

Nachprüfung Chemie, Salze und ZMK
Juni 2008

-
- 1. Frage:** (a-d: je 1 Punkt, e) 1.5 P.) 5.5 P.
Beim Auflösen von Kaliumchlorid in Wasser kühlt sich die entstehende Lösung ab, während beim Auflösen von Lithiumchlorid ein Temperaturanstieg beobachtet wird.
- Salzformel von Kaliumchlorid und Lithiumchlorid?
 - Welche beiden Prozesse sind immer beteiligt beim Lösen eines Salzes in Wasser?
 - Erkläre das oben beschriebene unterschiedliche Lösungsverhalten.
 - Wie liegt Kaliumchlorid, gelöst in Wasser, vor? Zeichnung!
 - Begründe, ob Kaliumchlorid, gelöst in Wasser, den Strom leiten würde.
-
- 2. Frage:** (jeweils 0.25 Punkte) 3 P.
Bilde **alle** möglichen Kombinationen von Salzen folgender Kationen und Anionen:
Anionen: Br^- , S^{2-} , PO_4^{3-}
Kationen: Na^+ , Mg^{2+} , Al^{3+} , Si^{4+}
Hinweis: pro Kombination jeweils nur ein Anion und ein Kation verwenden (Bsp.: NaBr).
-
- 3. Frage:** (jeweils 0.75 Punkte) 3 P.
Schreibe das Produkt der jeweils gegebenen Reaktion hin! Hinweis: die stöchiometrischen Koeffizienten fehlen noch und müssen entsprechend angegeben werden. Hinweis: zuerst überlegen, welches Kation/Anion jeweils das stabilste wäre.
- $\text{Na} + \text{Cl}_2$
 - $\text{Mg} + \text{O}_2$
 - $\text{Li} + \text{Br}_2$
 - $\text{Al} + \text{O}_2$
-
- 4. Frage:** 5 P.
a) Liste drei Voraussetzungen auf, welche nötig sind für die Ausbildung einer Wasserstoffbrücken-Bindung. (1.5 P.)
b) Zeichne 2 Wassermoleküle und deute mit einer farbigen Linie an, welches eine Wasserstoffbrücken-Bindung wäre. (0.5P.)
c) Zeichne jeweils zwei unterschiedliche Moleküle, welche
c1) ... einen permanenten Dipol aufweisen. (1 P.)
c2) ... keinen permanenten Dipol aufweisen. (1 P.)
d) Bei welcher Substanz kann der höhere Siedepunkt erwartet werden: $\text{H}_2\text{N-NH}_2$ oder $\text{H}_3\text{C-NH}_2$? Begründe deine Vermutung! (1 P.)
-
- 5. Frage:** 3 P.
Gegeben seien die Moleküle Methan (CH_4), Monochlormethan (CH_3Cl) sowie Methanol (CH_3OH)
- Zeichne die Lewisformeln der drei Substanzen. (0.75 P.)
 - Ordne die drei Substanzen nach zunehmenden Siedepunkt. (0.75 P.)
 - Begründe die Zuordnung in Aufgabe 5b). (1.5 P.)
-
- 6. Frage:** 2 P.
Auf der Etikette einer 1-liter-Mineralwasserflasche stehen folgende Angaben: Na^+ : 250 mg, Mg^{2+} : 500 mg. Angenommen, dass nur das Gegen-Ion Cl^- ('Chlorid') vorhanden ist, wieviel mg muss davon in der Flasche vorhanden sein? (Antwort 750 mg (250 mg+ 500 mg) ist falsch und gibt 0 Punkte!)
-
- 7. Frage:** 1 P.
Ein Mol Goldatome wird nebeneinander gelegt und um den Erdäquator (Umfang 40'000 km) gewickelt. Wieviele Male kann somit der Erdäquator umwickelt werden? Hinweis: der Durchmesser eines Goldatoms betrage 10^{-10}m .
-

max 22.5

ges mit 20.0

$$\text{note} = \frac{5 \cdot x}{20.0} + 1$$

Flusslösung

⊙ a) KCl
LiCl

je 0,5 → 1,0

b) Gitterenthalpie (endotherm)

Hydratationsenthalpie (exotherm)

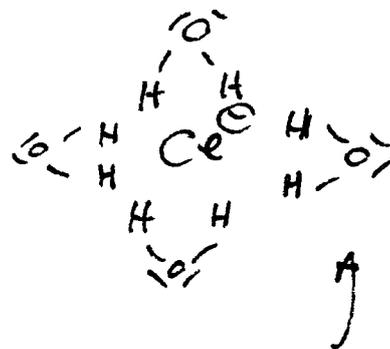
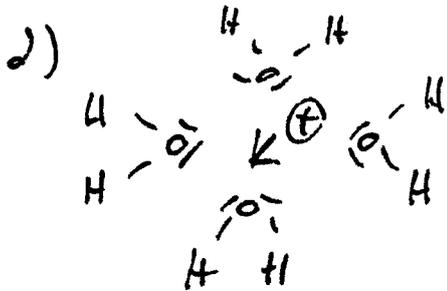
je 0,5 → 1,0

c) Abkühlung $|\Delta E(\text{Gitter})| > |\Delta E(\text{Hydrat.})|$

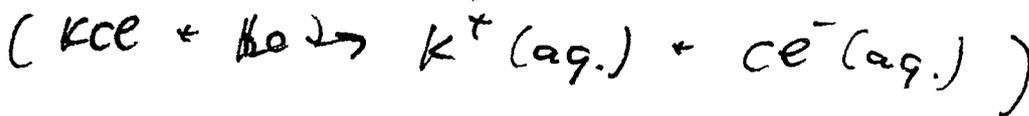
Erwärmung

" < "

je 0,5
→ 1,0



je 0,75
→ 1,5



e) Leitet Strom, da frei bewegliche

0,5

Ionen

0,5

(wenn Antwort korrekt,
aber ~~Kfz~~ Begründung
falsch ... 0,25

→ 1,0

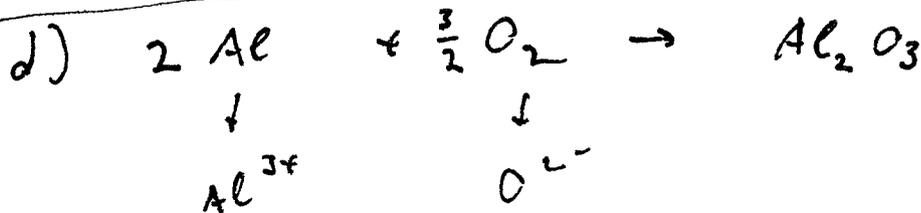
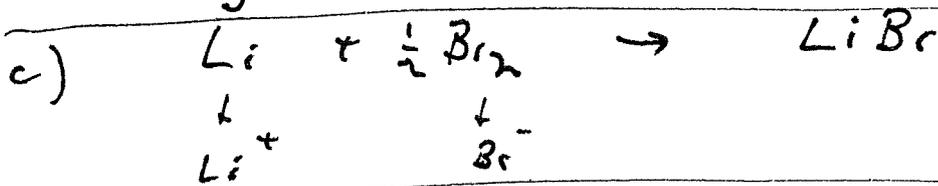
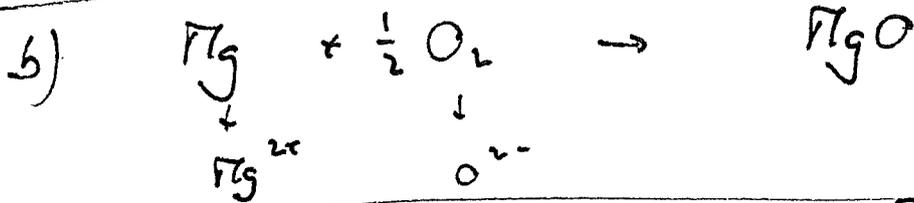
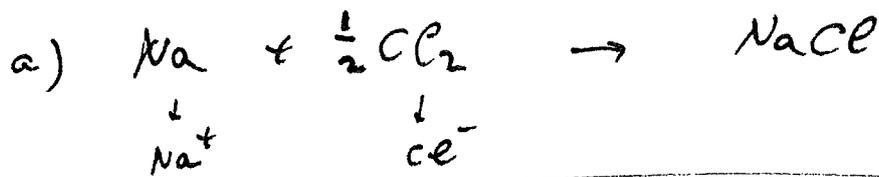
②

	Br^-	S^{2-}	PO_4^{3-}
Na^+	NaBr	Na_2S	Na_3PO_4
Mg^{2+}	MgBr_2	MgS	$\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$
Al^{3+}	AlBr_3	Al_2S_3	AlPO_4
Si^{4+}	SiBr_4	SiS_2	$\text{Si}_3(\text{PO}_4)_3$

= gleiche Aufgabe wie in Prüfung
vorher... !!

je 0,25 → 12 · 0,25 → 3,0

3



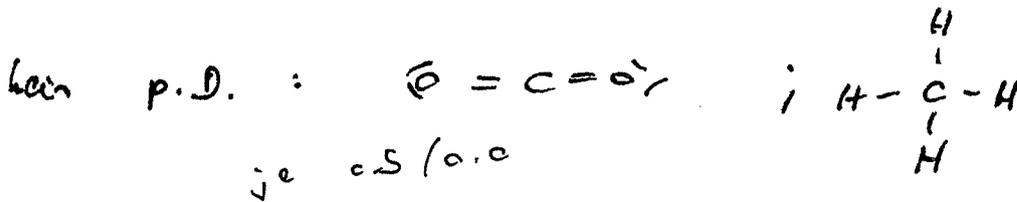
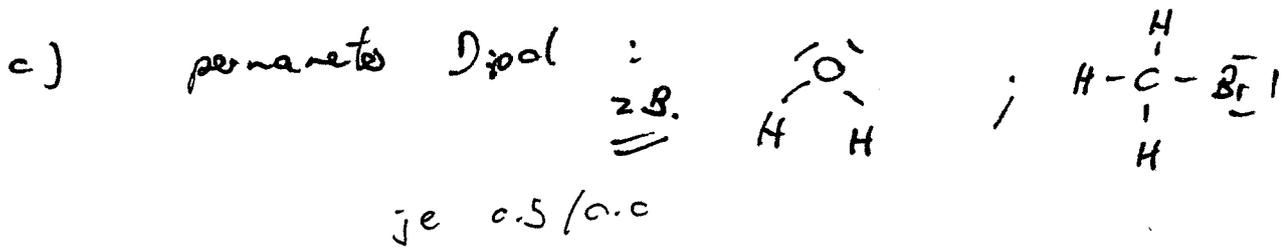
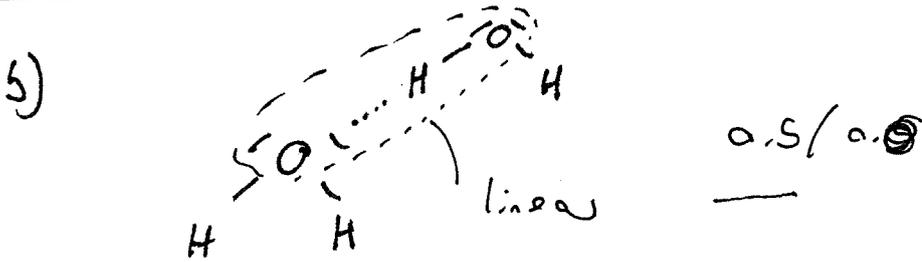
Produkt je 0.5

Koeffizient je 0.25

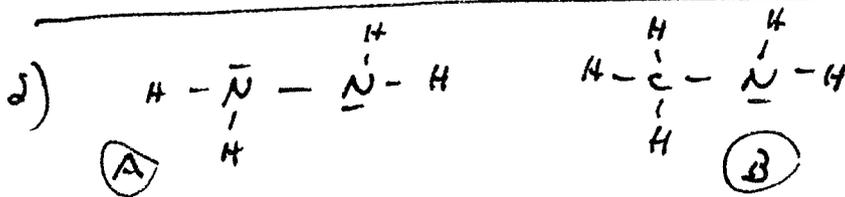
$$\rightarrow 4 \cdot 0.75$$

$$\rightarrow \underline{3.0}$$

- a) • F, O b-d oder N
 • H je 0.5 → 1.5
 • freies e⁻ Paar



2.0



Anzahl e⁻ gleich ! ; **A** kann an beiden
 N-Atomen H-Brüder machen !!

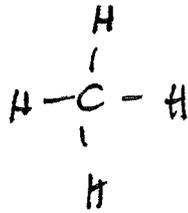
→ A siedet höher !

(Exp. : A: 113°C
 B: -6.3°C)

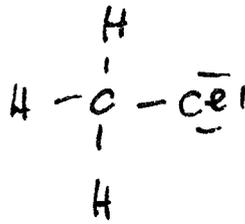
1.0

5)

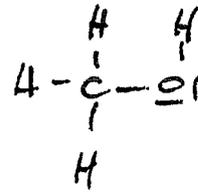
a)



(A)



(B)



(C)

je 0.25

→ 0.75

b)

A < B < C

je 0.15

→ 0.75

c)

	Dipol	vdW	H-Brücken	
A:	nein	ja	nein	: 0.5
B:	ja	ja	nein	: 0.5
C:	ja	ja	ja	: 0.5

1.5

(2 richtig : 0.25
 3 .. : 0.5)

⑥ ! sehr ähnliche Aufgabe schon in der vorhergehenden Prüfung!

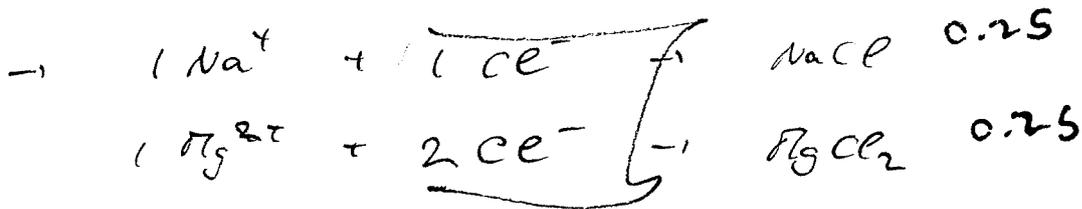
wichtig.. über die Anzahl ($n = \frac{m}{M}$) berechnen!

$$1 \text{ mol Na}^+ \hat{=} 23 \text{ g}$$

$$1 \text{ mol Mg}^{2+} \hat{=} 24.31 \text{ g}$$

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow n(\text{Na}^+) = \frac{0.250}{23} = 1.09 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \quad 0.25$$

$$n(\text{Mg}^{2+}) = \frac{0.5}{24.31} = 2.06 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \quad 0.25$$



$$\begin{array}{l} \rightarrow 1.09 \cdot 10^{-2} \text{ mol Na}^+ \quad \rightarrow 1.09 \cdot 10^{-2} \text{ mol e}^- \quad 0.25 \\ 2.06 \cdot 10^{-2} \text{ mol Mg}^{2+} \quad \rightarrow 4.12 \cdot 10^{-2} \text{ mol e}^- \\ \hline 0.25 \quad 5.21 \cdot 10^{-2} \text{ mol e}^- \end{array}$$

$$1 \text{ mol e}^- \hat{=} 34.45 \text{ g}$$

$$5.21 \cdot 10^{-2} \text{ mol e}^- \Rightarrow 1.79 \text{ g} \hat{=} 1794 \text{ mg} \quad 0.25$$

2,0

$\frac{5 \cdot x}{21} + 1$

ZMK by R. Steiger
Klasse: 2nc, Datum: 14. September 2004

1. Frage: (je 0.25 Punkte, total 3.0 P.)

Zeichne die Lewisstrukturen folgender Moleküle:

- 3
a) H₂O, b) Br₂, c) CO₂, d) CH₂F₂ e) C₃H₆ f) H₂O₂ g) C₃H₆O
h) N₂H₄ i) CF₂BrI j) N₂ k) COCl₂ l) C₂H₄

2. Frage: (je 1 Punkt)

- 3
a) Wie ist die Elektronegativität (EN) definiert? → *Sesio: was kann anhand des EN-Wertes aus- gesagt werden?*
b) Welche Trends der EN innerhalb des Periodensystems sind erkennbar?
c) Wieso haben Edelgase eine EN von 0?

3. Frage: (je 1 Punkt)

Zeichne jeweils die Strukturen zweier beliebiger (aber chemisch korrekter) Moleküle,

- 4
a) welche Wasserstoffbrückenbindungen eingehen können
b) welche keine Wasserstoffbrückenbindungen eingehen können *(O=C=O) ?!*
c) welche einen Dipol aufweisen
d) welche keinen Dipol aufweisen
+ verschiedene!

Aufgabe genauer stellen!
a):  ?!

4. Frage: (je 1 Punkt)

- 3
a) Zeichne ein H₂S Molekül mittels der Lewis-Formel und bezeichne die Atome mit ihrer Partialladung.
b) An welche Atome würden sich am gezeichneten H₂S Molekül ein Kation oder ein Anion anlagern?
c) Zeichne die Dipolmomente für die Moleküle CH₄ resp. SiH₄ und beschreibe in wenigen Worten, worin sich die beiden Moleküle unterscheiden.

5. Frage (2 Punkte)

Auf der Rückseite dieses Blattes ist das Zustandsdiagramm von CO₂ dargestellt. Erkläre anhand dieses Diagrammes, ob Schlittschuhfahren auf festem CO₂ möglich ist oder nicht. Begründe deine Antwort! (Ohne Begründung keine Punkte!)

6. Frage: (je 1 Punkte)

Die Wahrscheinlichkeit für van-der-Waals Wechselwirkungen ist um so grösser, je leichter und häufiger sich Dipole ausbilden können. Dies ist dann der Fall, wenn besonders viele Elektronen vorhanden sind und die Oberfläche gross ist.

- 2
a) Wieso hat die Oberfläche einen Einfluss auf die van-der-Waals-Kraft?
b) Wieso hat die Anzahl an Elektronen einen Einfluss auf die van-der-Waals-Kraft?

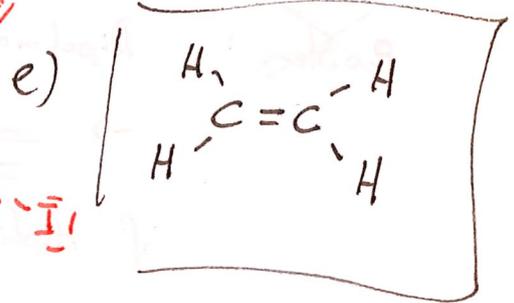
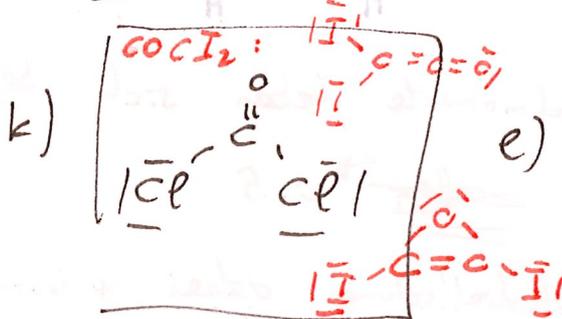
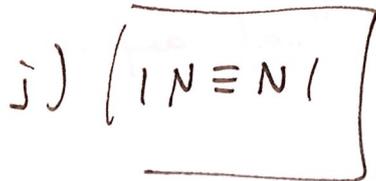
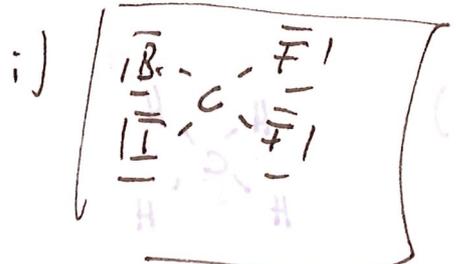
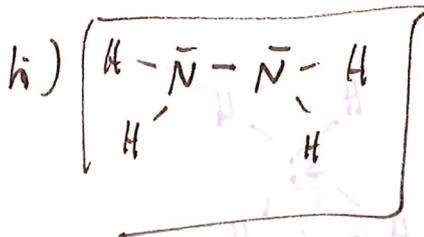
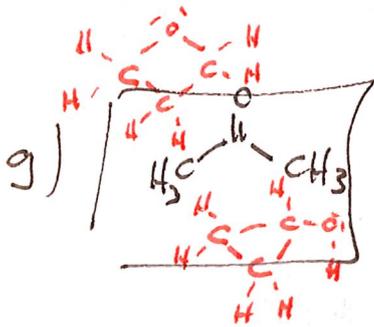
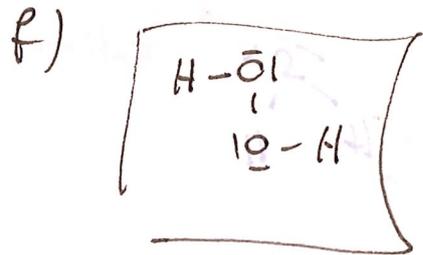
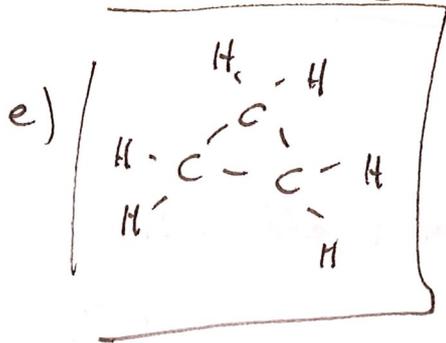
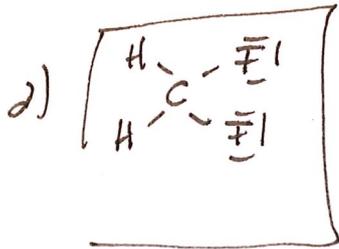
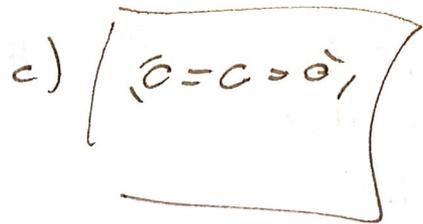
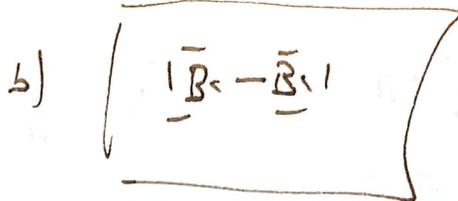
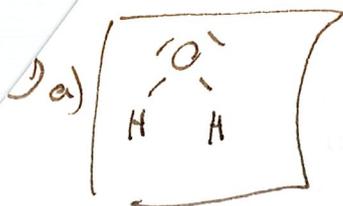
7. Frage: (4 Punkte)

Ordne folgende Moleküle hinsichtlich ihres Schmelzpunktes. Begründe deine Antwort. Moleküle: CH₄, H₂, S₈, H₂O

(Hinweis: als grobe Faustregel gelte, dass etwa 50 Elektronen eine Van-der-Waals Kraft ergeben, die einer Wasserstoffbrücke entspricht.)

8. Frage: (je 1 Punkt)

- 2
a) Wann können sich 2 Flüssigkeiten mischen?
b) Essig und Öl lassen sich bekanntlich nicht mischen. Welche Rückschlüsse auf ihre chemische Struktur kann man nun machen?



Struktur muss völlig korrekt sein ...
 (alle e... falsch!)

2. a) EN : Fähigkeit e⁻ anzuziehen → 1.0
 da ungenauere Frage ... :

b) $\begin{array}{c} \rightarrow 7.0 \\ \uparrow 2.0 \end{array}$ 0.5
 0.5

c) Schale voll → 1.0
 muss korrekt sein, if 1/2 wahrheit dabei... → 0.5
 if bla → 0.0

3) a) H-Brücke 2 · 0.5 → 1.0 if $\begin{array}{c} \text{F} \\ | \\ \text{H} \text{---} \text{H} \end{array}$
 b) keine H-Brücke 2 · 0.5 → 1.0
 c) Dipol 2 · 0.5 → 1.0
 d) kein Dipol 2 · 0.5 → 1.0

6 a) grüße oberfläche
 → eher möglich, dass spontane Dipole ...
 if klein → Abstossung der e^- → symmetrie
 if gross → A " → v.d.W

→ 1.0
 if ~ → 0.5

b) viele e^- → eher A-Symmetrie möglich

→ 1.0
 if ~ → 0.5

7. H_2 , CH_4 , H_2O , S_8
 - 260°, -142°, 0°, 114° C

*

steng

H_2 : schwache v.d.W. ; $2e^-$ → 1.0

CH_4 : " ; $10e^-$ → 1.0

H_2O : H-Brücke ; $10e^-$ → 1.0

if nie
 H-Brücke → 0.5

S_8 : viele e^- , 126 e^-
 → starke v.d.W → 1.0

8. a) | gleiches zu gleichem | if Dipol etc. → 1.0
 → 0.5

b) "unterschiedliche" Struktur → 1.0

* if nie mit e^-

if 2 vertauscht :

if Reihenfolge ok, but ohne Skala ... → 2.0

Klasse Grundlagenfach Chemie 2nbc, Doppellektion

12

Name:

Gesamtpunktzahl:

2nbc

Note:

Austausch

Hinweis zu den Begründungen:

„Substanz X macht zwischenmolekulare Kräfte“ ist zu ungenau! (und gibt 0 Punkte)

Hinweis: Die Ion-Ion-Wechselwirkung ist die stärkste Wechselwirkung aller ZMK's

Stöchiometrie:

$$c = n / V$$

$$n = m / M$$

Ein Mol entspricht $6.022 \cdot 10^{23}$

1	CH ₄ / H ₂ NNH ₂ / CH ₃ F / H ₂ S	1.5 P.	
2	NaCl / H ₂ / CO / HF / Ne / He	2 P.	
3	Erwärmungskurve Wasser	1.5 P.	
4	Rn, CH ₃ Br, H ₂ sowie HF	1.5 P.	6.5 P.
5	Sedepunkt als fkt. Druck	1.5 P.	
6	Salzwasser	1 P.	
7	Wasser - NH ₃	1.5	
8	Fließverhalten	1.5	5.5 P.
9	Viskosität als fkt. Der Temp	1.5	
10	Schmelzwärme - Verdampfungswärme	1.5	
11	C ₂ H ₆ O	1.5	
12	CHF, Mischungen	3 P.	7.5 P.
13	Stöchio, 2000 mol O etc.	1 P.	
14	Flugzeug, Kerosin	3 P.	
15	Mol, Schweizer Wasser	1 P.	5 P.
	Total		24.5

23 → 6

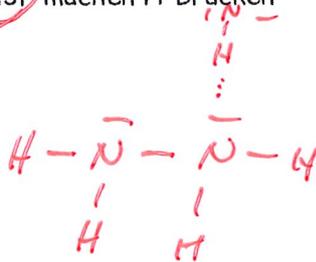
4.44 ± 0.98

3.1. In welcher der folgenden Substanzen spielen Wasserstoffbrückenbindungen eine wichtige Rolle für die physikalischen Eigenschaften: a) CH₄ b) H₂NNH₂ c) CH₃F d) H₂S
 Falls eine Wasserstoffbrückenbindung möglich ist so zeichne die zwei Moleküle durch solch eine H-Bindung verbunden, andernfalls schreibe 'keine H-Brücken möglich' (total 1.5 P.)

CH₄ und H₂S keine H-Brücke möglich
 H₂NNH₂ und CH₃F machen H-Brücken

je 0.25 P.

je 0.5 P.



if w/ line - .25
 if " " - .5

1.5

3.2. Ordne die folgenden Substanzen nach steigendem Siedepunkt (Zeichen < verwenden). Begründe deine Entscheidung. (2 P.) NaCl / H₂ / CO / HF / Ne / He

Unterricht

He < H₂ < Ne < CO < HF < NaCl (pearson 524)

He vs H₂ Oberfläche ... H₂ grösser als He

H₂ vs. Ne VdW, 2 e vs. 10 e

CO VdW, Polar

HF VdW, Polar, H-Brücken

NaCl Ionen

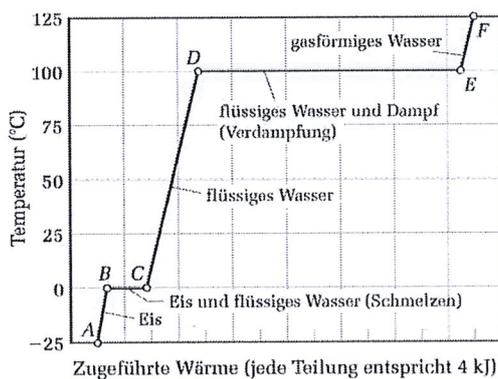
ohne Begründung
 nur 0.5

2.0

if not clear why He < H₂ → - .5
 pro Ränge Paritätierung - .5

if δ-
 | C ≡ O |

3.3. Zeichne die Erwärmungskurve für Wasser (bei Normaldruck, 1 bar). Die x-Achse sei die zugeführte Wärme, die y-Achse sei die Temperatur (Bereich von -50°C bis +150°C). In welchem Bereich liegt Eis, flüssiges Wasser sowie gasförmiges Wasser vor? (1.5 P.)



pearson 529

1.5

3.4. Gegeben seien die Gase Rn (in Edelgasspalte), CH₃Br, H₂ sowie HF. Ordne die Gase nach zunehmenden (Zeichen < oder > verwenden) Siedepunkt und begründe die Abfolge (1.5 P.)

a) H₂ < ~~Ne~~ < ~~CO~~ < HF 0.75 P:

Rn CH₃Br

1* Austausch: 0.25 P.

b) VdW VdW Dipol H-Brücken 0.75 P.

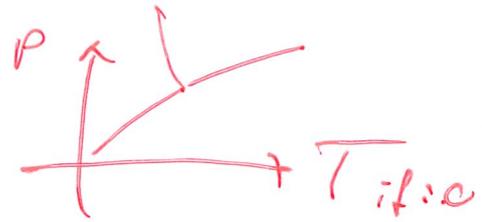
1.5

5.5

3.5. Erkläre mit einer Skizze sowie in Worten, wieso der Siedepunkt einer Verbindung (u.a.) auch vom Druck abhängt. (1.5 P.)

Luftdruck wie gewohnt...

Skizze 0.75 P.
Text 0.75 P.



→ ~.5

Phaseübergang
wasser!

Sieden heisst, dass die Moleküle „abhauen“. Somit müssen sie einerseits gegen die Anziehungskräfte der anderen Moleküle ankämpfen sowie gegen den Druck, welche die Moleküle wieder zurück in die Flüssigkeit drängt.

1.5

3.6. Salzwasser (1 P.)

Begründe, wieso Salzwasser einen tieferen / gleichen / höheren Siedepunkt hat als reines Wasser.

Salzwasser macht zusätzlich noch Ion-Dipol-Wechselwirkungen und somit hat Salzwasser einen höheren Siedepunkt

1.0

ohne Begründung → 0.0

3.7. Siedepunkt Wasser / Ammoniak (1.5 P.)

Gegeben sei ein Liter mit Wasser sowie ein Liter mit Ammoniak (NH₃). Begründe, welche Substanz hat einen höheren Siedepunkt hat.

Wasser hat pro Molekül zwei aktive (H-Atome) sowie zwei Passive (nicht bindende E-Paare), NH₃ weniger dichtes Netz
Somit hat Wasser einen höheren Schmelzpunkt / Siedepunkt

1.5

mehr e⁻ → 1.5 P.

3.8. Fließverhalten (1.5 P.)

Der Fließwiderstand einer Flüssigkeit wird als ihre Viskosität bezeichnet, wobei eine kleine Viskosität mit gut fließend, eine hohe Viskosität mit zähfließend assoziiert wird. Es werden nun zwei Flüssigkeiten miteinander verglichen: ‚Hexan‘ (eine Kohlenwasserstoff-Kette mit 6 C-Atomen, C₆H₁₄) sowie Decan (wieder eine Kohlenwasserstoff-Kette mit 10 C-Atomen, total C₁₀H₂₂).

Begründe, welche Flüssigkeit eine grössere resp. höhere Viskosität hat.

1.5

Decan ist zähflüssiger, weil es mehr VdW-Wechselwirkungen machen kann

↙
a.s

mehr e⁻ → 0.75
größer → 1.5

3.9. Begründe, wie sich die Viskosität mit steigender Temperatur verhält. (1.5 P.) ...

Pearson, p. 559, 11.29 mit zunehmender Temperatur steigt die Zahl von Molekülen mit ausreichender kinetischer Energie, um intermolekulare Anziehungskräfte zu überwinden. Viskosität und Oberflächenspannung sinkt.

1.5

no... nimmt ab → .25
i.o., aber bla bla -- → .5

3.10. Erkläre, warum die Schmelzwärme (salopp: 'Schmelzenergie') eines Stoffes generell niedriger als seine Verdampfungswärme (salopp: 'Verdampfungsenergie') ist. Argumentiere auf der Teilchenebene. (1.5 P.)

1.5

Pearson, 11.35 ... Schmelzen erfordert keine Trennung der Moleküle, daher ist der Energiebedarf kleiner als für die Verdampfung, bei der Moleküle voneinander getrennt werden müssen.

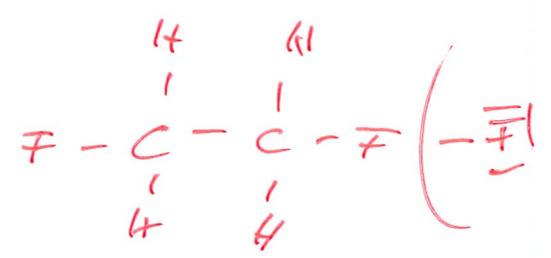
bla .. .5

3.11. Zwei verschiedene Moleküle A und B haben die gleiche Summenformel (C₂H₆O). Zeichne die beiden unterschiedlichen Moleküle und begründe eindeutig, bei welcher Substanz der höhere Siedepunkt zu erwarten wäre. (1.5 P.)

Ether resp. Ethanol pro Substanz 0.5 P.
Vorhersage, welche höher siedet ebenfalls 0.5 P.

1.5

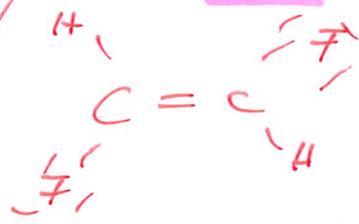
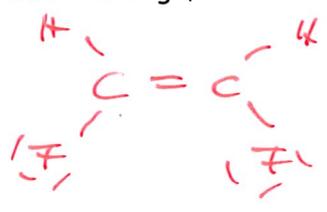
exakt 1:1 im Unterricht gehabt



3.12. Die Elementen C, H und F müssen bei den folgenden Molekülstrukturen jeweils mindestens einmal pro Molekül vorkommen, andere Atome sind nicht erlaubt.

a) Zeichne zwei beliebige, aber unterschiedliche Moleküle die sich nicht mischen würden (1.5 P.)

1.5

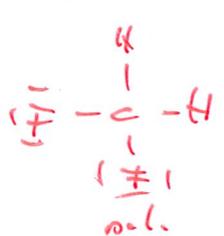
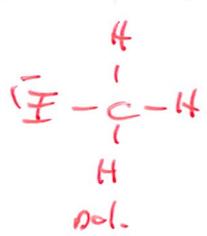


Molekül karmelt je ↓ .5

b) Zeichen zwei beliebige, aber unterschiedliche Moleküle die sich mischen würden (1.5 P.)

beide poler (nicht poler)

1.5



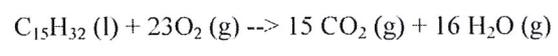
5-5

3.13. Stöchiometrie: Wieviel Gramm Wasser können aus 2000 mol O-Atomen sowie 5000 mol H-Atomen maximal hergestellt werden?

H₂O ... total 2000 mol O und 4000 mol H ergeben
 2000 mol H₂O 0.25 P.
 Ein Mol H₂O = 18 g 0.25 P.
 Total 36'000 g Wasser oder 36 kg 05 P.

1.0

3.14. Stöchiometrie Ein Flugzeug verbrennt pro Sekunde 3 kg Kerosin (C₁₅H₃₂)..
a) Formuliere die ausgeglichene Reaktionsgleichung (1 P.)



1.0

b) Berechne, wie viel Gramm CO₂ und wie viel Gramm H₂O die Maschine in jeder Sekunde ausstösst. (2. P.)

	M	m	n
C ₁₅ H ₃₂	212 (0.25 P.)	3000	3000/212= 14.15 mol (0.25 P.)
CO ₂	44 (0.25 P.)	9339.6 (0.25 P.)	15*14.15 = 212.3 mol (0.25 P.)
H ₂ O	18 (0.25 P.)	4075.5 (0.25 P.)	16*14.15= 226.4 mol (0.25 P.)

2.0

3.15. Molbegriff: Ein Kubikmeter (.1m³) Wasser wird gerecht auf die Schweizerbevölkerung (aktuell 8 Millionen Einwohner) verteilt. Wie viele Wassermoleküle (Angabe nicht in mol) erhält jede Person? (1 P.)

1m³ = 1000 Liter = 1000 kg = 10⁶ Gramm

n (H₂O) = 10⁶ / 18 = 55'555 mol a 6.022 E23 = 3.34 E 28 Teilchen

1.0

Handwritten calculation:

$$\frac{3.34 \cdot 10^{28}}{8 \cdot 10^6} = 4.175 \cdot 10^{21}$$

Chemienachprüfung by R. Steiger, Juni 2012

Name:

Note:

Musterlösung

Hinweis: Wird eine Definition, Begründung verlangt ... maximal drei Sätze schreiben.

Stöchiometrie

Salze

ZITK

→ 206

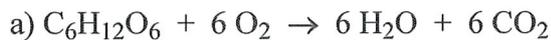
Stöchiometrie

4.5 Punkte

Hinweis zu Aufgabe c): ein Mol eines Gases benötigt ein Volumen von 22.4 l

Nehmen Sie an, bei der Verbrennung von Glucose im menschlichen Körper handle es sich um folgende Reaktion: Aus Glucose (= $C_6H_{12}O_6$) und Sauerstoffgas entsteht CO_2 -Gas und Wasser.

- Wie lautet die Reaktionsgleichung für diesen Vorgang? (1.0 P.)
- Nehmen Sie an, eine Person setze während einer bestimmten Zeit durch ihre Atmung 2000 Liter Luft um. Dabei nehme sie den in der Luft enthaltenen Sauerstoff vollständig auf (= Annahme). Wieviele Liter Sauerstoff enthält diese Luftmenge? (0.5 P.)
- Wieviele Gramm Glucose können mit dieser Sauerstoffmenge theoretisch gemäss obiger Gleichung reagieren? (2.0 P.)
- Angenommen, dass 540 g Glucose bei der Reaktion verbraucht werden ... wie viele C-Atome sind darin enthalten? (1.0 P)



b) Trockene Luft enthält etwa 21 Vol.-% Sauerstoff. Daher sind in dieser Luftmenge $2000 L \cdot 0,21 = 420 L O_2$ vorhanden.

c) 1 mol ($C_6H_{12}O_6$) benötigt zur Reaktion 6 mol (O_2) = $6 \cdot 22,4 L$ für 420 L O_2 ergibt das:
 $180 g \cdot 420 / (6 \cdot 22,4) = 562,5 g$ Glucose

d) 1 mol = 180 g, 540 g = 3 mol $C_6H_{12}O_6$ resp. 18 mol C

$\frac{400}{22.4} \cdot 6$

$C_6H_{12}O_6$	180	~ 540	~ 2.97
O_2	32		$\frac{400}{22.4} = \sim 17.85$

$\frac{17.85}{6} = \sim 2.97$
.5

Salze

1) Was ist ein Ion? Welche Arten von Ionen sind bekannt?

0.5 Punkte

Ein Ion ist ein geladenes Element oder Molekül.

Man kennt Anionen, negativ geladen, und Kationen, positiv geladen]

2) Leitet festes Kaliumchlorid den elektrischen Strom? Begründung.

1.0 Punkte

Nein. Es handelt sich um ein Ionengitter. Im festen Zustand sind die Ionen nicht beweglich. Somit hat es keine beweglichen Ladungsträger, was zur Folge hat, dass kein Strom geleitet werden kann

3) Welches der beiden folgenden Teilchen hat den grösseren Durchmesser?
Begründen deine Antwort mit Hilfe der Struktur der Teilchen.

2.0 Punkte

a) Na^+ - oder F^-

b) F^- -Ion oder F-Atom

a. Beide Teilchen haben die gleiche Elektronenzahl und damit auch die gleiche Elektronenverteilung (Anzahl und Art der besetzten Elektronenwolken). Hingegen hat das F^- -Ion die kleinere Kernladung als ein Na^+ -Ion und damit den grösseren Durchmesser.

b. Beide Teilchen haben die gleiche Kernladung. Das F^- -Ion hingegen hat eine grössere Elektronenzahl und damit den grösseren Radius wegen der zusätzlichen Abstossung zwischen den Elektronen.

4) Gegeben seien die Salze ,LiF' und ,MgO'.

1.5 Punkte

- aus welchen Ionen bestehen die beiden Salze (0.5 P.)
- Begründe, welches Salz den höheren Schmelzpunkt hat (1.0 P.)

a. Li^+ und F^- MgO Mg^{2+} und O^{2-}

b) Begründung angucken. Wenn Abstand zwischen den Ionen: $\text{MgO} > \text{LiF}$ und somit

LiF eigentlich höherer Smp

Wenn Ladung, dann MgO höherer Smp

Experiment: MgO (2800) gegen LiF (848)

5) Definiere die Begriffe ...

2.0 Punkte

- Gitterenergie
- Hydratisierungsenergie

im Zusammenhang des Lösens eines Salzes in Wasser (je 1.0 P).

6) Mesomerie (je 0.5 P.)

2.0 Punkte

- Zeichne eine mesomere Form des Nitrat-Ions (NO_3^-)
- Zeichne **alle** mesomeren Formen des Carbonat-Ions

ZMK

1) Was ist die Elektronegativität (0.5 P.)

0.5 Punkte

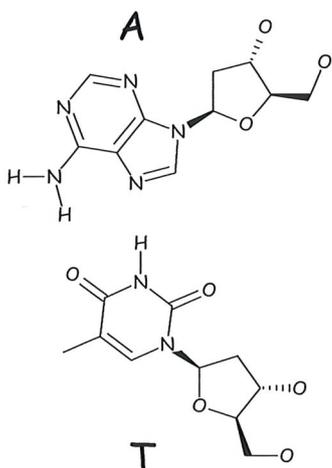
2) Liste alle ZMK's nach steigender Stärke auf (0.75 P.)

0.75 Punkte

3) Die beiden Bausteine ,A' und ,T' sind wichtige Bausteine der DNA.

1.5 Punkte

- a) Durch welche Kräfte werden sie miteinander verbunden?
 b) Zeichne diese Kräfte ein



4) Welche Bindung ist dafür verantwortlich, dass Edelgase überhaupt verflüssigt werden können? Erklären Sie diese Bindung. 2 Punkte

[Die van der Waals'sche Bindung. Diese kommt dadurch zustande, dass sich sehr kurzfristig aufgebaute Dipole (von asymmetrischen Elektronenverteilungen) anziehen]

2 Punkte

5) Gegeben seien die Edelgase Argon, Helium, Krypton, Neon und Xenon, zudem die Siedetemperaturen -107°C , -152°C , -186°C , -246°C und -269°C .

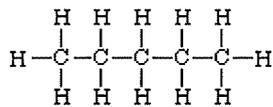
a) Ordne die Siedetemperaturen dem richtigen Edelgas zu (1.25 P.)

b) Begründe die Zuordnung (0.75 P.)

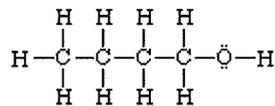
6) Gegeben sei jeweils ein Liter zweier Flüssigkeiten A und B:

2 Punkte

A:



B:



Welche siedet höher? Begründe die Antwort!

7) Gegeben seien die beiden Flüssigkeiten Wasser und CH_3OH ?

1 Punkte

Mischen sie sich? Begründe die Antwort.