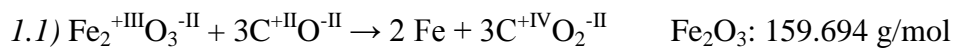
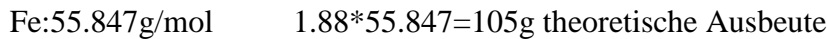
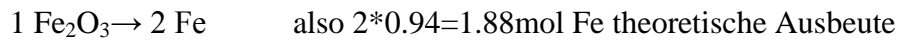


Chemiefragen vom Novemberprüfungskatalog

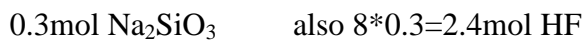
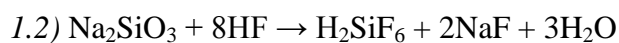


$$150\text{g}/159.694(\text{g/mol})=0.94 \text{ mol}$$

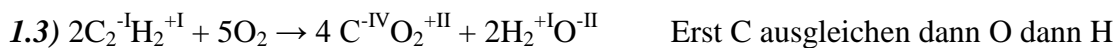


prozentuale Ausbeute: $87.9/105=0.837=83.7\%$

(ich schreib nur das erste Beispiel so ausführlich)

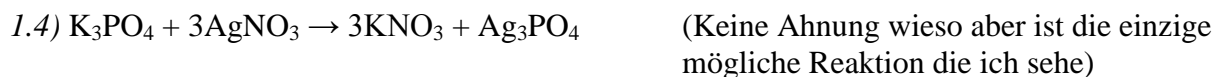


Es reagieren 8mol HF zu 2 mol NaF also 160g HF zu 84g NaF es gilt:
 $84/160=X/10$ $X=5.25\text{g}$



Es reagieren 2mol C_2H_2 mit 5mol O_2 also
52g C_2H_2 + 160g O_2 O_2 begrenzt die Reaktion (man hat gleichviel g von beiden bräuchte aber mehr O_2)

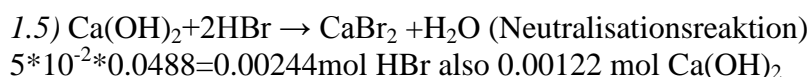
O_2 wird komplett verbraucht es gilt:
 $10/160=x/52$ also $x=3.25\text{g C}_2\text{H}_2$ werden verbraucht es bleiben $10-3.25=6.75\text{g}$ übrig



K_3PO_4 : Trikaliumphosphat
 AgNO_3 : Silbernitrat

$0.0705\text{g} = 0.000332 \text{ mol } \text{K}_3\text{PO}_4$ also $0.000996 \text{ mol } \text{KNO}_3$ und $0.000332 \text{ mol } \text{Ag}_3\text{PO}_4$
 $0.1\text{g } \text{KNO}_3$ $0.174\text{g } \text{Ag}_3\text{PO}_4$

$$K_L = c(\text{A})^m + c(\text{B})^n \quad K_L = c(\text{Ag})^3 + c(\text{PO}_4)^1$$

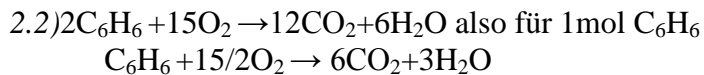


Konzentration(mol/Liter): $0.00122\text{mol}/0.11=0.0122(\text{mol/l})$
(g/l): $0.0122(\text{mol/l})*74(\text{g/mol})=0.9028(\text{g/l})$

2.1) $Q_r = -G_k * \Delta T$

Für 4g : $-7.794*14.50 = -113\text{kJ}$

Und dann für 1 mol: $-113/4(\text{kJ/g})*46(\text{g/mol})=-1299.5$



$$\Delta H_r = \sum n \cdot \Delta H_f(\text{Produkte}) - \sum m \cdot \Delta H_f(\text{Edukte})$$

$$\Delta H_r = 6 \cdot (-393,5) + 3 \cdot (-285,8) - (49 + 15/2 \cdot 0) = -3267 \text{ kJ/mol} \quad (\text{O}_2 \text{ elementar dann immer } 0)$$

also $-41,8 \text{ kJ/g}$ (mittlerweile sollte der Schritt kein Problem mehr sein)

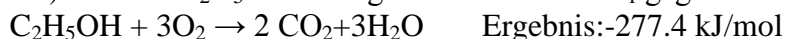
2.3) Methan = CH_4 sonst analog zu 2.2



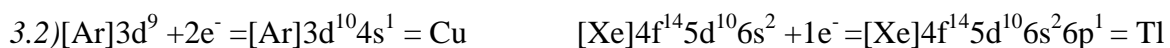
2.4) Graphit = C analog zu 2.2



2.5) Ethanol = $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ analog zu 2.2 nur das ΔH_r gegeben und $\Delta H_f(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})$ gesucht



3.1) Je größer der Atomradius desto geringer die Ionisierungsenergie, außerdem streben alle Elemente denn Edelgaszustand an (daher nimmt die erste Ionisierungsenergie im PSE von rechts nach links ab) höchste, erste Ionisierungsenergie He niedrigste Cs



3.3) Da für die Ionisierungsenergien dieser Elemente gilt $\text{Mg} > \text{Ca} > \text{K}$ (Begründung siehe 3.1) außerdem müssen Mg und Ca zwei e^- für den Edelgaszustand abgeben und Kalium nur eins

3.4) $\text{O}_2(-218) < \text{Br}_2(-7) < \text{K}(63,3) < \text{Mg}(639)$ Bei der Metallenbindung (Elektronengas) nimmt die Anziehung zwischen Elektronengas und Atomkernen mit der Anzahl der Außenelektronen zu also $\text{Mg} > \text{K}$; bei Nichtmetallen in elementarer Form (unpolar) herrschen nur schwache Anziehungskräfte zwischen den Atomen daher Schmelzpunkt Nichtmetalle $<$ Schmelzpunkt Halbmetalle $<$ Schmelzpunkt Metalle (Man findet eine logischere, ausführlicher Erklärung im Kapitel über Bindungstheorie bei den Folien ich hab sie nur leider vergessen)

3.5) 1mol des Endprodukts besteht aus :

$$0,1214 \cdot 98,9 = 12,00646 \text{ g/mol C} \approx 1 \text{ mol C}$$

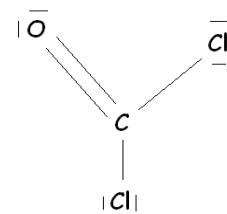
$$0,1617 \cdot 98,9 = 15,9994 \text{ g/mol O} \approx 1 \text{ mol O}$$

$$0,7169 \cdot 98,9 = 79,90141 \text{ g/mol Cl} \approx 2 \text{ mol Cl}$$

Molekülformel: COCl_2

Lewisformel:

Man wählt jene Lewisformel bei der die Formalladung der einzelnen Atome am nächsten bei 0 ist. (hier =0)



3.6) Annahme 100g enthalten:

68.13g = 5.6775 mol C

13.72g = 13.72 mol H

18.15g = 1.13 mol O

Daraus folgt für das Verhältnis mol O zu mol H zu mol C:

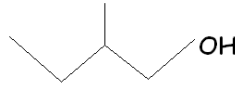
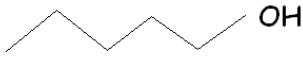
1 : 12 : 5 also die Gesamtformel: $C_{5n}H_{12n}O_n$

Für n=1: $C_5H_{12}O$ mögliche Moleküle:

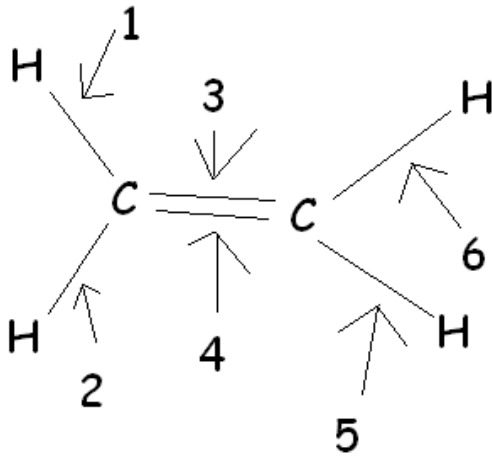
Pentanol

2-Methyl-Butanol

3-Methyl-Butanol



3.7) Ethylen(Ethen): C_2H_4



Es handelt sich um ein sp^2 -Hybrid:

1: sp^2_x σ -Bindung

2: sp^2_y σ -Bindung

3: sp^2_z σ -Bindung

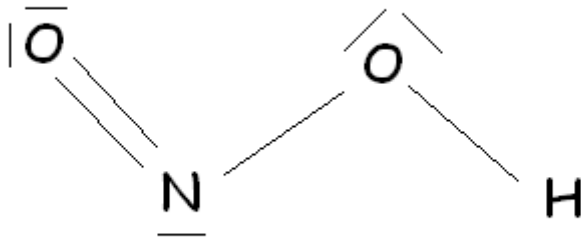
4: übriges p-Orbital π -Bindung

5: sp^2_x σ -Bindung

6: sp^2_y σ -Bindung

3.8) Ist auf irgendeiner von seinen Folien (mag I am Computer net zeichnen)

3.9) Analog zu 3.5 NO₂H H an O gebunden also:



N: sp²-Hybrid
2* σ
1* π

4.1) $p = R \cdot T \cdot n / V$ T = Temperatur in K; R= Konstante; n=mol; V = Volumen

$$p_o = 0.0821 \cdot 273 \cdot 0.1875 / 0.1 = 42.02 \text{ atm}$$

$$p_{CH} = 0.0821 \cdot 273 \cdot 0.5625 / 0.1 = 126.07 \text{ atm}$$

$$p_{ges} = \sum(\text{Partialdrücke}) = 42.02 + 126.07 = 168.09 \text{ atm}$$

4.2) $n = p \cdot V / (R \cdot T)$ wie in 4.1)(man beachte die Einheit der Konstanten)

$$n = 0.551 \cdot 745 / (62.36 \cdot 299) = 0.02 \text{ mol N}_2$$

(wer den nächsten Schritt jetzt immer noch nicht versteht dem kann bei der Prüfung nur der liebe Gott helfen)

also wurden 1.28g NH₄NO₂ zersetzt

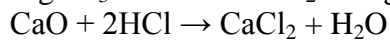
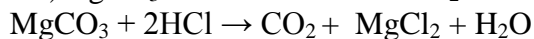
4.3) $n = p \cdot V / (R \cdot T)$ gleich wie 4.2) $n = 0.037 \text{ mol}$ sind 1.56g Cyclopropan also:

$$1 \text{ mol} = 42 \text{ g}$$

analog zu 3.5) Molekülformel C₃H₆ (hätte man eigentlich auch aus dem Namen schließen können)

Cyclopropan wird vermutlich mehr vom idealen Gasverhalten abweichen weil es ein größeres Molekül als Argon ist und beim idealen Gas die Moleküle als Punkte angenommen werden

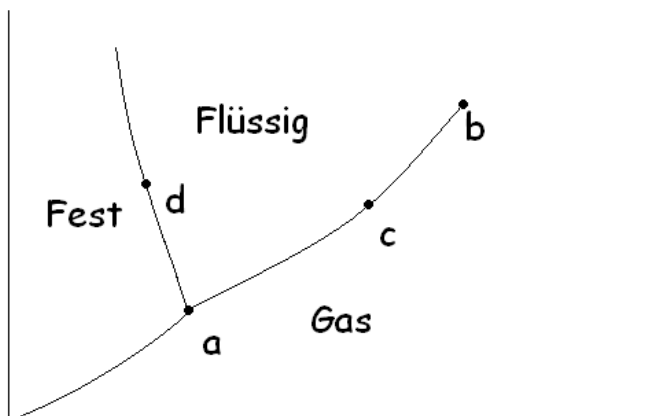
4.4) $\text{MgCO}_3 + \text{CaO} + 4\text{HCl} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{CaCl}_2 + \text{MgCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ also die Einzelreaktionen:



(Ich glaub so müsste das ablaufen bin mir aber nicht sicher)

Molzahl CO₂ $n = p \cdot V / (R \cdot T)$ gleich wie 4.2) $n = 0.06 \text{ mol}$

Molzahl CO₂ = Molzahl
MgCO₃ also 5.04g MgCO₃
 $5.04 / 9.23 = 0.546 = 54.6\%$



4.5)
x-achse: Temperatur
y-achse: Druck
a) Tripelpunkt
0.0098 C 4.58 torr
b) kritische Punkt:
374 C 218 atm

c) Siedpunkt:

100°C 1 atm

d) Schmelzpunkt

0°C 1 atm

Man beachte dass der Schmelzpunkt mit steigendem Druck sinkt!

4.6) a) Van der Waalskräfte Dispersionskräfte

b) Dipolkräfte; Wasserstoffbrücken

c) unterschiedlich geladen Ionen (elektromagnetische Anziehung)

d) Elektronengas + Atomrümpfe (elektromagnetische Anziehung)

4.7) kristalline Festkörper: regelmäßige Struktur amorphe: unregelmäßige Struktur daher sind kristalline Festkörper härter, höhere Dichte und weniger spröde

kristallin: Quarz

amorph: Quarzglas

4.8) Glycerin ($C_3H_5(OH)_3$) $p_a = X \cdot p_0$ p_0 = Dampfdruck des reinen Lösungsmittel

X = Molenbruch des Lösungsmittel = Mol Lösungsmittel / Mol gesamte Lösung

Mol Wasser = $500/18 = 27.8$

Mol Glycerin = $(50 \cdot 1.26)/92 = 0.68$

$p_a = 27.8 / (27.8 + 0.68) = 23.8$ torr

4.9) x = mol Wasser y = mol Ethylenglykol 1 atm = 760 torr Molenbruch von Ethylenglykol also $y/(x+y)$

nach der Formel von 4.8

$1070 \cdot x / (x+y) = 760$ also

$x+y = (1070/760) \cdot x$

$y = (1070/760) \cdot x - x = (1070/760 - 1) \cdot x$

$y/(x+y) = [(1070/760 - 1) \cdot x] / [(1070/760) \cdot x] = (1070/760 - 1) / (1070/760) = 0.29$

4.10) 10g $Hg(NO_3)_2 = 0.031$ mol

10g $HgCl_2 = 0.037$

$Hg(NO_3)_2$ ist der stärkere Elektrolyt weil es eine größere Gefrierpunktänderung bei geringer Molzahl verursacht. (Ehrlich gesagt hab ich keine Ahnung aber es klingt logisch, weil sich der stärker Elektrolyt auch besser in Wasser löst.)

$\Delta T = K_p \cdot m$ also

$\Delta T = 0.51 \cdot 0.031 = 0.01581$

$\Delta T = 0.51 \cdot 0.037 = 0.01887$

5.1) Reaktionsgeschwindigkeit = $k \cdot [A]^n \cdot [B]^m$; k : Geschwindigkeitskonstante; m und n Verhältnis (Es reagieren n mol A mit m mol B) sind unabhängig von der Molarität konstant
 Durch einsetzen der Werte aus den Zeilen 3 und 4 und dividieren der Gleichungen:
 $0.0682/0.1193 = [k \cdot 0.2^n \cdot 0.1^m] / [k \cdot 0.35^n \cdot 0.1^m] = (0.2/0.35)^n$
 $0.57 = 0.57^n \quad n = 1$

Aus 2 und 3 mit $n = 1$: (eigentlich wäre 1,2 leichter aber 1 liefert andere Ergebnisse wie 2 deshalb glaub ich das die Reaktionsgeschwindigkeit von 1 falsch angegeben ist)
 $0.1065/0.0682 = [k \cdot 0.25 \cdot 0.125^m] / [k \cdot 0.2 \cdot 0.1^m] = 1.25 \cdot 1.25^m$
 $1.56 = 1.25 \cdot 1.25^m \quad 1.25 = 1.25^m \quad m = 1$

Aus 5:
 $0.0596 = k \cdot 0.175 \cdot 0.1 \quad k = 3.4$

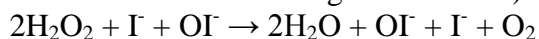
Geschwindigkeitsgesetz der Reaktion:
 $R_{ges} = 3.4 \cdot [BF_3] \cdot [NH_3]$

Gesamtordnung = $m+n = 2$

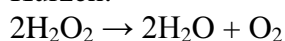
5.2) $k_T/k_t = e^{(E/R) \cdot (1/t - 1/T)}$ k : geskonst; E : Aktivierungsenergie(J) R : Gaskonstante(8.315);
 T und t Temperatur(in K):
 $k_T/k_t = e^{(65700/8.315) \cdot (1/273 - 1/323)}$ also $k_T = 88.26 \cdot k_t$ Die Reaktion findet 88.26 mal schneller statt

5.3) Da jeweils 1 mol H_2O_2 und ein mol I^- bzw. IO^- miteinander reagieren (allgemeiner Ausdruck siehe 5.1) gilt $n = 1$ $m = 1$ (k kann aus der Angabe nicht bestimmt werden):
 $R_{ges}(1) = k_1 \cdot [I^-] \cdot [H_2O_2]$ langsam
 $R_{ges}(2) = k_2 \cdot [OI^-] \cdot [H_2O_2]$ schnell

Chemische Gleichung des Gesamtprozess(man kann Reaktionsgleichungen fast gleich wie mathematische Gleichungen behandeln): addieren:



Kürzen:



Geschwindigkeitsgesetz der Gesamtreaktion: die langsame Reaktion beschränkt die Reaktion daher ist nur k_1 ausschlaggebend: $R_{ges} = R_{ges}(1) = k_1 \cdot [I^-] \cdot [H_2O_2]$

5.4) Da die Reaktion in beide Richtungen abläuft muss im Gleichgewichtszustand gelten Reaktionsgeschwindigkeit in die eine Richtung = Reaktionsgeschwindigkeit in die andere Richtung (mit der Formel aus 5.1):

$$k_1 \cdot [A]^n = k_{-1} \cdot [B]^m \quad k_1, k_{-1} \text{ Geschwindigkeitskonstanten in die jeweilige Richtung}$$

Es reagieren 1 mol Br_2 (links); 2 mol Br (rechts) also $n = 1$ und $m = 2$:

$$k_1 \cdot [Br_2] = k_{-1} \cdot [Br]^2 \text{ durch Umformen: } [Br] = \sqrt{\{(k_1/k_{-1}) \cdot [Br_2]\}}$$

5.5) Bei metallischen Katalysatoren werden die miteinander reagierenden Stoffe (wenn sie auf die Oberfläche treffen) an der Oberfläche getrennt absorbiert, die Reaktion findet dann an der Oberfläche des Katalysators statt, danach werden die Produkte wieder freigesetzt. Das Verfahren ist daher umso effektiver je größer die Oberfläche des Katalysator ist.

6.1) Zur Erklärung von K_c (nach Formeln von 5.1 und 5.4):

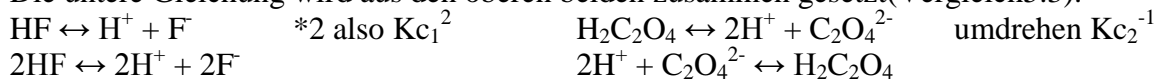
$K_c = k_1/k_{-1} = \{[C]^o*[D]^p\}/\{[A]^n*[B]^m\}$ Angabe für zwei Reaktionspartner auf beiden Seiten der Gleichgewichtsreaktion (A,B) links (C,D) rechts im Gleichgewichtszustand
Rechenregeln:

Die Angabe von K_c ist also immer von links nach rechts gedacht. Von rechts nach links gilt natürlich $1/K_c$

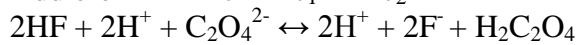
Außerdem bewirkt das multiplizieren der Reaktionsgleichung mit 2 eine Verdopplung der mol also n, m, o und p mal zwei deshalb K_c^2

Wenn man zwei Reaktionen mit einander addiert gilt für $K_{c_{res}} = K_{c_1} * K_{c_2}$ (dafür muss man bei der Formel schon etwas genauer hinsehen, also wer den Schritt mühelos nachvollziehen kann hat bis hierher brav gelernt)

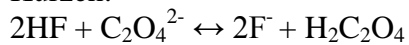
Die untere Gleichung wird aus den oberen beiden zusammen gesetzt (Vergleich 5.3):



Addieren $K_c = K_{c_1}^2 * K_{c_2}^{-1}$

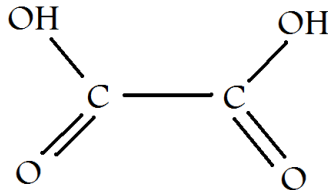


Kürzen:



$$\text{Also } K_c = K_{c_1}^2 * K_{c_2}^{-1} \quad K_c = (6.8 * 10^{-4})^2 * (3.8 * 10^{-6})^{-1} = 0.122$$

Lewis-Strukturformel:



6.2) K_p ist das gleiche wie K_c nur auf die Partialdrücke statt auf die Konzentration bezogen deshalb gelten die gleichen Überlegungen und Regeln.

Analog zu 6.1:

3*die erste Gleichung + der zweiten umgedreht = die gesuchte Reaktion

Also:

$$K_p = K_{p_1}^3 * K_{p_2}^{-1} \quad K_p = 54^3 * (1.04 * 10^{-4})^{-1} = 1.51 * 10^9$$

6.3) Wir haben 2 mol SO_3 die zu 2 mol SO_2 und 1 mol O_2 reagieren

Wenn der Partialdruck von SO_3 abnimmt nimmt der von SO_2 und O_2 um das gleiche mal dem Verhältnis der Mol zu. (Die Begründung hab ich vergessen aber es is so); Es gilt also wenn der Partialdruck von SO_3 um x abnimmt nimmt der von SO_2 um x und der von O_2 um $0.5*x$ zu.

Laut Angabe ist am Anfang nur SO_3 vorhanden und der Partialdruck von SO_3 nimmt von 0.5 auf 0.2 ab wenn dann ist der Gleichgewichtszustand erreicht. Es gilt also im Gleichgewichtszustand:

$$p(SO_3) = 0.2 \quad p_2(SO_2) = 0.3 \quad p_3(O_2) = 0.15$$

Man ersetzt in der Formel von 6.1 [A] durch p(A) und braucht nur mehr einsetzen:

$$K_p = 0.3^2 * 0.15 / 0.2^2 = 0.3375$$

6.4) [Gleiche Reaktion wie in 6.3] Man setzt erst einmal die Drücke wie in 6.3 in die Formel ein und überlegt sich dann, was das Ergebnis bedeutet:

$$Q_p = 0.41^2 * 2.5 / 0.16^2 = 16.42 > K_p \text{ (schade } Q_p = K_p \text{ wäre leicht zu interpretieren)}$$

Die Reaktion läuft solange in eine Richtung ab bis der Gleichgewichtszustand erreicht ist (also $Q_p = K_p$) Q_p muss in unserem Fall also solange kleiner werden bis $Q_p = K_p$ gilt. Q_p

wird kleiner wenn der Zähler abnimmt und der Nenner größer wird. Da der Zähler das Produkt aus den Partialdrücken von SO₂ und O₂ ist und der Nenner der Partialdruck von SO₃ folgt das SO₂ und O₂ weniger und SO₃ mehr werden muss. Die Reaktion läuft also von rechts nach links ab.

6.5) Man erhält die Partialdrücke nach der Formel von 4.8:

T(850°C):

$$p(\text{CO}_2) = p_{\text{ges}} \cdot \text{Molenbruch} = 1 \cdot 0.0623 = 0.0623$$

$$p(\text{CO}) = 0.9377$$

$K_p = 0.9377^2 / 0.0623 = 14.11$ (Formel wie in 6.3; Wer sich fragt wo der Partialdruck von C abgeblieben ist sollte genau auf die kleinen Klammern unter den Elementensymbolen schauen, mehr verrät ich nicht)

$$T(950^\circ\text{C}): \quad p(\text{CO}_2) = 0.0132 \quad p(\text{CO}) = 0.9868 \quad K_p = 73.77$$

$$T(1050^\circ\text{C}): \quad p(\text{CO}_2) = 0.0037 \quad p(\text{CO}) = 0.9963 \quad K_p = 268.27$$

Es handelt sich um eine endotherme Reaktion. Eine Reaktion die in die eine Richtung endotherm ist, ist in die andere exotherm, die Angabe bezieht sich wie immer auf die Richtung von links nach rechts. Daraus, dass K_p mit steigender Temperatur größer wird, können wir mit der Formel von 6.1 schließen, dass die Reaktion immer stärker von links nach rechts abläuft. Endotherme Reaktion nehmen Energie aus der Umgebung auf exotherme geben sie an die Umgebung ab. Mehr Temperatur bedeutet mehr Energie, die aufgenommen werden kann, und begünstigt daher die endotherme Reaktionsrichtung.

In der Angabe ist die Konstante R gegeben. Es gibt noch einen zweiten meiner Meinung nach komplizierteren Ansatz für den R benötigt wird, deshalb bin ich bei dem Ansatz nicht ganz sicher ob er stimmt, aber ich bin zu faul jetzt den zweiten auszuprobieren um zu schauen ob das gleiche herauskommt.

6.6) Ähnlich wie 6.3 nur diese Mal ist statt der Änderung des Partialdrucks bis der Gleichgewichtszustand erreicht ist, die Gleichgewichtskonstante gegeben. Die Überlegung geht also in die andere Richtung. Der Anfangsdruck von PCl₅ nimmt solange ab bis (nachdem er um x abgenommen hat) der Gleichgewichtszustand erreicht ist. Im Gleichgewichtszustand gilt dann also (wie in 6.3):

$$p(\text{PCl}_5) = 1.66 - x \quad p(\text{PCl}_3) = x \quad p(\text{Cl}_2) = x \quad K_p = 0.497 \text{ also}$$

$$0.479 = x^2 / (1.66 - x) \quad 0 = x^2 + 0.479x - 0.79514 \quad \text{da nur positive Lösungen sinnvoll sind}$$

$$x = 0.68 \quad p(\text{PCl}_5) = 0.98 \quad p(\text{PCl}_3) = 0.68 \quad p(\text{Cl}_2) = 0.68$$

7.1) 0.62g in 250 mL also $2.48\text{g/L} = 0.02\text{mol/L}$

$$\text{ph} = -\log[\text{H}^+] \quad 3.26 = -\log[\text{H}^+] \quad [\text{H}^+] = 0.00055 \text{ mol/L}$$

Aus der Strukturformel kann man erkennen, dass Nicatin nur ein H⁺ abgeben kann daher gilt: mol/L H⁺ = mol/L dissoziiertes Nicatin also 0.00055 mol/L sind dissoziiert

$$0.00055 / 0.02 = 0.0275 = 2.75 \%$$

$$K_s = [\text{H}^+] \cdot [\text{A}^-] / [\text{A}] \quad \text{A}^- \text{ dissoziierte Konzentration; A nicht dissoziierte Konzentration}$$

$$K_s = 0.00055^2 / (0.02 - 0.00055) = 1.5 \cdot 10^{-6}$$

7.2) Gleiche Überlegung wie in 6.6 HF dissoziiert um x bis der Gleichgewichtszustand erreicht ist: $[\text{H}^+] = [\text{F}^-] = x \quad [\text{HF}] = 0.1 - x$ Formel aus 7.1:

$$6.8 \cdot 10^{-4} = x^2 / (0.1 - x) \quad 0 = x^2 + 6.8 \cdot 10^{-4} - 6.8 \cdot 10^{-5} \quad \text{nur positive Lösung:}$$

$$x = 0.0086 \quad 0.0086 / 0.1 = 0.086 = 8.6\%$$

dann einfach 0.1 durch 0.01 ersetzen:

$$x = 0.0029 \quad 0.0029/0.01 = 0.29 = 29\%$$

7.3) Da es sich um eine zweiwertige Säure handelt findet die Reaktion in zwei Schritten statt. Wenn man nur die einzelnen Schritte betrachtet kann man analog zu 7.2 für den ersten Schritt aus der Anfangskonzentration berechnen:

$$[H^+]_1 = [(COO)_2H] = x = 0.0158$$

Jetzt kann man 0.0158 als Anfangskonzentration für den zweiten Schritt betrachten und erhält wieder analog zu 7.2:

$$[H^+]_2 = [(COO)_2^{2-}] = x' = 0.001 \text{ also}$$

$$pH = -\log([H^+]_1 + [H^+]_2) = 1.77$$

$$\text{Konzentration } [(COO)_2^{2-}] = 0.001/0.02 = 5\%$$

7.4) Zweibasig da zwei OH-Gruppen Molarität:

$0.102 \cdot 0.0233 = 0.0023$ mol NaOH werden zum titrieren benötigt da zweibasig folgt daraus:

0.0013 mol H_3PO_3 sind in 25 mL enthalten also 0.052 mol/L

da der zweite Reaktionsschritt laut Angabe vernachlässigt werden kann folgt:

$$[H^+] = [\text{dissoziiertes } H_3PO_3] \text{ und } 1.59 = -\log[H^+] \text{ (siehe 7.1)}$$

$$[H^+] = 0.025 \quad \text{Dissoziationsgrad} = 48\% \quad \text{Analog zu 7.2 } K_s = 0.02$$

7.5) Molarität = $p/(R \cdot T) = 0.003$ mol/L

$$pOH = 14 - pH = 5.47 = -\log[OH] \quad [OH] = 3.4 \cdot 10^{-6}$$

K_b ist das gleich wie K_s nur mit $[OH]$ Statt $[H]$ in der Formel (7.1):

$$K_b = (3.4 \cdot 10^{-6})^2 / 0.003 = 3.85 \cdot 10^{-9}$$

7.6) HCl kann als vollständig gelöst angenommen werden. Daher am Anfang ist $[H^+] = 0.1$ sonst analog zu 7.2:

$$x = [F^-] = 1.36 \cdot 10^{-3} \text{ also } [H^+] = 0.1 + 1.36 \cdot 10^{-3} = 0.0136 \quad pH = 1$$

7.7) Natriumacetat CH_3COONa Essigsäure CH_3COOH

gleich wie 7.6 nur das $[H^+] = 0$ und $[CH_3COO^-] = 0.3$ mol/L $pH = 4.74$

7.8) gleich wie 7.7 $pH = 4$

7.9) durch allgemeines durchrechnen von Beispielen wie 7.6-7.8 erhält man:

$$pH = -\log K_s + \log[\text{Base}]/[\text{Säure}]$$

in diesem Beispiel ist die Gesamtmenge der Flüssigkeit = $45 + 25 = 70$ ml

$$\text{(trivial) } [Base] = 0.064 \quad [Säure] = 0.035 \quad pH = 5$$

7.10) $K_l = [A^+]^n \cdot [B^-]^m \quad CaF_2 \leftrightarrow Ca^{+2} + 2F^-$ (Vergleich chemisches Gleichgewicht)

CaF_2 löst sich um x mol/L solange auf bis $[A^+]^n \cdot [B^-]^m$ erfüllt ist also:

$$[A^+] = x \quad n=1 \quad [B^-] = 2x \quad m=2$$

$$3.9 \cdot 10^{-11} = x \cdot (2x)^2 = 4x^3 \quad x = 2.1 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l} \quad CaF_2 = 78 \text{ g/mol}$$

$$2.1 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l} \cdot 78 \text{ g/mol} = 0.01638 \text{ g/l}$$

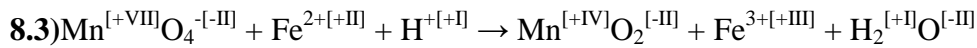
7.11) $1.6 \cdot 10^{-3}$ mol/l Pb $4.3 \cdot 10^{-3}$ mol/l SO_4

$Pb^{2+} + SO_4^{2-} \leftrightarrow PbSO_4$ also analog zu 7.10:

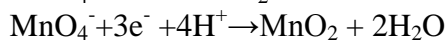
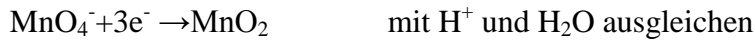
$$Q = 1.6 \cdot 10^{-3} \cdot 4.3 \cdot 10^{-3} = 6.4 \cdot 10^{-6} > K^l \text{ es fällt Niederschlag aus (ähnliche Überlegung wie 6.4)}$$

8.1) für 1,2,3 $\Delta S < 0$ für 4 $\Delta S \approx 0$ Vorzeichen unmöglich vorherzusagen ΔS ist von der Beweglichkeit der einzelnen Moleküle abhängig

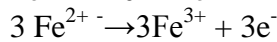
- 8.2)a) Nach Ablauf des Prozesses können das betrachtete System und die Umgebung wieder in den Ausgangszustand zurückversetzt werden
 b) Sie ist im gleichen Zustand wie vor dem Prozess
 c) Bei geeignetem Druck und Temperatur (= Kondensationspunkt) kondensiert Wasser. Die Kondensation von Wasser ist ein reversibler Prozess



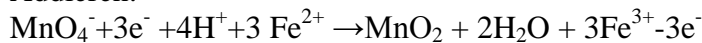
Oxidiert:



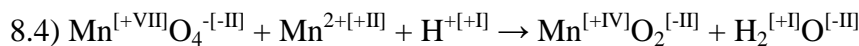
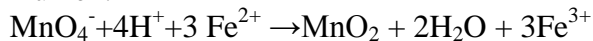
Reduziert:



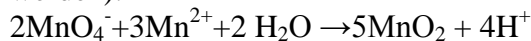
Addieren:



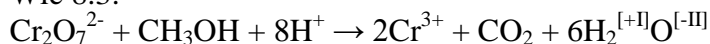
Kürzen:



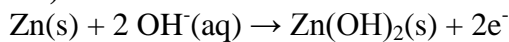
Wie 8.3 (in der Redoxreaktion darf links und rechts H_2O und H^+ nach belieben dazu gedichtet werden):



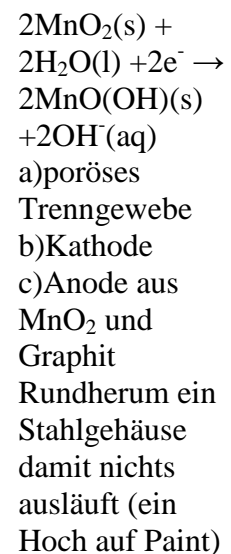
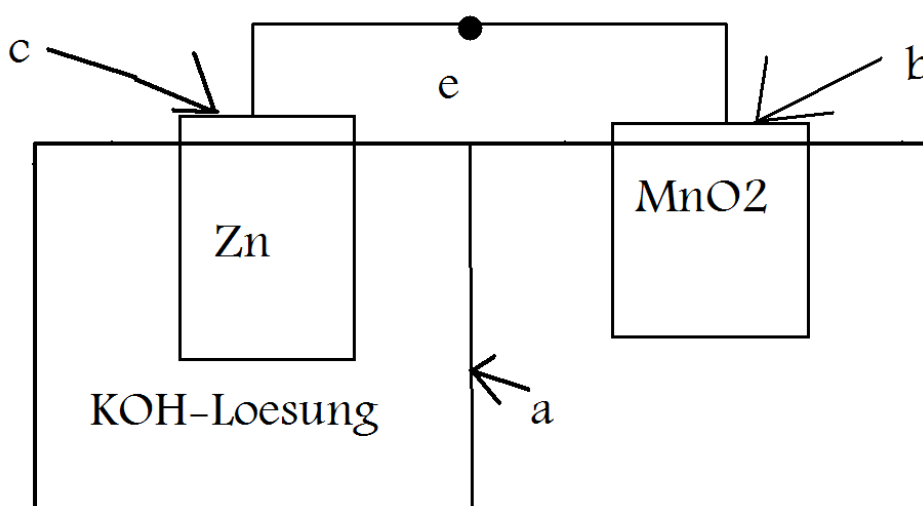
Wie 8.3:



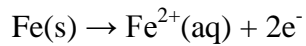
8.6) Anodenreaktion:



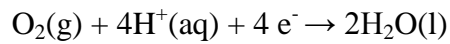
Kathodenreaktion:



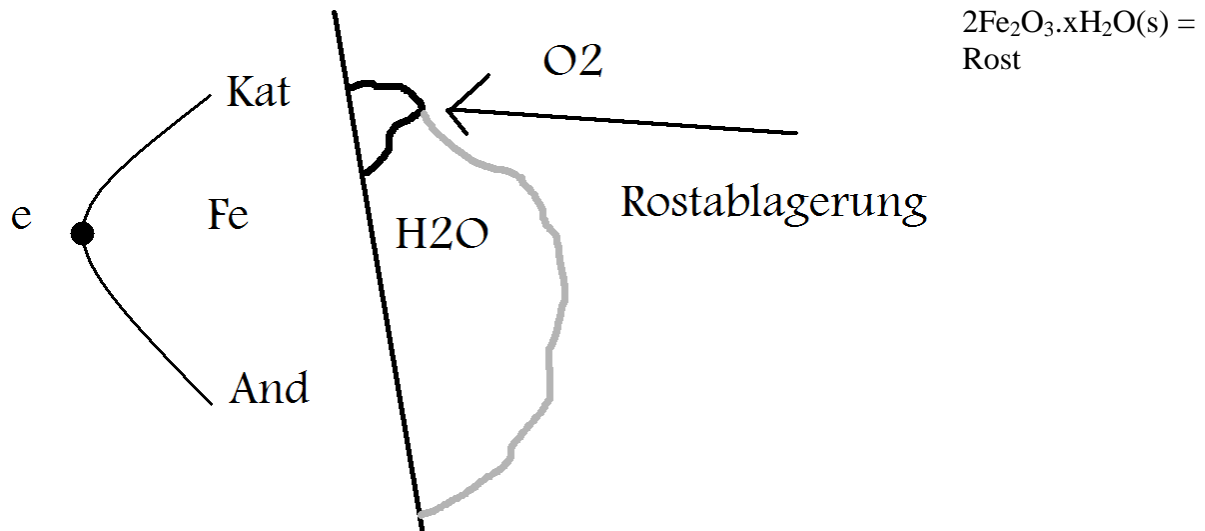
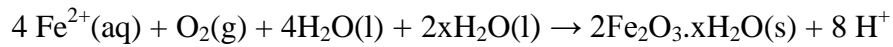
8.7) Anodenreaktion:



Kathodenreaktion:



Gesamtreaktion:



Die Antworten auf die Fragen zur Stoffchemie findet wohl jeder selbst leicht im Internet. Bei meinem Test ist übrigens noch die Frage zur Chiralität gekommen, also zusammen gefasst war mein Test:

1.3 2.1 3.8 7.2 8.3 8.6 Chiralität

Man braucht nur drei richtige und einen Punkt zum bestehen (is also net zu schwer)