

# Chemieprüfung Redox II, Mai 2013

Klasse: 3nc, Schwerpunkt

Name:

Leher

Note:

~ex 19.75

Aufgaben zur Elektrolyse

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

F: Faraday-Konstante = 96485 As

$N_A$ : Avogadro-Zahl, „Mol“

e: Elementarladung eines Elektrons,  $1.602 \cdot 10^{-19}$  C

5.0

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.**



Gibt eine Substanz während einer Redox-Reaktion Elektronen ab, so ...

- ... wird sie oxidiert
- ... nennt man diese Substanz Kathode
- ... nimmt die Oxidationszahl (dieser Substanz) ab
- ... nimmt die Masse (der betrachteten Substanz) zu

Ja      Nein

<input checked="" type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>
<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>
<input checked="" type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>
<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>

Eine Substanz wird oxidiert, wenn sie Protonen abgibt  
Eine Substanz wird oxidiert, wenn sie Elektronen abgibt

<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>
<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>

Je weiter oben in der Redox-tabelle ein Oxidationsmittel steht, desto stärker ist es.  
Ein starkes Oxidationsmittel hat eine geringe Tendenz, Elektronen aufzunehmen

*schweres!*

<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>
<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>

Die Oxidationszahl von Stickstoff nimmt zu bei folgenden Reaktionen:



<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>
<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>
<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>



Natrium-Ionen haben die Oxidationszahl +I.  
Im Molekül H<sub>2</sub> hat Wasserstoff die Oxidationszahl +I.  
In Kohlendioxid hat das Kohlenstoffatom die Oxidationszahl +II



<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>
<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>

Cu<sup>2+</sup> vermag Zn zu reduzieren  
Elektronen fließen freiwillig vom Ag zum Zn<sup>2+</sup>.  
Cu<sup>2+</sup> vermag Zn zu oxidieren  
Die Reaktion Cu + 2 Ag<sup>+</sup> → Cu<sup>2+</sup> + 2 Ag läuft freiwillig ab.

*o.h. Zn → Zn<sup>2+</sup>, ihm e<sup>-</sup> aufdrücken*

<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>
<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>
<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>

An der Anode findet die Oxidation statt  
Grundlage für eine Batterie bildet eine erzwungene Redox-Reaktion.

*Red an cat*

*freiwillige*

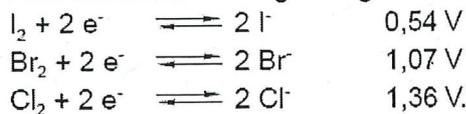
<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>

8.2. Begründe, welche der beiden Reaktionen („A oder B“) freiwillig abläuft. Die Begriffe Bergab-Bergauf-Reaktionen dürfen NICHT verwendet werden, es soll mit der Aufnahmebereitschaft von Elektronen argumentiert werden. (1 P.)

- A: Cl<sub>2</sub> + 2 Br<sup>-</sup> → Br<sub>2</sub> + 2 Cl<sup>-</sup>
- B: I<sub>2</sub> + 2 Br<sup>-</sup> → Br<sub>2</sub> + 2 I<sup>-</sup>

*A: 0.5 Begründung 0.5*

5.2 Laut Tabellenbuch liegen folgende Standardpotentiale vor:

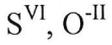


Je größer das Standardpotential ist, desto größer ist die Tendenz zur Elektronenaufnahme (reduziert zu werden, die oxidierende Wirkung). Deshalb läuft die erste Reaktion freiwillig ab, die zweite nicht.

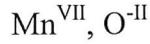
3.25

8.3. Oxidationszahlen

Gib bei den folgenden Verbindungen jeweils die Oxidationszahlen der einzelnen Elemente an: (je 0.25 P, die beiden letzten je 0.5 P., total 2 P.)



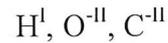
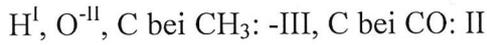
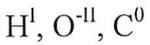
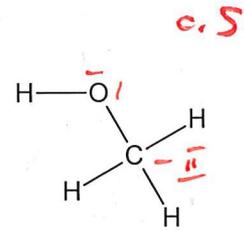
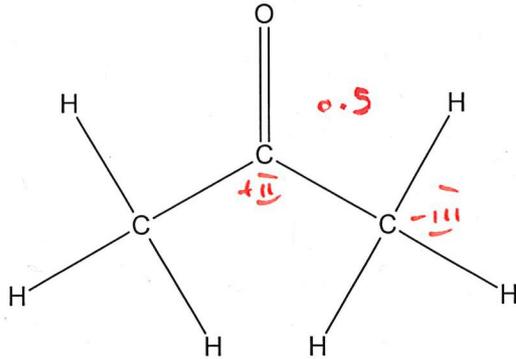
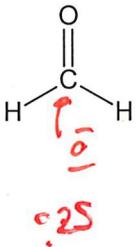
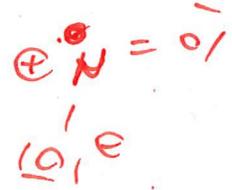
0.25



0.25

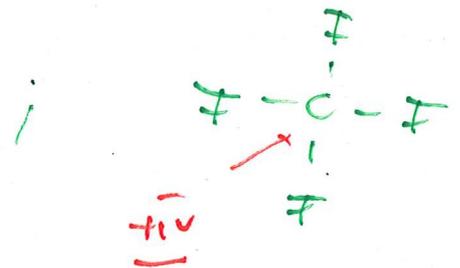
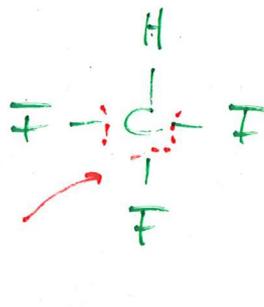
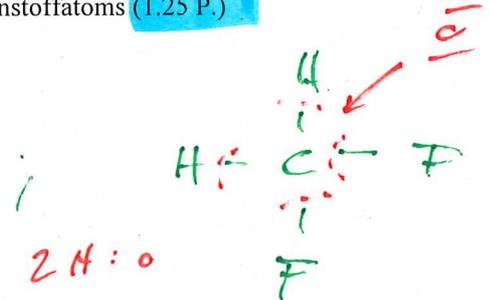
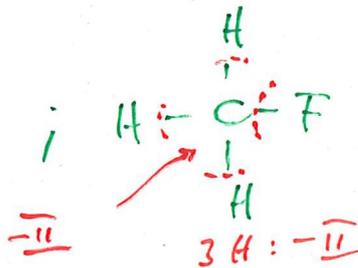
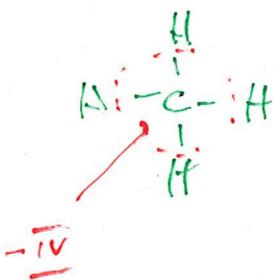


0.25



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

b) Die nachfolgenden (neutralen!) 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 (1.25 P.)



je 0.25

4 H : -4  
3 H : -2  
2 H : 0  
1 H : +2  
0 H : +4

5.5

8.4.

a) Wenn man Aluminiumbleche, die der Witterung ausgesetzt (Wasser und Sauerstoff bei pH=7) sind, mit Kupfernieten verbindet, so fallen die Niete sehr bald heraus. Kurze Begründung geben wieso dies so ist. (1 P.)

Es bildet sich ein Lokalelement, sobald noch ein Elektrolyt dazukommt, z.B. saurer Regen. Das Aluminium, als das unedlere Metall löst sich dabei auf

(Ionen?)

immer positiv sein = 0,5 P.

b) Weshalb überzieht sich ein Eisennagel mit Kupfer, wenn er in eine Kupfersulfatlösung eingetaucht wird (1 P.)

Kupfer ist edler als Eisen. Somit scheidet sich das edlere der Metalle, das Kupfer ab, während das unedlere, das Eisen aufgelöst wird.

Cu<sup>2+</sup>

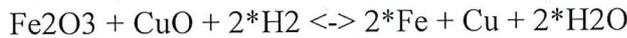
[Fe]



~

8.5. 59.8 g eines Gemisches aus Eisen(III)-oxid mit Kupfer(II)-oxid liefern bei der Reduktion mit Wasserstoff 9 g Wasser sowie Eisen und Kupfer.

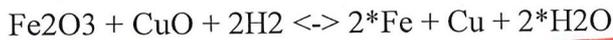
a) Wie lautet die (ausgeglichene) Reaktionsgleichung? (0.5 P.)



ip Gleichung da, aber Koeff. falsch: 0.25

b) Wieviel % Eisenoxid enthielt das Gemisch ursprünglich (2 P.)

: 2



Stoff	M	m	n
H <sub>2</sub> O	18	9	9/18=0.5
Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	159.69	39.922	0.25 mol
CuO	79.545	19.88	0.25 mol

f

39.922 / 59.8 = 66.7%

8.6. Welche Masse Silber wird bei einer Elektrolyse abgeschieden, wenn ein Gleichstrom von 3.2 A acht Minuten durch eine Silber(I)-nitratlösung fließt? (1 P.)

5.11 Aus  $I = \frac{Q}{t}$ ;  $Q = n \cdot z \cdot F$  und  $n = \frac{m}{M}$  ergibt sich

$m = \frac{I \cdot t \cdot M}{F \cdot z}$

$m_{Ag} = \frac{4 \text{ A} \cdot 480 \text{ s} \cdot 107,87 \text{ g} \cdot \text{mol} \cdot 0,8}{\text{mol} \cdot 9,65 \cdot 10^4 \cdot \text{As} \cdot 1}$  3.2

$m_{Ag} = 1,72 \text{ g.}$

ip Gleich. falsch umgestellt ... max 0.5 P.

ohne Stromausbeute

3.0

$$\frac{m}{M} = \frac{I \cdot t}{z \cdot F}$$

$$\text{Dichte} = \frac{m}{V}$$

$$m = V \cdot \text{Dichte}$$

8.7. Ein Würfel der Kantenlänge 10 cm soll in fünf Stunden mit einer Kupferschicht der Dicke  $d = 0.030$  mm elektrolytisch überzogen werden. Wie stark muss der Strom sein? Dichte Kuper =  $8.96 \text{ g/cm}^3$ . 1.5 P.

5.15 Gesucht: I

Gegeben:  $a = 10 \text{ cm}$   
 $t = 5 \text{ h} = 18\,000 \text{ s}$   
 $d = 30 \mu\text{m}$   
 $c = 0,3294 \text{ mg} \cdot \text{C}^{-1}$   
 $\rho_{\text{Cu}} = 8,96 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$

Aus  $m = c \cdot Q$  (1. FARADAY-Gesetz);  $Q = I \cdot t$  und  $m = \rho \cdot V$  wird

$$I = \frac{\rho \cdot V}{c \cdot t}$$

$$I = \frac{8,96 \text{ g} \cdot 6 \cdot 3 \cdot 10^2 \cdot 10^{-3} \text{ cm}^3 \cdot \text{C}}{\text{cm}^3 \cdot 0,3294 \text{ mg} \cdot 18\,000 \text{ s}}$$

$$I = 2,72 \text{ A}$$



$$I = \frac{m \cdot z \cdot F}{M \cdot t}$$

(0.0003m)

$$= \frac{8960 \cdot 2 \cdot 96485}{63.5 \cdot 18000} = 0.063 \cdot 546 \cdot 5 \cdot 3600$$

~~$I = 0.09 \text{ A}$~~  in kg!

$I = 6.7 \text{ A}$

$I = 2.7 \text{ A}$

8.8. Die Avogadro-Konstante lässt sich auf vielen Wegen ermitteln. Einer ist die Elektrolyse. Aus einer Nickel(II)-salzlösung wurden in 20 Minuten 218.9 mg Nickel abgeschieden. Die Stromstärke betrug 0.6 A. Wie gross ist die Avogadro-Konstante (berechnet)? 1.5 P.

5.16 Aus  $I = \frac{Q}{t}$ ;  $Q = n \cdot z \cdot F$ ;  $n = \frac{m}{M}$ ,  $F = N_A \cdot e$  und Einbeziehung des Wirkungsgrades ergibt sich:

$$N_A = \frac{I \cdot t \cdot M \cdot \eta}{e \cdot z \cdot m}$$

$$N_A = \frac{0,68 \text{ A} \cdot 1200 \text{ s} \cdot 58,7 \text{ g} \cdot 88,2}{\text{mol} \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ As} \cdot 2 \cdot 218,9 \cdot 10^{-3} \text{ g} \cdot 100}$$

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

$$F = N_A \cdot e$$

Ohne Stromstärke, ursprünglich 88.2% von 0.68 A

$$\frac{m}{M} = \frac{I \cdot t}{z \cdot F}$$

$$F = \frac{I \cdot t \cdot M}{m \cdot z}$$

$$F = N_A \cdot e$$

$$N_A = \frac{I \cdot t \cdot M}{m \cdot z \cdot e}$$

$$= \frac{0.6 \cdot 20 \cdot 60 \cdot 58.7}{0.2189 \cdot 2 \cdot 1.602 \cdot 10^{-19}} = 6.02604 \cdot 10^{23}$$

Dichte:  $F = N_A \cdot e$

$$\rightarrow N_A = \frac{F}{e}$$

$$= \frac{96485}{1.602 \cdot 10^{-19}} = 6.02278 \cdot 10^{23}$$

0.75 P.

3.0

8.9. (je 1 Punkt, total 3 P.)

- a) Wieviel Kupfer scheidet sich ab, wenn ein Strom von 0.75 A 10 Minuten lang durch eine wässrige CuSO<sub>4</sub>-Lösung geleitet wird.  
b) Welches Volumen O<sub>2</sub> (in Milliliter) wird unter Normalbedingungen erhalten?  
c) Wie gross ist die Konzentration von H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> in der Lösung, wenn das Volumen 250 ml betrage?

$$a) m/M = I \cdot t / (z \cdot F) \quad m = I \cdot t \cdot M / (z \cdot F) = 0.75 \text{ A} \cdot 600 \text{ s} \cdot 63.5 \text{ g/mol} / (2 \cdot 96485) = 0.148 \text{ g}$$

$$b) \text{ Reaktionsgleichung: } 2 \text{ H}_2\text{O} = \text{O}_2 + 4 \text{ H}_3\text{O}^+ (+ 4e^-)$$
$$n(\text{O}_2) = I \cdot t / (z \cdot F) = 0.75 \text{ A} \cdot 600 / (4 \cdot 96485) = 0.00116 \text{ mol} \quad a \text{ 22.4 Liter} = 0.0261 \text{ Liter resp. 26 ml}$$

$$c) \text{ Laut Stöchio } 4 \cdot \text{mehr H}_3\text{O}^+ \text{ als } n(\text{O}_2), \text{ d.h. } = 4 \cdot 0.00116 = 0.00464 \text{ mol}$$
$$c = n/V = 0.00464 / 0.25 = 0.01856 \text{ mol/l}$$

(pH wäre  $-\log() = 1.73$ , nicht verlangt)