

# Chemieprüfung Redox, März 2013

Klasse: 3nc

Name:

Florie Läng

Note:

3,75

Gleichung von Nernst:

$$E(M/M^{n+}) = E^{\circ}(M/M^{n+}) + \frac{0,059}{n} \cdot \lg \frac{[c(\text{Ox})^a]}{[c(\text{Red})^b]}$$

$M/M^{n+}$  = Redoxpaar

$n$  = Anzahl der übertragenen Elektronen

$c(\text{Ox})$  = Konzentration der oxidierten Form

$c(\text{Red})$  = Konzentration der reduzierten Form

$a$  und  $b$  = Faktoren aus der Reaktionsgleichung

Die Konzentrationen reiner fester, flüssiger oder gasförmiger Stoffe wird als  $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  festgesetzt.

7.0

8.1. Die Aussage sollen eindeutig angekreuzt werden. ‚Ja‘ heisst, dass die Aussage korrekt ist, ‚nein‘ heisst, dass die Aussage falsch ist. **Falsche / fehlende Antworten geben einen Abzug von 1 Punkt.** Total 4 P.

	Ja	Nein
Gibt eine Substanz während einer Redox-Reaktion Elektronen ab, so ...		
... wird sie oxidiert	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
<del>... nennt man diese Substanz Kathode</del>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
... nimmt die Oxidationszahl (dieser Substanz) ab	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>
... nimmt die Masse (der betrachteten Substanz) zu	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>



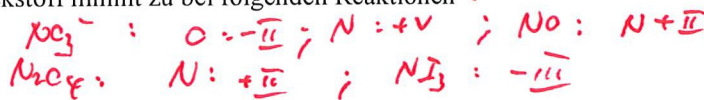
Eine Substanz wird oxidiert, wenn sie Protonen abgibt	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>
Eine Substanz wird oxidiert, wenn sie Elektronen abgibt	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>

Je weiter oben in der Redox-tabelle ein Oxidationsmittel steht, desto stärker ist es.	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>
Ein starkes Oxidationsmittel hat eine geringe Tendenz, Elektronen aufzunehmen	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>

rechts

grüne

Die Oxidationszahl von Stickstoff nimmt zu bei folgenden Reaktionen:		
$NO_3^- \rightarrow NO$	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>
$N_2O_4 \rightarrow NI_3$	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>
$NH_3 \rightarrow NH_4^+$	<input checked="" type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>
<del><math>NO_2 \rightarrow N_2O_5</math></del>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>



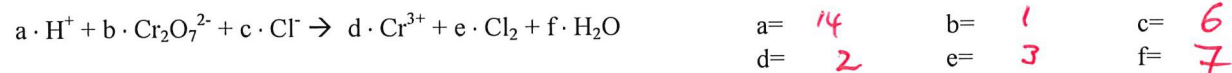
Natrium-Ionen haben die Oxidationszahl +I.	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Im Molekül $H_2$ hat Wasserstoff die Oxidationszahl +I.	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>
In Kohlendioxid hat das Kohlenstoffatom die Oxidationszahl + II	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>

$Cu^{2+}$ vermag Zn zu reduzieren	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>
Elektronen fließen freiwillig vom Ag zum $Zn^{2+}$ .	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>
$Cu^{2+}$ vermag Zn zu oxidieren	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Die Reaktion $Cu + 2 Ag^+ \rightarrow Cu^{2+} + 2 Ag$ läuft freiwillig ab.	<input checked="" type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>

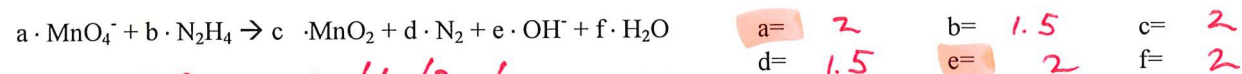
An der Anode findet die Oxidation statt	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Grundlage für eine Batterie bildet eine erzwungene Redox-Reaktion.	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>

2-3 Zahlen berechnet: 0.5 P.

8.2. Redoxreaktion, gleiche folgende Reaktionen aus (beinhaltet auch Berücksichtigung der Ladung, je 1 P.)



o.s.p.: 14/1/2 ... 2/1/7



o.s.p.: 2/1/2/... .. 2  
 Ladung ... e) muss gleich 2 sein!

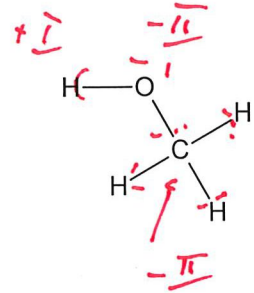
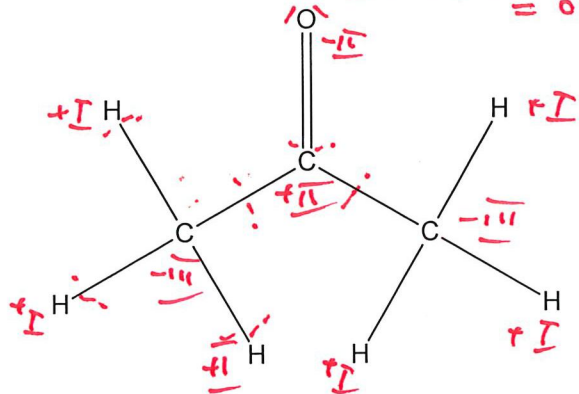
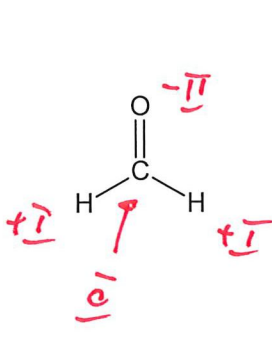
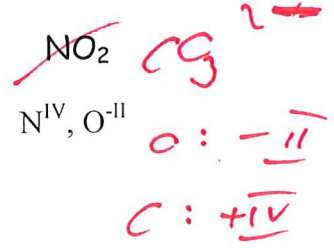
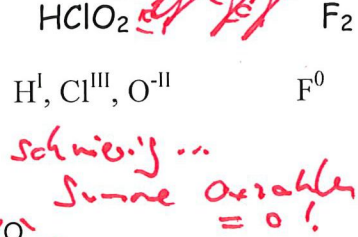
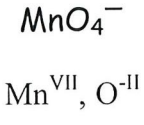
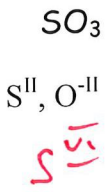
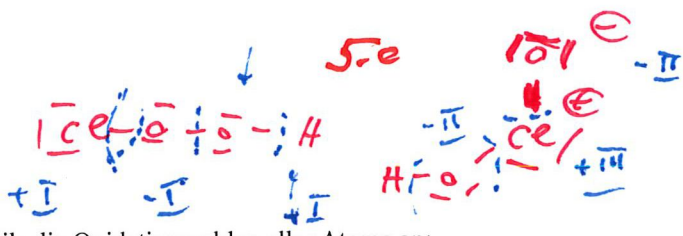


(Ladung ...  $OH^-$ : 4  
 $MnO_4^-$ : 3  
 $Mn^{2+}$ : 3 ... fertig

Mortimer, p. 216, 217, 218  
 a=14, b=1. C=6. D=2. E=3. F=7  
 a=2, b=1.5. C=2. D=1.5. E=2. F=2  
 a=4, b= 2. C=3. D=5. E=2

8.3. Oxidationszahlen

a) Gib bei den folgenden Verbindungen jeweils die Oxidationszahlen aller Atome an:  
(je 0.25 P, die beiden letzten je 0.5 P., total 2.5 P.)



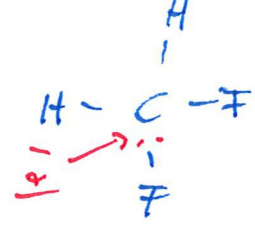
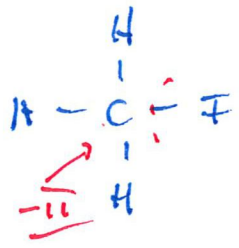
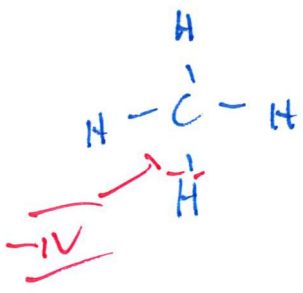
$\text{H}^{\text{I}}, \text{O}^{-\text{II}}, \text{C}^0$

$\text{H}^{\text{I}}, \text{O}^{-\text{II}}, \text{C}$  bei  $\text{CH}_3$ : -III, C bei CO: II

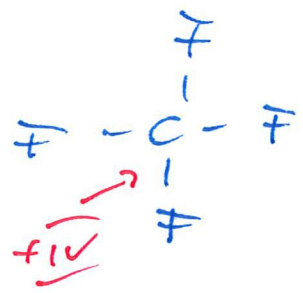
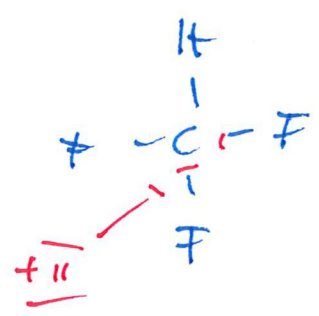
$\text{H}^{\text{I}}, \text{O}^{-\text{II}}, \text{C}^{-\text{II}}$

Je 0.5 P. .... Wenn alles korrekt  
 0.25 P. 1 Fehler  
 0 P. 2 und mehr Fehler.

b) Die folgenden Moleküle müssen jeweils aus **einem** C sowie H und oder F (Anzahl H resp. F pro C-Atom also beliebig,) zusammengesetzt sein, andere Elemente sind nicht erlaubt.  
 Zeichne alle möglichen Moleküle und bestimme jeweils die Oxidationszahl des Kohlenstoffatoms (2.5 P.)



*Handwritten:* je 0.5

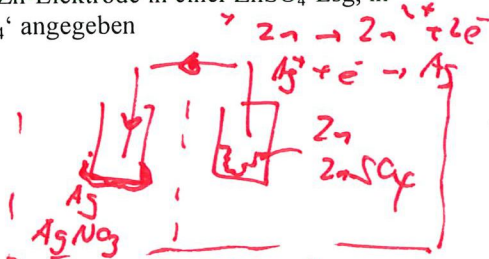


5.25

oxidation  
7A

8.4. Das Daniell-Element besteht aus einer Cu-Elektrode in einer CuSO<sub>4</sub>-Lsg. und einer Zn-Elektrode in einer ZnSO<sub>4</sub>-Lsg, in den folgenden Fragen wäre diese Situation als Kurznotation mit: ,Cu/CuSO<sub>4</sub> und Zn/ZnSO<sub>4</sub>' angegeben

a) Welche Spannung hat ein galvanisches Element aus Ag/AgNO<sub>3</sub> und Zn/ZnSO<sub>4</sub>?  
Die Konzentration der Lösungen sei jeweils 1 mol/l. (0.5 P.)



b) Durch welches Teilchen wird der Stromkreis geschlossen und von wo nach wo fließt es? (1.0 P.)

SO<sub>4</sub><sup>-</sup> - Teilchen

Hinweis, dass Bezug auf a)!

c) Wodurch fließen die Elektronen? Wieso? (0.5 P.)

Durch Draht, da Widerstand am kleinsten ist.

d) Zwei Halbzellen, gefüllt mit einer unterschiedlichen Konzentration an Silbernitrat (AgNO<sub>3</sub>), sind miteinander leitend verbunden. Wie gross ist das gemessene Potential ...

- in Zelle 1, c(AgNO<sub>3</sub>) = 0.1 mol/l. (0.5 P.)

[Ag<sup>+</sup>] = 0,1 molL<sup>-1</sup>  
E<sub>1</sub> = 0,80 V + 0,06 V · log (0,1) = 0,80 V + 0,06 V · (-1) = 0,80 V - 0,06 V = 0,74 V

- in Zelle 2: c(AgNO<sub>3</sub>) = 0.01 mol/l. (0.5 P.)

[Ag<sup>+</sup>] = 0,01 molL<sup>-1</sup>  
E<sub>2</sub> = 0,80 V + 0,06 V · log (0,01) = 0,80 V + 0,06 V · (-2) = 0,80 V - 0,12 V = 0,68 V

- zwischen den beiden Zellen? (0.5 P.)

Höhere Konz... Abnahme in [Ag<sup>+</sup>] -> Ag  
Reduktion: kat.

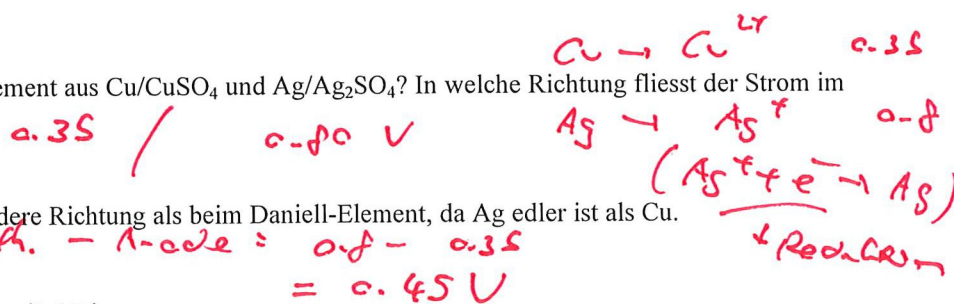
ΔE = |E<sub>1</sub> - E<sub>2</sub>| = |0,74 V - 0,68V| = 0,06 V

kat. - Anode

e) Wie gross ist das gemessene Potential, wenn die Konzentration in Zelle\_1 x mol/l und in Zelle\_2 y mol/l wäre. Vereinfache den entstehenden Ausdruck so weit wie möglich. (0.5 P.)

ΔE = |E<sub>1</sub> - E<sub>2</sub>| = |0,80 V + 0,06 V · log (x) - (0,80 V + 0,06 V · log (y))| =  
= |0,80 V + 0,06 V · log (x) - 0,80 V - 0,06 V · log (y)| =  
= |0,06 V · log (x) - 0,06 V · log (y)| =  
= |0,06 V · (log (x) - log (y))| =  
= |0,06 V · log (x/y)|

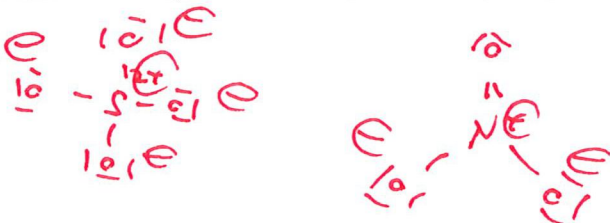
f) Welches Potential hat ein galvanisches Element aus Cu/CuSO<sub>4</sub> und Ag/Ag<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>? In welche Richtung fließt der Strom im Vergleich zum Daniell-Element? (0.75)



0,46 Volt der Strom fließt in die andere Richtung als beim Daniell-Element, da Ag edler ist als Cu.

ΔE = kat. - Anode = 0,45 - 0,35 = 0,10 V

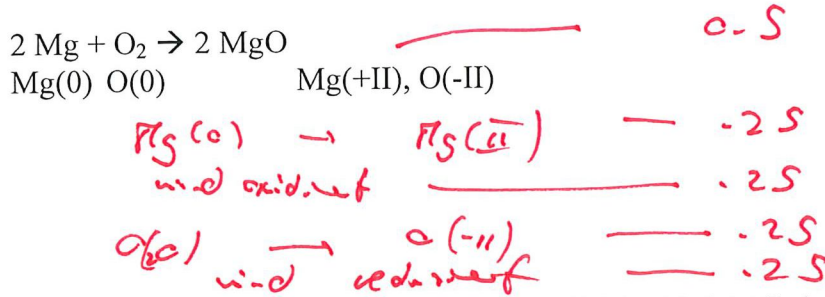
g) Zeichne ein SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> sowie ein NO<sub>3</sub><sup>-</sup> Teilchen (0.5 P.)



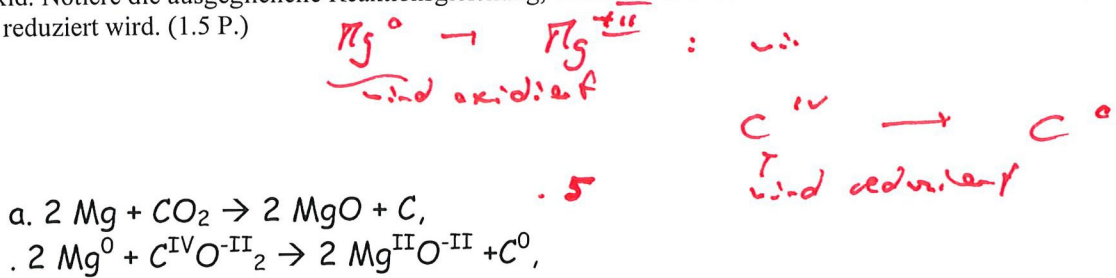
( 5.5 )

8.5. Diverse Reaktionen

a) Magnesium verbrennt mit Luftsauerstoff zu Magnesiumoxid. Notiere die ausgeglichene Reaktionsgleichung, bestimme alle Oxidationszahlen und kennzeichne, was oxidiert resp. was reduziert wird (1.5 P.)

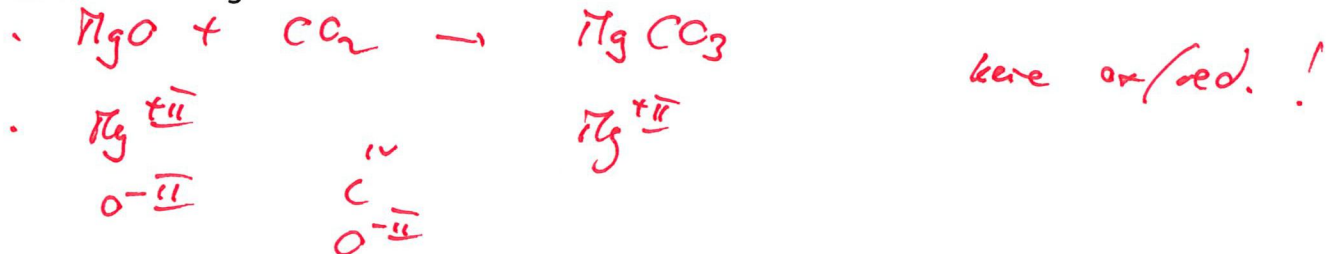


b) Magnesium verbrennt auch in einer Kohlendioxid-Atmosphäre. Bei der dabei stattfindenden Redoxreaktion entsteht nur Russ und Magnesiumoxid. Notiere die ausgeglichene Reaktionsgleichung, bestimme alle Oxidationszahlen und kennzeichne, was oxidiert resp. was reduziert wird. (1.5 P.)



c) Auch Magnesiumoxid reagiert mit Kohlendioxid, dabei bildet sich Magnesiumcarbonat (MgCO<sub>3</sub>). Notiere die ausgeglichene Reaktionsgleichung, bestimme alle Oxidationszahlen und kennzeichne, was oxidiert resp. was reduziert wird (1.5 P.)

keine Änderung von Oxidationszahlen → keine Redoxreaktion



d) Wieso sollte für die Herstellung einer sauren Manganationen-Lösung (MnO<sub>4</sub><sup>-</sup>) nicht Salzsäure (HCl) verwendet werden? (1 P.)

Es entsteht gemäss Redox-tabelle das Cl<sub>2</sub>-Gas.

$$E(M/M^{n+}) = E^{\circ}(M/M^{n+}) + \frac{0.059}{n} \cdot \lg \frac{[c(\text{Ox})^a]}{[c(\text{Red})^b]}$$

( 2.5 )

8.6. Chlorid-Ionen können durch Permanganationen ( $\text{MnO}_4^-$ )- und genügend tiefem pH zu  $\text{Cl}_2$  und Manganionen umgewandelt werden (vergleiche auch besprochene Aufgabe im Unterricht:  $\text{Mn}^{2+} + 12 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_4^- + 8\text{H}_3\text{O}^+$ ).

a) Wie hoch muss der pH-Wert mindestens sein, so dass diese Reaktion nicht eintritt. Antwort in geschriebenen Worten. (1 P.)

Muss so hoch sein, dass ‚gerade‘ keine Bergabreaktion mehr stattfinden kann, d.h. das Potential für  $\text{MnO}_4^-$  muss gleich dem Potential von  $\text{Cl}^-/\text{Cl}_2$  sein

b) Die Konzentration der Mangan- sowie Permanganat-Lösung sei jeweils 1.0 mol/l. Wie hoch muss der pH-Wert mindestens sein, so dass diese Reaktion gerade nicht eintritt (Berechnung verlangt!). (1.5 P.)

$$\begin{aligned} E &= 1.36 = E^0 + 0.059/5 \cdot \log(c(\text{Ox})/c(\text{Red})) \\ &= 1.51 + 0.059/5 \cdot \log(c(\text{Ox})/c(\text{Red})) \\ &= 1.51 + 0.059/5 \cdot \log(c(\text{MnO}_4^-) \cdot c^8(\text{H}_3\text{O}^+) / c(\text{Mn}^{2+}) \cdot c^5(\text{H}_2\text{O})) \\ &= 1.51 + 0.059/5 \cdot \log(1 \cdot c^8(\text{H}_3\text{O}^+) / 1 \cdot 1) \end{aligned} \quad \text{bis hierhin 1 Punkt}$$

$$\text{Auflösen nach } \text{H}_3\text{O}^+ = 0.0257 \quad 1 \text{ Punkt}$$

$$\text{pH} = -\log(0.0257) = \text{ca. } 1.5889 \quad 1 \text{ Punkt}$$

c) Gleiche Aufgabenstellung wie bei b), die Konzentration sei aber ....

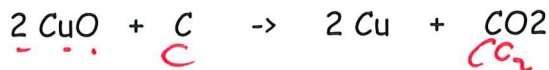
8.7. Oxidationszahlen (a 2 P., b 1 P. c 1 P.)

5.0  
Red.: Mittel ~~Red.~~ edul med + ind ex.  
witten

Streiche im Text die falschen Worte (fett und kursiv hervorgehoben) eindeutig durch (!!), so dass die Aussagen wahr werden. Falsche oder fehlende Korrekturen ergeben einen Abzug. (-0.5 P.)



a) Folgende Reaktion sei vorgegeben:



Der Kohlenstoff ist hier das Mittel, das die Reduktion des Kupfers ermöglicht, indem es den Sauerstoff von diesem übernimmt, wobei es selbst oxidiert wird.

Es ist das Reduktionsmittel. Umgekehrt ist das Kupferoxid der Stoff, der an den Kohlenstoff Sauerstoff abgibt, diesen also oxidiert, dabei selbst reduziert wird. Es ist das Oxidationsmittel.

Beide Teilreaktionen, die Oxidation und die Reduktion, verlaufen gleichzeitig. Man spricht von Redoxreaktionen.

<http://braunsunterricht.de/tl/Redoxreaktionen-Teil-1.htm>

Der Kohlenstoff ist hier das Mittel, das die Reduktion / Oxidation des Kupfers ermöglicht, indem es den Sauerstoff von diesem übernimmt, wobei es selbst reduziert / oxidiert wird. Es ist das Reduktionsmittel / Oxidationsmittel.

Umgekehrt ist das Kupferoxid der Stoff, der an den Kohlenstoff Sauerstoff abgibt, diesen also reduziert / oxidiert, dabei selbst reduziert / oxidiert wird.

Es ist das Reduktionsmittel / Oxidationsmittel.

Beide Teilreaktionen, die Oxidation und die Reduktion, verlaufen gleichzeitig.

Man spricht von Redoxreaktionen / Säure-Base-Reaktion.

b) Spannungsreihe (Hilfe .. 'die Reaktion soll stattfinden')

Das edlere / unedlere Metall löst sich in Gegenwart der Anionen / Kationen edlerer / unedler Metalle auf (wird reduziert / oxidiert), während sich die unedleren / edleren Kationen al Metall abscheiden (reduziert / oxidiert werden).

Das unedlere Metall löst sich in Gegenwart der Kationen edlerer Metalle auf (wird oxidiert), während sich die edleren Kationen al Metall abscheiden (reduziert werden).

c) Redoxreaktionen, Spannungsreihe

Schwache / Starke Reduktionsmittel stehen oben links, schwache / starke Oxidationsmittel unten links / rechts. Starke Reduktionsmittel haben eine kleine / grosse Tendenz Elektronen abzugeben. Bei Bergaufreaktionen liegt das Gleichgewicht links / rechts, bei Bergabreaktionen links / rechts.

Starke Reduktionsmittel stehen oben links, starke Oxidationsmittel unten rechts. Starke Reduktionsmittel haben eine grosse Tendenz Elektronen abzugeben. Bei Bergaufreaktionen liegt das GG links, bei Bergabreaktionen rechts.

5.0

$$E(M/M^{n+}) = E^{\circ}(M/M^{n+}) + \frac{0.059}{n} \cdot \lg \frac{[c(Ox)^a]}{[c(Red)^b]}$$

8.8. Nernst, Stöchiometrie etc. (ABI, p. 190)

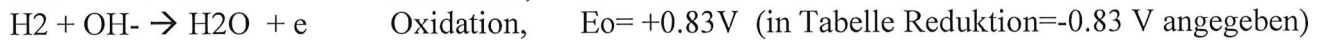
Als Energiespeicher für den Elektromotor werden Nickel-Metallhydrid-Akkumulatoren (NiMH-Akku) verwendet, die bei Benzinbetrieb vom Generator des Fahrzeugs aufgeladen werden können.



a1) Welche Spannung wird beim **Entladen** des NiMH-Akkus gemessen (Standardbedingungen)? (1 P.)

Tabelle Reduktion angeben ...

Umgekehrte Vorgänge zum Ladevorgang beachten!:



$E_{zelle} = E_{0red} + E_{0ox} = 0.49 + 0.83 = 1.31$  V

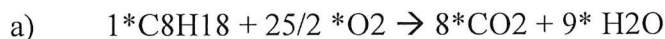
a2) Die Spannung eines handelsüblichen NiMH-Akkus beträgt 1.2V. Erkläre wie diese Spannung **nur** durch die Änderung der Konzentrationen der  $Ni^{2+}$ -Ionen gegenüber der Konzentrationen der  $Ni^{3+}$ -Ionen erreicht werden könnte (ursprünglich jeweils gleiche Konzentration). Die Antwort nicht berechnen sondern nur in Worten erklären. Stelle dafür die Nernstsche Gleichung auf. (Wenn a1) nicht berechnet werden konnte so verwende für die Berechnung 1.4 V) (1.5 P.)

$E = E_0 + 0.059/1 \cdot \log(ox/red) = E_0 + 0.059/1 \cdot \log(Ni^{3+}/Ni^{2+}) = 1.31 + ? = 1.20$  V  
d.h. der Wert mit log muss negativ sein, d.h. konz. Erhöhung der Konz von  $Ni^{2+}$  und Abnahme der Konz von  $Ni^{3+}$

b) Fahrzeuge mit Hybridantrieb fahren mit vermindertem Benzinverbrauch. So beträgt der durchschnittliche Verbrauch für ein Hybridmodell 4.8 Liter Benzin pro 100 km, während ein normaler Verbrennungsmotor 7.2 Liter Benzin pro 100 km benötigt. Annahme: Benzin = Octan =  $C_8H_{18}$ , Dichte = 0.703 kg per Liter.

b1) Formuliere die Verbrennungsreaktion des Octans. Annahme: vollständige Verbrennung. (0.5 P.)

b2) Berechne die Masse an Kohlenstoffdioxid, die man mit einem Hybridfahrzeug gegenüber einem reinen Benzinmodell bei einer Jahresfahrleistung von 15'000 km jedes Jahr einspart. (2 P.)



b) Unterschied von 2.4 Liter a 0.703 kg = 1.6872 kg

auf 100 km

Stoff	M (g/mol)	m (g)	n (mol)
$C_8H_{18}$	114	1687.2	14.8
$CO_2$	44	5209.6	$8 \cdot 14.8 = 118.4$

Auf 15'000 km ... Faktor  $(15'000/100) = 150$  mal mehr  
Also  $150 \cdot 5209.6 = 781'440$  g = ca. 781 kg