

UNIVERSITÄT REGENSBURG

Institut für Physikalische und Theoretische
Chemie,
Professor Dr. H. Krienke

Regensburg, d. 11.02.04

Vorlesung: Chemie für Physiker WS 2003/2004 - Klausur

1. Aufgabe:

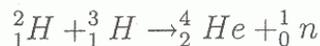
a) Man ergänze die Tabelle :

Symbol	Z	A	Protonen	Neutronen	Elektronen
K	19	39			
Bi		209			
	56	138			
Sn				70	50
Kr		84		48	
Sc ³⁺				24	
	8			8	10
	7			7	10

b) Silber und Vanadium sind Gemische je zweier Isotope. Bei Silber sind das $^{107}_{47}\text{Ag}$ mit der Atommasse $M = 106.906 \text{ u}$ und $^{109}_{47}\text{Ag}$ mit der Atommasse $M = 108.905 \text{ u}$. Die mittlere Atommasse des Silbers ist $M_{\text{Ag}} = 107.868 \text{ u}$. Bei Vanadium sind das die Isotope $^{50}_{23}\text{V}$ mit der Atommasse $M = 49.9472 \text{ u}$ und $^{51}_{23}\text{V}$ mit der Atommasse $M = 50.9440 \text{ u}$. Die mittlere Atommasse von Vanadium ist $M_{\text{V}} = 50.9415 \text{ u}$. Wie ist die prozentuale Zusammensetzung der jeweiligen Isotopengemische von Silber und von Vanadium ?

2. Aufgabe:

Wie groß ist die freigesetzte Energie a) in MeV pro Fusionsvorgang, b) in Joule pro Gramm Brennstoff für folgende Fusionsreaktion?



(Die Massen sind: $m(^2_1\text{H}) = 2.0141 \text{ u}$, $m(^3_1\text{H}) = 3.01605 \text{ u}$, $m(^4_2\text{He}) = 4.00260 \text{ u}$ und $m(^1_0\text{n}) = 1.0086 \text{ u}$)

c) Vergleichen Sie die Größenordnung der erhaltenen Fusionsenergie mit der Reaktionsenergie, die bei der Verbrennung von Kohlenstoff unter Standardbedingungen erhalten wird:



3. Aufgabe:

Die folgende Tabelle gibt die Elektronegativitäten für die Hauptgruppenelemente an:

H 2.2							He -
Li 1.0	Be 1.6	B 2.0	C 2.6	N 3.0	O 3.4	F 4.0	Ne -
Na 0.9	Mg 1.3	Al 1.6	Si 1.8	P 2.2	S 2.6	Cl 3.2	Ar -
K 0.8	Ca 1.0	Ga 1.8	Ge 2.0	As 2.2	Se 2.6	Br 3.0	Kr -
Rb 0.8	Sr 0.9	In 1.8	Sn 2.0	Sb 2.1	Te 2.1	I 2.7	Xe -
Cs 0.8	Ba 0.9	Tl 2.0	Pb 2.3	Bi 2.0	Po 2.0	At 2.2	Ra -

- a) Diskutieren Sie die die generellen Beziehungen zwischen der Stellung der Elemente im Periodensystem, ihrer Reaktivität und ihrer Elektronegativität.
- b) Ordnen Sie mit Hilfe des Pauling'schen Elektronegativitätsbegriffs die Bindungen nach zunehmender Polarität:
- b1) Cs-O, Ca-O, C-O, Cl-O
- b2) Cs-I, Ca-I, C-I, Cl-I
- b3) Cs-H, Ca-H, C-H, Cl-H
- b4) S-N, N-O, N-Cl, S-Cl
- c) Ordnen Sie die Halogenwasserstoffe HF , HCl , HBr , HI nach der Stärke ihrer molekularen Dipolmomente.

4. Aufgabe:

- a) Geben Sie die Elektronenkonfigurationen der in der Tabelle (3. Aufgabe) aufgeführten Hauptgruppenelemente an.
- b) Nach welchen Prinzipien erfolgt der Aufbau der Elektronenhüllen?
- c) Was sind s-, p- und d-Orbitale?

5. Aufgabe:

Zur chemischen Reaktion: Diskutieren Sie die Begriffe begrenzender Reaktand und theoretische Ausbeute bei einer chemischen Reaktion. Beispiel: Wieviel Gramm Stickstofftrifluorid (NF_3) kann man aus 4 g Ammoniak (NH_3 , $M_{NH_3} = 17.0 \text{ g mol}^{-1}$) und 14 g Fluor (F_2 , $M_{F_2} = 38.0 \text{ g mol}^{-1}$) erhalten ?

- a) Formulieren Sie die Reaktionsgleichung.
- b) Bestimmen Sie den begrenzenden Reaktanden.

6. Aufgabe:

Zur chemischen Bindung:

- a) Diskutieren Sie die drei Grenztypen der chemischen Bindung.
- b) Formulieren Sie die Valenzstrichformeln (Lewis - Formeln) für die Verbindungen H_2CO , SO_2 , HCN , N_3^- , H_2O , H_3O^+ und machen Sie Aussagen über die Struktur der Moleküle.
- c) Diskutieren Sie das Auftreten von σ - und π - Bindungen am Beispiel des N_2 - Moleküls.
- d) Erläutern Sie die Promotion (Anregung) und die Bildung von sp^3 Hybridorbitalen am Beispiel des Methan - Moleküls CH_4 . Geben Sie weitere Beispiele für Hybridisierung an.