

Chemie für Studierende der Physik

Ausarbeitung Fragenkatalog V.2.00

Karl-Franzens-Universität Graz

Philipp Millionis

March 8, 2012

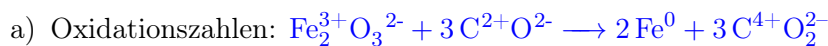
LIMITIERENDE REAKTANTEN - STÖCHIOMETRIE

1. Stellen Sie sich vor, Sie wollen einen Prozess verbessern, in dem aus Eisenerz, das Fe_2O_3 enthält, Eisen gewonnen wird. Als Testexperiment führen sie folgende Reaktion durch: $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CO} \rightarrow 2\text{Fe} + 3\text{CO}_2$

Schreiben Sie für alle Atome die Oxidationszahlen an.

Wenn Sie mit 150 g Fe_2O_3 limitierendem Reaktanten beginnen, wie groß ist die theoretische Ausbeute an Fe?

Wie groß wäre die prozentuale Ausbeute, wenn Ihre tatsächliche Ausbeute an Fe 87.9 g wäre?



b) theoretische Ausbeute:

Mol berechnen, Stoffmenge mit Atomgewicht multiplizieren

$$\text{theoretische Ausbeute} = x \text{ Mol} \cdot x \frac{\text{g}}{\text{Mol}}$$

$$M_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = 2 \cdot 55,8 + 3 \cdot 16 = 159,6 \text{ g/Mol}$$

$$M_{3\text{CO}} = 3 \cdot (12 + 16) = 84 \text{ g/Mol}$$

$$M_{2\text{Fe}} = 2 \cdot 55,8 = 111,6 \text{ g/Mol}$$

$$M_{3\text{CO}_2} = 3(12 + 2 \cdot 16) = 132 \text{ g/Mol}$$

$$\text{Mol bei 150g Fe}_2\text{O}_3: x = \frac{150 \text{ g}}{159,6 \frac{\text{g}}{\text{Mol}}} = 0,94 \text{ Mol}$$



$$0,94 \text{ Mol} \cdot 111,6 \frac{\text{g}}{\text{Mol}} = 104,9 \text{ g}$$

c) prozentuale Ausbeute:

$$\frac{\text{tatsächliche Ausbeute}}{\text{theoretische Ausbeute}} \cdot 100 = \frac{87,9 \text{ g}}{104,9 \text{ g}} \cdot 100 = 83,79\%$$

2. Fluorwasserstoffsäure kann nicht in Glasbehältern aufbewahrt werden, weil Silikate von HF angegriffen werden. Natriumsilikat reagiert z.B. wie folgt:



Wie viel Mol HF werden benötigt, um mit 0.300 Mol Na_2SiO_3 zu reagieren?

Wieviel g NaF werden gebildet, wenn 10 g HF mit 85.4 g Na_2SiO_3 reagieren?

a) $n_{\text{HF}} = 0,3 \cdot 8 = 2,4 \text{ Mol}$

b) $M_{\text{Na}_2\text{SiO}_3} = (2 \cdot 23) + 28 + (3 \cdot 16) = 122 \frac{\text{g}}{\text{Mol}}$

$$n_{\text{Na}_2\text{SiO}_3} = \frac{85,4 \text{ g}}{122 \frac{\text{g}}{\text{Mol}}} = 0,7 \text{ Mol}$$

$$M_{\text{HF}} = 1 + 19 = 20 \frac{\text{g}}{\text{Mol}}$$

$$n_{\text{HF}} = \frac{10 \text{ g}}{20 \frac{\text{g}}{\text{Mol}}} = 0,5 \text{ Mol} < 0,7 \text{ Mol} \Rightarrow \text{begrenzender Teil}$$

$$M_{\text{NaF}} = 23 + 19 = 42 \frac{\text{g}}{\text{Mol}}$$

$$\frac{2 \cdot 42}{8 \cdot 20} = \frac{m_{\text{NaF}}}{10 \text{ g}} \Rightarrow m_{\text{NaF}} = 5,25 \text{ g}$$

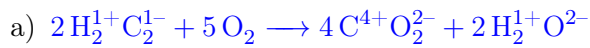
3. Wenn ein Gemisch aus 10.0 g Acetylen ($\text{H} - \text{C} \equiv \text{C} - \text{H}$) und 10 g Sauerstoff entzündet wird, entsteht bei der Verbrennungsreaktion CO_2 und H_2O .

Bestimmen sie die Oxidationsstufen aller beteiligten Atome.

Geben sie die ausgeglichene Gleichung dieser Reaktion an.

Welcher Reaktant begrenzt die Reaktion?

Wie viel Gramm jedes Reaktionspartners sind nach der Reaktion vorhanden?



b) $M_{\text{H}_2\text{C}_2} = (2 \cdot 1) + 2 \cdot 12 = 26 \frac{\text{g}}{\text{Mol}}$
 $n_{\text{H}_2\text{C}_2} = \frac{10\text{g}}{26 \frac{\text{g}}{\text{Mol}}} = 0,385\text{Mol}$

$M_{\text{O}_2} = (2 \cdot 16) = 32 \frac{\text{g}}{\text{Mol}}$
 $n_{\text{O}_2} = \frac{10\text{g}}{32 \frac{\text{g}}{\text{Mol}}} = 0,312\text{Mol} \Rightarrow \text{begrenzender Teil}$

$M_{\text{CO}_2} = (12 + 2 \cdot 16) = 44 \frac{\text{g}}{\text{Mol}}$
 $M_{\text{H}_2\text{O}} = (2 \cdot 1 + 16) = 18 \frac{\text{g}}{\text{Mol}}$

c) $m_{\text{O}_2} = 0\text{g} \Leftarrow$ wird komplett aufgebraucht

$m_{\text{H}_2\text{C}_2} = 10\text{g} - \frac{2 \cdot 0,312}{5} \cdot 26 = 6,76\text{g}$

$m_{\text{CO}_2} = \frac{4 \cdot 0,312}{5} \cdot 44 = 10,98\text{g}$

$m_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{2 \cdot 0,312}{5} \cdot 18 = 2,25\text{g}$

4. Eine Probe von 70.5 mg K_3PO_4 wird zu 15.0 mL 0.4 molarer AgNO_3 -Lösung gegeben. Es fällt ein Niederschlag aus.

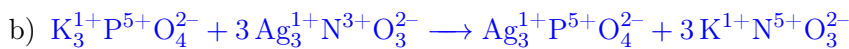
Wie lauten die Namen von K_3PO_4 und AgNO_3 ?

Geben sie die Gleichung für diese Reaktion an.

Berechnen Sie die theoretische Ausbeute des gebildeten Niederschlags in Gramm.

Schreiben Sie den allgemeinen Ausdruck für das Löslichkeitsprodukt des Niederschlags an.

a) K_3PO_4 : Kaliumphosphat, AgNO_3 : Silbernitrat



c) $M_{\text{K}_3\text{PO}_4} = (3 \cdot 39) + 31 + (4 \cdot 16) = 212 \frac{\text{g}}{\text{Mol}}$
 $M_{\text{AgNO}_3} = 108 + 14 + (3 \cdot 16) = 170 \frac{\text{g}}{\text{Mol}}$
 $M_{\text{Ag}_3\text{PO}_4} = (3 \cdot 108) + 31 + (4 \cdot 16) = 419 \frac{\text{g}}{\text{Mol}}$

$n_{\text{K}_3\text{PO}_4} = \frac{70,5 \cdot 10^{-3}}{212} = 0,0003325\text{Mol}$

0,4 molare Lösung \Rightarrow 0,4 Mol pro Liter

$n_{\text{AgNO}_3} = 0,4 \cdot 15 \cdot 10^{-3} = 6 \cdot 10^{-3}\text{Mol}$

$m_{\text{Ag}_3\text{PO}_4} = 6 \cdot 10^{-3} \cdot 419 = 2,5\text{g}$

5. Eine Probe aus festem Ca(OH)_2 wird bei 30°C in Wasser gerührt, bis die Lösung mit Ca(OH)_2 gesättigt ist. 100 mL dieser Probe werden entnommen und mit $5,00 \cdot 10^{-2}$ Mol/L HBr -Lösung titriert. Zur Neutralisation der Probe werden 48.8 mL der Säurelösung benötigt.

Welche Konzentration hat die Ca(OH)_2 -Lösung?

Wie groß ist bei 30°C die Löslichkeit von Ca(OH)_2 in Wasser (Angabe in g Ca(OH)_2 pro Liter).



$n_{\text{HBr}} = 5,00 \cdot 10^{-2} \frac{\text{Mol}}{\text{L}} \cdot 48,8 \cdot 10^{-3}\text{L} = 0,00244\text{Mol}$

$n_{\text{Ca(OH)}_2} = \frac{n_{\text{HBr}}}{2} = \frac{0,00244\text{Mol}}{2} = 0,00122\text{Mol}$

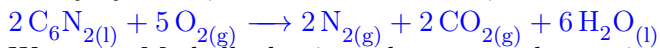
$\text{Ca(OH)}_2 = \frac{0,00122\text{Mol}}{100 \cdot 10^{-3}\text{L}} = 0,0122 \frac{\text{Mol}}{\text{L}}$

b) $M_{\text{Ca(OH)}_2} = 40 + 2 \cdot (16 + 1) = 74 \frac{\text{g}}{\text{Mol}}$

$\text{Ca(OH)}_2 = 0,0122 \frac{\text{Mol}}{\text{L}} \cdot 74 \frac{\text{g}}{\text{Mol}} = 0,903 \frac{\text{g}}{\text{L}}$

THERMOCHEMIE

1. Methylhydrazin, ein Raketentreibstoff, verbrennt nach der Gleichung:



Wenn 4 g Methylhydrazin verbrannt werden, steigt die Temperatur eines Bombenkalorimeters von 25.00°C auf 39.50°C an. Für das Kalorimeter wurde eine Wärmekapazität von 7.794 kJ/°C bestimmt.

Wie groß ist die Reaktionswärme von einem Mol CH_6N_2 ?

$$\begin{aligned} \text{a) } E_{4g} &= 7,794 \frac{\text{kJ}}{^\circ\text{C}} \cdot (39,50^\circ\text{C} - 25,00^\circ\text{C}) = 113,013 \text{ kJ} \\ M_{\text{CH}_6\text{N}_2} &= 12 + (6 \cdot 1) + (2 \cdot 14) = 46 \frac{\text{g}}{\text{Mol}} \\ E_{\text{Mol}} &= \frac{E_{4g}}{4} \cdot M_{\text{CH}_6\text{N}_2} = \frac{113 \text{ kJ}}{4} \cdot 46 = 1300 \text{ kJ} \end{aligned}$$

2. Berechnen sie die Standardenthalpieänderung der Verbrennung von 1 Mol Benzol zu CO_2 und H_2O und formulieren Sie die Reaktionsgleichung.

Wie viel Energie wird beim Verbrennen von 1.00 g Benzol frei?

$$\Delta H^\circ_f(\text{CO}_2) = -393.5 \text{ kJ};$$

$$\Delta H^\circ_f(\text{H}_2\text{O}) = -285.8 \text{ kJ};$$

$$\Delta H^\circ_f(\text{Benzol}) = 49.0 \text{ kJ}.$$

a) Benzol: C_6H_6



b) $\Delta H = \sum \Delta H^\circ_f(\text{Produkte}) - \sum \Delta H^\circ_f(\text{Edukte})$

$$\Delta H_{2\text{C}_6\text{H}_6} = 12 \cdot (-393,5) + 6 \cdot (-285,8) - (2 \cdot 49,0) = -6535 \text{ kJ}$$

$$\Delta H_{\text{C}_6\text{H}_6} = \frac{-6535}{2} = -3268 \frac{\text{kJ}}{\text{Mol}}$$

c) $M_{\text{C}_6\text{H}_6} = 6 \cdot 12 + 6 \cdot 1 = 78 \frac{\text{g}}{\text{Mol}}$

$$E_{\text{C}_6\text{H}_6} = \frac{-3268}{78} = -41,9 \frac{\text{kJ}}{\text{g}}$$

3. Berechnen sie die Standardenthalpieänderung der Verbrennung von 1 Mol Methan zu CO_2 und H_2O und formulieren Sie die Reaktionsgleichung.

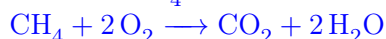
Wie viel Energie wird beim Verbrennen von 19.00 g Methan frei?

$$\Delta H^\circ_f(\text{CO}_2) = -393.5 \text{ kJ};$$

$$\Delta H^\circ_f(\text{H}_2\text{O}) = -285.8 \text{ kJ};$$

$$\Delta H^\circ_f(\text{Methan}) = -74.80 \text{ kJ}.$$

a) Methan: CH_4



b) $\Delta H = \sum \Delta H^\circ_f(\text{Produkte}) - \sum \Delta H^\circ_f(\text{Edukte})$

$$\Delta H_{\text{CH}_4} = -393,5 + 2 \cdot (-285,8) - (-74,8) = -890,3 \text{ kJ}$$

c) $M_{\text{CH}_4} = 12 + 4 \cdot 1 = 16 \frac{\text{g}}{\text{Mol}}$

$$E_{\text{CH}_4} = \frac{-890,3}{16} = -55,6 \frac{\text{kJ}}{\text{g}}$$

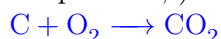
$$E = -55,6 \frac{\text{kJ}}{\text{g}} \cdot 19 \text{ g} = 1057 \text{ kJ}$$

4. Berechnen sie die Standardenthalpieänderung der Verbrennung von 1 Mol Graphit zu CO_2 und formulieren Sie die Reaktionsgleichung.

Wie viel Energie wird beim Verbrennen von 13 kg Graphit frei?

$$\Delta H^\circ_f(\text{CO}_2) = -393.5 \text{ kJ};$$

a) Graphit: C ;-)



$$\text{b) } \Delta H = \sum \Delta H^\circ_f(\text{Produkte}) - \sum \Delta H^\circ_f(\text{Edukte})$$

$$\Delta H_{\text{C}} = -393,5 \text{ kJ}$$

$$\text{c) } M_{\text{C}} = 12 \frac{\text{g}}{\text{Mol}}$$

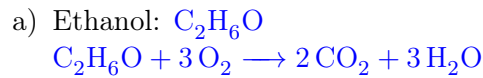
$$E_{\text{C}} = \frac{-393,5}{12} = -32,8 \frac{\text{kJ}}{\text{g}}$$

$$E = -32,8 \frac{\text{kJ}}{\text{g}} \cdot 13000 \text{ g} = -426291,7 \text{ kJ}$$

5. Die Standardenthalpieänderung der Ethanol-Verbrennung beträgt -1367 kJ. Formulieren Sie die Reaktionsgleichung und berechnen Sie die Standardbildungsenthalpie von Ethanol.

$$\Delta H^\circ_f(\text{CO}_2) = -393,5 \text{ kJ};$$

$$\Delta H^\circ_f(\text{H}_2\text{O}) = -285,8 \text{ kJ}$$



$$\text{b) } \Delta H = \sum \Delta H^\circ_f(\text{Produkte}) - \sum \Delta H^\circ_f(\text{Edukte})$$

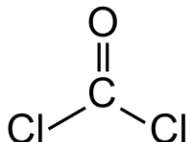
$$\Rightarrow \sum \Delta H^\circ_f(\text{Edukte}) = \sum \Delta H^\circ_f(\text{Produkte}) - \Delta H$$

$$\Delta H^\circ_f(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 2 \cdot (-393,5 \text{ kJ}) + 3 \cdot (-285,8 \text{ kJ}) - (-1367 \text{ kJ}) = -277,4 \text{ kJ}$$

PERIODISCHE EIGENSCHAFTEN – CHEMISCHE BINDUNG - BINDUNGSTHEORIE

1. Wie ist die generelle Beziehung zwischen der Größe eines Atoms und seiner ersten Ionisierungsenergie? Welches Element hat die größte Ionisierungsenergie? Welches die kleinste?
 - a) Je größer das Atom desto kleiner seine Ionisierungsenergie.
Ionisierungsenergie ist die Energie, die benötigt wird, um ein Atom oder Molekül zu ionisieren, d. h. um ein Elektron vom Atom oder Molekül zu trennen. Allgemein ist die n-te Ionisierungsenergie die Energie, die benötigt wird, um das n-te Elektron zu entfernen.
d.h.: Die Ionisierungsenergie nimmt im Allgemeinen von links nach rechts zu und nimmt von oben nach unten ab.
kleinste: He
größte: Fr
2. Identifizieren Sie das Element, dessen Ionen die folgende Elektronenkonfiguration haben:
 - a) ein 2+-Ion mit $[\text{Ar}]3d^9$,
 - b) ein 1+-Ion mit $[\text{Xe}]4f^{14}5d^{10}6s^2$.
 - c) Wie viele freie Elektronen besitzen die Ionen?
 - a) $[\text{Ar}]3d^9 + 2e^- \longrightarrow [\text{Ar}]3d^{10}4s^1 = \text{Cu}$
 - b) $[\text{Xe}]4f^{14}5d^{10}6s^2 + e^- \longrightarrow [\text{Xe}]4f^{14}5d^{10}6s^26p^1 = \text{Tl}$
 - c) hm?
3. Warum ist Kalzium im Allgemeinen reaktiver als Magnesium? Warum ist Kalzium im Allgemeinen weniger reaktiv als Kalium?
 - a) Je größer das Atom desto kleiner seine Ionisierungsenergie.
Die Ionisierungsenergie nimmt im Allgemeinen von links nach rechts zu und nimmt von oben nach unten ab
4. Ordnen sie die folgenden Elemente nach ihrem Schmelzpunkt: K, Br_2, Mg, O_2 . Erklären sie die Faktoren, die die Reihenfolge bestimmen.
 - a) $O_2(-218^\circ\text{C}) < Br_2(-7^\circ\text{C}) < K(63.3^\circ\text{C}) < Mg(639^\circ\text{C})$
 - b) Bei der Metallenbindung(Elektronengas) nimmt die Anziehung zwischen Elektronengas und Atomkernen mit der Anzahl der Außenelektronen zu also $Mg > K$
 - c)
5. Phosgen hat folgende Elementzusammensetzung: 12,14% C, 16,17% O und 71,69% Cl (Massenprozent) und ein Molekulargewicht von 98.9 g/Mol .
Bestimmen sie die Molekülformel dieser Verbindung.
Zeichnen sie die Lewis- Strukturformel dieser Verbindung und argumentieren Sie warum Sie eine Bestimmte (von mehreren möglichen) ausgewählt haben.
 - a) $M_C = 12 \frac{\text{g}}{\text{Mol}}$
 $M_O = 16 \frac{\text{g}}{\text{Mol}}$
 $M_{Cl} = 35,5 \frac{\text{g}}{\text{Mol}}$
 $\Rightarrow \text{COCl}_2$
 - b) Man wählt die Lewis-Strukturformel, in der die Formalladungen der Atome am Nächsten bei Null sind.

Man wählt die Lewis Strukturformel, in der sich die negativen Ladungen an den elektronegativeren Atomen befinden.



6. Ein unbekannter Stoff liefert eine Elementaranalyse von: **C**: 68.13%, **H**: 13.72%, **O**: 18.15% (Massenprozent).

Bestimmen sie die Molekülformel dieser Verbindung.

Zeichnen sie mindestens drei reale Moleküle, die der Molekülformel entsprechen.

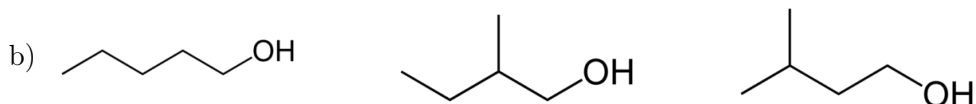
$$\begin{aligned} \text{a) } M_{\text{C}} &= 12 \frac{\text{g}}{\text{Mol}} \\ M_{\text{H}} &= 1 \frac{\text{g}}{\text{Mol}} \\ M_{\text{O}} &= 16 \frac{\text{g}}{\text{Mol}} \end{aligned}$$

$$\text{C} : \frac{68,13}{12} = 5,72 \text{ Mol\%}$$

$$\text{H} : \frac{13,72}{1} = 13,72 \text{ Mol\%}$$

$$\text{O} : \frac{18,15}{16} = 1,13 \text{ Mol\%}$$

$$5,72 : 13,72 : 1,13 \Rightarrow 5 : 12 : 1 \Rightarrow \text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}$$



7. Beschreiben Sie anhand einer Skizze sämtliche Bindungen in Ethylen mit Hilfe des Konzepts der Hybridisierung. Bezeichnen Sie die Orbitale die Sie zeichnen.

- a) Eine sigma-Bindung ist eine Einfachbindung zwischen zwei Atomen.

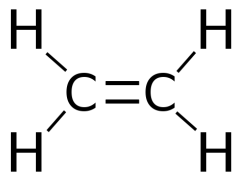
hier im Ethen wären das die Bindungen zu den Wasserstoffatomen und eine Bindung zwischen den Kohlenstoffatomen.

Die π -Bindung ist bei Doppel- und Dreifachbindungen vorhanden. Zusätzlich zur einen σ -Bindung.

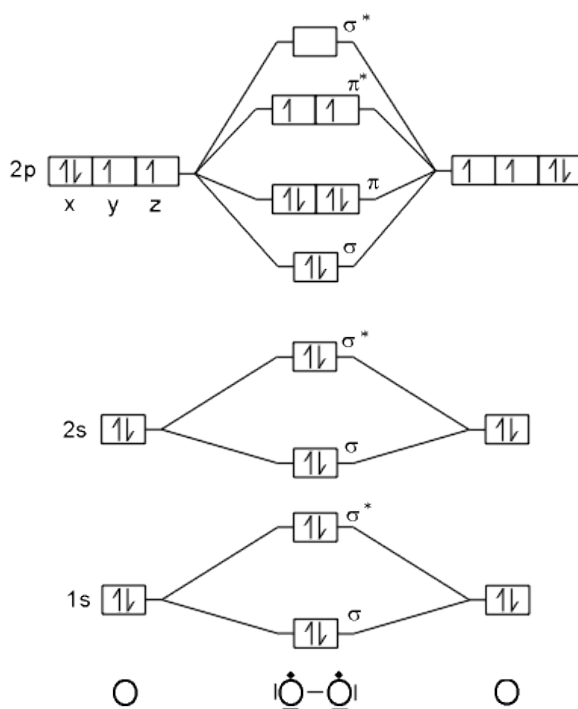
Bei der π -Bindung überlappen zwei p-Orbitale, also nicht hybridisierte...

Da im Ethen ja nur eine Doppelbindung vorhanden ist, brauchst du also nur ein nicht hybridisiertes p-Orbital pro Kohlenstoffatom. Also können die zwei anderen p-Orbitale mit dem s-Orbital hybridisieren und man erhält: sp^2 davon hätten wir ja dann drei Stück pro C-Atom.

Und das passt ja dann auch: zwei Bindungen zu Wasserstoffatomen und eine Bindung zum anderen Kohlenstoffatom. Und die zwei p-Orbitale überlappen einander und bilden zweite Bindung, die Doppelbindung.



8. Zeichnen sie das Molekülorbitalschema für O_2 .



9. Eine Verbindung, die aus 2,1% H, 29,8% N und 68,1% O besteht, hat ein Molekulargewicht von ca. 50 g/Mol.

Wie lautet die Molekülformel der Verbindung?

Zeichnen sie die Lewis-Formel, wenn H an O gebunden ist.

Wie ist die Struktur des Moleküls?

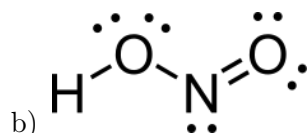
Wie ist die Hybridisierung der Orbitale am N-Atom?

Wie viele σ - und π -Bindungen gibt es in dem Molekül?

a) $M_H = 1 \frac{g}{Mol}$
 $M_N = 14 \frac{g}{Mol}$
 $M_O = 16 \frac{g}{Mol}$

$H : \frac{2,1}{1} = 2,1 Mol\%$
 $N : \frac{29,8}{14} = 2,13 Mol\%$
 $O : \frac{68,1}{16} = 4,26 Mol\%$

$2,1 : 2,13 : 4,26 \Rightarrow 1 : 1 : 2 \Rightarrow HNO_2$



- b)
- c) Die Struktur ist trigonal eben.
- d) sp^2 -Hybridisierung um N
- e) 3 σ -Bindungen und 1 π -Bindung

GASE & FLÜSSIGKEITEN & LÖSUNGEN

1. Eine Gasmischung aus 6.00 g O_2 und 9.00 g CH_4 wird bei $0^\circ C$ in einen Behälter ($V = 100 \text{ mL}$) gegeben.

Wie sind die Partialdrücke für jedes Gas und wie ist der Gesamtdruck im Behälter in atm?

$$R = 0.0821 \frac{L \cdot atm}{Mol \cdot K}$$

$$\begin{aligned} \text{a) } M_{O_2} &= 2 \cdot 16 = 32 \frac{g}{Mol} \\ M_{CH_4} &= 12 + 4 \cdot 1 = 16 \frac{g}{Mol} \\ n_{O_2} &= \frac{6g}{32 \frac{g}{Mol}} = 0,1875 Mol \\ n_{CH_4} &= \frac{9g}{16 \frac{g}{Mol}} = 0,5625 Mol \end{aligned}$$

$$pV = nRT \Rightarrow p = \frac{nRT}{V}$$

$$P_{O_2} = \frac{0,1875 Mol \cdot 0,0821 \frac{L \cdot atm}{Mol \cdot K} \cdot 273,15 K}{0,1 L} = 42 atm$$

$$P_{CH_4} = \frac{0,5625 Mol \cdot 0,0821 \frac{L \cdot atm}{Mol \cdot K} \cdot 273,15 K}{0,1 L} = 126 atm$$

$$p_{ges} = \sum_{i=1}^k p_i$$

$$P_{ges} = 42 atm + 126 atm = 168 atm$$

2. Ammoniumnitrit zersetzt sich beim Erhitzen zu N_2 Gas: $NH_4NO_2 \rightarrow N_{2(g)} + 2 H_2O_{(l)}$ Wenn eine Probe in einem Reagenzglas zersetzt wird, werden 511 mL N_2 -Gas über Wasser bei $26^\circ C$ und 745 Torr Gesamtdruck aufgefangen.

Wie viel Gramm Ammoniumnitrit wurden zersetzt?

$$R = 62,36 \frac{L \cdot torr}{Mol \cdot K}$$

$$\begin{aligned} \text{a) } M_{NH_4NO_2} &= 14 + 4 \cdot 1 + 14 + 2 \cdot 16 = 64 \frac{g}{Mol} \\ n &= \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{745 Torr \cdot 0,511 L}{62,36 \frac{L \cdot torr}{Mol \cdot K} \cdot (273,15 + 26) K} = 0,02 Mol \\ m_{NH_4NO_2} &= 64 \frac{g}{Mol} \cdot 0,02 Mol = 1,28 g \end{aligned}$$

3. Cyclopropan, besteht aus 85.7 Massen% C und 14.3 Massen% H. Wenn 1.56 g Cyclopropan ein Volumen von 1 L bei 0.984 atm und $50^\circ C$ hat, wie ist dann die Molekülformel von Cyclopropan? Würden Sie erwarten, dass Cyclopropan mehr oder weniger als Argon vom idealen Gasverhalten bei moderaten Drücken und Zimmertemperatur abweicht? Erklären Sie!

$$R = 0.0821 \frac{L \cdot atm}{Mol \cdot K}$$

$$\begin{aligned} \text{a) } M_C &= 12 \frac{g}{Mol} \\ M_H &= 1 \frac{g}{Mol} \end{aligned}$$

4. 9.23 g einer Mischung von Magnesiumcarbonat und Calciumoxid wird mit einem Überschuss von Salzsäure behandelt. Die resultierende Reaktion erzeugt 1.72 L Kohlendioxid bei $28^\circ C$ und 743 Torr.

Schreiben Sie ausgeglichene chemische Gleichungen für die Reaktionen, die zwischen der Salzsäure und jedem Bestandteil der Mischung auftreten.

Berechnen sie die Gesamtmolzahl von Kohlendioxid, die durch diese Reaktion gebildet wird.

Unter der Annahme, dass die Reaktionen vollständig ablaufen, berechnen sie die Massenprozent

von Magnesiumcarbonat in der Mischung.

($R = 62.36 \text{ L torr/Mol K}$)

a) a

5. Zeichnen und beschreiben Sie das Phasendiagramm von Wasser. Definieren Sie die beiden besonderen Punkte.

a) a

6. Welche Art von Anziehungskräften liegt zwischen Teilchen in

- a) molekularen Kristallen,
- b) kovalenten Kristallen,
- c) ionischen Kristallen und
- d) metallischen Kristallen vor?

a) a

7. Wie unterscheidet ein amorpher Festkörper sich von einem kristallinen?

Geben Sie je ein Beispiel für einen amorphen und einen kristallinen Festkörper.

a) a

8. Glycerin ist ein wasserlöslicher Nichtelektrolyt mit einer Dichte von 1.26 g/mL bei 25°C . Berechnen sie den Dampfdruck einer Lösung, die durch Zugabe von 50 mL Glycerin zu 500 mL Wasser hergestellt wird. Der Dampfdruck von reinem Wasser bei 25°C beträgt 23.8 Torr .

a) a

9. Der Dampfdruck von reinem Wasser bei 110°C ist 1070 Torr . Eine Lösung aus Ethylenglykol und Wasser hat einen Dampfdruck von 1.00 atm bei 110°C . Berechnen Sie den Molenbruch von Ethylenglykol.

a) a

10. Wenn $10.0 \text{ g Hg(NO}_3)_2$ in 1 kg Wasser aufgelöst wird, ist der Gefrierpunkt der Lösung -0.162°C . Wenn 10.0 g HgCl_2 in 1 kg Wasser gelöst werden, gefriert die Lösung bei -0.0685°C . Bestimmen sie anhand der dieser Daten, welches der stärkere Elektrolyt ist und berechnen sie die Siedepunktserhöhung in beiden Fällen. ($K_{b\text{H}_2\text{O}} = 0.51^\circ\text{C/m}$)

a) a

CHEMISCHE KINETIK

1. Für die Reaktion $BF_3(g) + NH_3(g) \rightarrow F_3BNH_3(g)$ wurden folgende Daten gemessen:

Versuch	$[BF_3]M/L$	$[NH_3]M/L$	Anfangsreaktionsgeschw. M/s
1	0,25	0,25	0,1230
2	0,250	0,125	0,1065
3	0,200	0,100	0,0682
4	0,350	0,100	0,1193
5	0,175	0,100	0,0596

Wie lautet das Geschwindigkeitsgesetz für die Reaktion? Was ist die Gesamtordnung der Reaktion? Was ist der Wert für die Geschwindigkeitskonstante der Reaktion?

a) a

2. Die Aktivierungsenergie einer bestimmten Reaktion ist $65.7kJ/Mol$. Wie viel schneller findet die Reaktion bei Die Zersetzung von Wasserstoffperoxid wird durch Jodidionen katalysiert. Man glaubt, dass die katalysierte Reaktion über einen zweistufigen Mechanismus abläuft: $H_2O_2 + I^- \rightarrow H_2O + IO^-$ (langsam) und $IO^- + H_2O_2 \rightarrow H_2O + O_2 + I^-$ (schnell) Schreiben Sie das Geschwindigkeitsgesetz für jede der Elementarreaktionen des Reaktionsmechanismus an. Schreiben Sie die chemische Gleichung für den Gesamtprozess. Sagen Sie das Geschwindigkeitsgesetz für den Gesamtprozess vorher.

a) a

3. Der erste Schritt eines Mechanismus bei der Reaktion von Brom ist: $Br_2 \leftrightarrow 2Br$ (schnell, im Gleichgewicht) Wie lautet der Ausdruck, der die Konzentration von Br mit der von Br_2 in Beziehung setzt?

a) a

4. Viele metallische Katalysatoren, vor allem Edelmetallkatalysatoren, werden häufig als sehr dünne Schichten auf einer Substanz mit hoher spezifischer Oberfläche, wie Aluminiumoxid oder Siliziumoxid abgeschieden. Warum ist das ein effektives Verfahren zur Nutzung von Katalysatorstoffen?

a) a

CHEMISCHES GLEICHGEWICHT

1. Bestimmen Sie mit folgenden Informationen: $HF \leftrightarrow H^+ + F^-$ $K_c = 6,8 \cdot 10^{-4}$ und $H_2C_2O_4 \leftrightarrow 2H^+ + C_2O_4^{2-}$ $K_c = 3,8 \cdot 10^{-6}$ die Gleichgewichtskonstante K_c der Reaktion $2HF + C_2O_4^{2-} \leftrightarrow 2F^- + H_2C_2O_4$ (alle Reaktionspartner sind aquatisiert). Zeichnen sie eine plausible Lewis-Strukturformel von $H_2C_2O_4$.

a) a

2. Die Gleichgewichtskonstanten K_p (bei 700°C) für die Reaktionen: $H_2 + I_2 \leftrightarrow 2HI$ $K_p = 54,0$, $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$ $K_p = 1,04 \cdot 10^{-4}$ Sind gegeben. Bestimmen Sie den Wert für K_p für die Reaktion $2NH_3 + 3I_2 \leftrightarrow 6HI + N_2$ bei 700K. (Alle Reaktionspartner sind im gasförmigen Zustand).

a) a

3. Schwefeltrioxid zersetzt sich bei hoher Temperatur in einem geschlossenen Behälter gemäß: $2SO_3 \leftrightarrow 2SO_2 + O_2$ (Alle Reaktionspartner sind im gasförmigen Zustand). Ein Gefäß wird bei 1000K mit SO_3 bei einem Partialdruck von 0,500atm gefüllt. Im Gleichgewicht ist der Partialdruck von SO_3 0,200atm. Berechnen sie den Wert für K_p bei 1000K.

a) a

4. Bei 1000 K ist der Wert für K_p der Reaktion $2SO_3 \leftrightarrow 2SO_2 + O_2$ gleich 0,338. Sagen sie vorher welche Reaktion abläuft, wenn ein Gemisch mit den Anfangspartialdrücken von $p_{SO_3} = 0,16atm$; $p_{SO_2} = 0,41atm$; $p_{O_2} = 2,5atm$ betrachtet wird.

a) a

5. Schreiben sie den Gleichgewichtsausdruck für das Gleichgewicht: $C_{(s)} + CO_{2(g)} \leftrightarrow 2CO_{(g)}$. Die unten angeführte Tabelle zeigt die Molprozentage von CO_2 und CO bei einem Gesamtdruck von 1 atm für mehrere Temperaturen. Berechnen Sie den Wert von K_p bei jeder Temperatur. Ist die Reaktion exotherm oder endotherm? Begründen sie Ihre Antwort. ($R = 0,0821 \text{ L atm/Mol K}$).

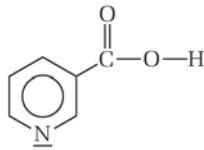
Temperatur	CO_2	CO
$^{\circ}C$	Mol%	Mol%
850	6,23	93,77
950	1,32	98,68
1050	0,37	99,63

6. Für das Gleichgewicht $PCl_5 \leftrightarrow PCl_3 + Cl_2$ (Alle Reaktionspartner sind im gasförmigen Zustand) beträgt K_p @ 500K 0,497. Eine Gasflasche wird bei einem Anfangsdruck von 1,66 atm gefüllt. Was sind die Gleichgewichtsdrücke für die drei Gase bei dieser Temperatur?

a) a

SÄURE-BASE GLEICHGEWICHTE

- Der pH-Wert von 0.62 g Niacin in 250 mL Wasser beträgt bei 25°C 3.26. Wie groß ist die Säurekonstante K_s und wie viel Prozent Nicotin sind unter diesen Bedingungen dissoziiert?



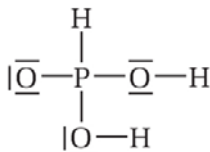
- Berechnen sie den Prozentsatz an dissoziierten HF Molekülen in wässrigen HF-Lösungen von 0.10 Mol/L und von 0.01 Mol/L. $K_S = 6,8 \cdot 10^{-4}$

a) a

- Berechnen sie den pH-Wert einer Oxalsäurelösung $(COOH)_2$ mit einer Konzentration von 0.020 Mol/L bei 25°C. $K_{S1} = 5,9 \cdot 10^{-2}$; $K_{S2} = 6,4 \cdot 10^{-5}$. Bestimmen Sie die Konzentration des Oxalations $(COO)_2^{2-}$ in der Lösung.

a) a

- Phosphorige Säure (H_3PO_3) besitzt die rechts gezeigte Lewis Strukturformel: Erklären Sie, warum H_3PO_3 zweibasig und nicht dreibasig ist. Es werden 25 mL H_3PO_3 mit einer 0.102 Mol/L NaOH-Lösung titriert. Dabei werden 23.3 mL dieser Lösung benötigt um die H_3PO_3 zu neutralisieren. Welche Molarität hat die H_3PO_3 -Lösung? Der pH-Wert der Lösung beträgt 1.59. Berechnen sie K_{S1} und den Dissoziationsgrad unter der Annahme, dass K_{S2} vernachlässigt werden kann.



a) a

- Berechnen Sie die Konzentration des Fluoridions und den pH-Wert einer Lösung mit 0.20 Mol/L HF und 0.10 Mol/L HCl. ($K_{SHF} = 6,8 \cdot 10^{-4}$)

a) a

- Welchen pH-Wert hat eine Lösung aus 0.30 Mol Essigsäure und 0.30 Mol Natriumacetat, zu denen soviel Wasser gegeben wird, dass 1.0 L Lösung entsteht? ($K_{SEssigsäure} = 1,8 \cdot 10^{-5}$)

a) a

- Welchen pH-Wert hat ein Puffer mit 0.12 Mol/L Benzoesäure und 0.20 Mol/L Natriumbenzoat? ($K_{S\text{Benzoesäure}} = 6,3 \cdot 10^{-5}$)

a) a

- Berechnen sie den pH-Wert. Der sich einstellt, wenn 45 mL einer 0.100 Mol/L NaOH-Lösung zu einer 25 mL einer 0.100 Mol/L Essigsäurelösung gegeben werden. ($K_{SEssigsäure} = 1,8 \cdot 10^{-5}$)

a) a

- Der Wert von K_L von CaF_2 ist bei 25°C gleich $3,9 \cdot 10^{-11} \text{ Mol}^3/\text{L}^3$. Berechnen Sie die Löslichkeit von CaF_2 in Gramm/Liter.

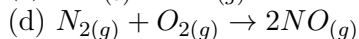
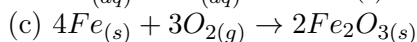
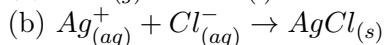
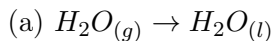
a) a

10. Bildet sich beim Mischen von $0.1L$ $8,0 \cdot 10^{-3} Mol/L$ $Pb(NO_3)_2$ und $0.4L$ $5,0 \cdot 10^{-3} Mol/L$ Na_2SO_4 ein Niederschlag? ($K_{LPbSO_4} = 6,3 \cdot 10^{-7} Mol^2/L^2$)

a) a

THERMODYNAMIK II & ELEKTROCHEMIE

1. Sagen sie voraus, ob ΔS für folgende Prozesse positiv oder negativ ist, wobei wir davon ausgehen, dass alle bei konstanter Temperatur ablaufen:



a) a

2. (a) Was ist das Besondere an einem reversiblen Prozess? (b) Gehen Sie davon aus, dass ein reversibler Prozess umgekehrt wird, und das System in seinen Ausgangszustand zurückversetzt wird. Was lässt sich über die Umgebung nach der Umkehrung des Prozesses aussagen? (c) Unter welchen Umständen handelt es sich beim Verdampfen von Wasser zu Dampf um einen reversiblen Prozess?

a) a

3. Vervollständigen Sie folgende Redoxgleichung: $MnO_4^- + Fe_2^+ + H^+ \rightarrow MnO_2 + Fe_3^+ + H_2O$

a) a

4. Vervollständigen Sie folgende Redoxgleichung: $MnO_4^- + Mn_2^+ + H^+ \rightarrow MnO_2 + H_2O$

a) a

5. Vervollständigen Sie folgende Redoxgleichung: $Cr_2O_7^{2-} + CH_3OH + H^+ \rightarrow Cr^{3+} + CO_2 + H_2O$

a) a

6. Beschreiben sie mit Hilfe einer Skizze den Aufbau einer Alkalibatterie und Formulieren Sie die Anoden und Kathodenreaktion.

a) a

7. Beschreiben sie mit Hilfe einer Skizze die Korrosion von Eisen und Formulieren Sie die Anoden und Kathodenreaktion, sowie die Gesamtreaktion.

a) a

STOFFCHEMIE

1. Beschreiben sie Eigenschaften und Verwendung von Schwefel und Selen.
a) a
2. Beschreiben sie die Herstellung und Verwendung von Stickstoff.
a) a
3. Beschreiben sie Vorkommen und Herstellung von Silizium.
a) a
4. Beschreiben sie die Herstellung von Stahl. Zeichnen sie drei Isomere der Summenformel C_5H_{12} und geben sie einen chemischen Namen für jede
a) a
5. Zeichnen sie die Strukturformeln des cis- und des trans-Isomers von 3- Penten-1-ol. Kann bei Cyclopenten eine cis-trans Isomerie vorliegen? Erklären sie ihre Antwort.
a) a
6. Beschreiben Sie die sechs Kohlenwasserstofffraktionen der Erdöldestillation, deren Siedepunktsbereiche und deren Verwendung.
a) a
7. Beschreiben Sie die molekulare Grundlage unserer Sehfähigkeit.
a) a
8. Definieren Sie Chiralität und zeichnen Sie ein beliebiges chirales Molekül.
a) a
9. Zeichnen Sie drei beliebige natürliche Aminosäuren und beschreiben Sie die Natur der Peptidbindung.
a) a
10. Zeichnen Sie die Wiederholeinheit von Polyethylen, Polystyrol und Nylon 6,6. Geben sie je zwei Anwendungsgebiete dieser Kunststoffe an.

ALLGEMEINE FRAGEN

1. Wie ist das Periodensystem aufgebaut und welche Informationen kann man daraus ablesen.
a) a
2. Welche chemischen Bindungen kennen Sie? Geben Sie zu jeder ein Beispiel und erklären Sie.
a) a
3. Wie hängen die 1. Ionisierungsenergie und Elektronenaffinität mit der Lage im Periodensystem zusammen?
a) a
4. Welche Arten der chemischen Formelschreibweise kennen Sie? Geben sie jeweils ein Beispiel an.
a) a
5. Unter welchen Bedingungen kommt es zu einer sigma- und unter welchen Bedingungen zu einer pi – Bindung? Erklären Sie anhand eines Beispiels.
a) a
6. Welche Gasgesetze kennen Sie und welche Größen bringen sie in Zusammenhang?
a) a
7. Nennen Sie die wichtigsten Kennzeichen von Polymeren. Nennen Sie drei und geben ihre Verwendung an.
a) a
8. Was bedeutet Löslichkeit und wovon hängt die Löslichkeit eines Stoffes ab?
a) a
9. Welche Konzentrationsangaben kennen Sie und wie sind sie jeweils definiert?
a) a
10. Welche kolligativen Eigenschaften kennen Sie und was wissen Sie darüber?
a) a
11. Wovon ist die Reaktionsgeschwindigkeit abhängig und was bedeutet Katalyse?
a) a
12. Erklären Sie den Verlauf einer Säure-Base Titration.
a) a
13. Erklären Sie den Inhalt der 3 Hauptsätze der Thermodynamik.
a) a
14. Erklären Sie die Begriffe Aminosäuren, Peptid und Protein.
a) a

15. Erklären Sie die Begriffe Kohlenhydrat, Monosaccharid, Disaccharid und Polysaccharid und geben sie jeweils ein Beispiel an.

a) a

16. Erklären Sie die Begriffe DNA, RNA, Nukleinsäure, Nukleotid.

a) a