \cdot d$$

$$\rightarrow d = m / (\text{Dichte} \cdot 4 \cdot \pi \cdot r^2)$$

$$d = 20.63 / (8.9 \cdot 4 \cdot \pi \cdot 8.3^2) = 2.67 \cdot 10^{-3} \text{ cm} = 0.026 \text{ mm}$$

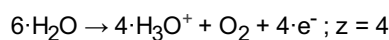
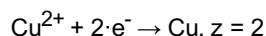
Aufgabe: Redox-58

Aus einer Kupfersulfatlösung sollen 800 mg Kupfer bei $I = 180 \text{ mA}$ an der Kathode abgeschieden werden. Berechne a) die Zeitdauer der Elektrolyse und b) bestimme das Volumen an Sauerstoff, das unter Normalbedingungen (298 K , 101300 N/m^2) gleichzeitig entsteht. Die allgemeine Gasgleichung lautet $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$, wobei $R = 8.314 \text{ J/molK}$.

Hinweis : Identische Aufgabe auch beim Thema Salze.

Lösung:

- Beteiligte Reaktionen:



- $m/M = I \cdot t / (z \cdot F)$

$$t = F \cdot m \cdot z / (I \cdot M)$$

$$t = 96485 \cdot 0.8 \cdot 2 / (0.18 \cdot 63.5)$$

$$t = 13506 \text{ s} = \text{ca. } 4 \text{ h}$$

- $m/M = n(\text{O}_2) = I \cdot t / (z \cdot F)$

$$n(\text{O}_2) = 0.18 \cdot 13506 / (4 \cdot 96485) = 0.00629 \text{ mol}$$

$$\cdot p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$V(\text{O}_2) = n \cdot R \cdot T / p$$

$$V(\text{O}_2) = 0.00629 \cdot 8.314 \cdot 298 / 101300$$

$$V(\text{O}_2) = 0.000154 \text{ m}^3 = \text{ca. } 154 \text{ ml}$$

$$\cdot \text{Einheiten: } [\text{mol} \cdot \text{J} / (\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot \text{K} / \text{N/m}^2]$$