

# UNIVERSITÄT REGENSBURG

Institut für Physikalische und Theoretische Chemie

Professor Dr. H. Krienke

Regensburg, d.26.04.01

## Vorlesung: Chemie für Physiker - Klausuraufgaben

### 1. Aufgabe:

- Was besagen Aufbauprinzip, Pauliprinzip und Hund'sche Regel für die Gestaltung des Periodensystems der Elemente?
- Erstellen Sie eine Tabelle mit Angaben zur K-, L-, M- und N- Schale, den Unterschalen, zur Zahl der Orbitale und zur Zahl der Elektronen in Schalen und Unterschalen.
- Erstellen Sie eine Tabelle der Elektronenkonfigurationen für die Elemente der Hauptgruppe 2A - Erdalkalimetalle.

### 2. Aufgabe:

- Welche Wechselwirkungen charakterisieren den Aufbau eines Ionenkristallgitters?
- In welchen Strukturformen liegen  $AB$  - Ionenverbindungen bzw.  $AB_2$  - Verbindungen vor? Nennen Sie die entsprechenden Kristalltypen und die zu ihnen gehörenden Koordinationszahlen.

### 3. Aufgabe:

- Die Atome der 2. Periode des PSE können maximal 4 kovalente Bindungen ausbilden. Charakterisieren Sie diese Aussage an Hand einer entsprechenden Tabelle, die die Elektronenkonfiguration der Atome im Grund - oder im angeregten Zustand bzw. die Elektronenkonfiguration ihrer Ionen enthält. Geben Sie Beispiele für Verbindungen an.
- Was besagt die Oktett - Regel?
- Geben Sie die Lewis - Formel für Formaldehyd ( $CH_2O$ ) an. Was versteht man unter Mesomerie?

### 4. Aufgabe:

- Erläutern Sie die Begriffe  $\sigma$  - und  $\pi$  - Bindung am Beispiel der Moleküle  $H_2$  und  $N_2$ .
- Erläutern Sie die  $sp^3$ - Hybridisierung am Beispiel des Methan - Moleküls  $CH_4$ .

### 5. Aufgabe:

- Erläutern Sie die Begriffe offenes, geschlossenes und abgeschlossenes System im Sinne der Thermodynamik.

b) Unter welchen Bedingungen geht die Van der Waals'sche Zustandsgleichung in die ideale Gasgleichung über?

c) Was besagt das Nernst'sche Theorem übereinstimmender ( korrespondierender ) Zustände?

#### 6. Aufgabe:

a) Charakterisieren Sie an einem Beispiel reversible bzw. irreversible Prozeßführung im Sinne der Thermodynamik.

b) Geben Sie die Definitionen des isobaren Ausdehnungskoeffizienten  $\alpha$ , des isothermen Kompressibilitätskoeffizienten  $\beta$  sowie der Wärmekapazitäten bei konstantem Druck,  $C_p$ , bzw. bei konstantem Volumen,  $C_V$ , an.

c) Wie lautet die Beziehung zwischen den Wärmekapazitäten allgemein bzw. für ein ideales Gas?

#### 7. Aufgabe:

a) Wie lautet die Fundamentalgleichung der Thermodynamik in integraler Form unter Einbeziehung der chemischen Energieform?

b) Geben Sie die Definitionen von Helmholtz - und Gibbs - Energie in Termen der Inneren Energie  $U$  an.

c) Wie hängt in einem Mehrsorten-System das chemische Potential der Sorte  $i$ ,  $\mu_i$ , mit der Gibbs' schen Energie des Systems zusammen?

# UNIVERSITÄT REGENSBURG

Institut für Physikalische und Theoretische Chemie

Professor Dr. H. Krienke

Regensburg, d.01.10.01

## Vorlesung: Chemie für Physiker - Aufgaben zur Klausur 2

### 1. Aufgabe:

Zur Kinetik chemischer Reaktionen:

a) Wodurch kann die Änderung der Gleichgewichtslage bei einer chemischen Reaktion erfolgen?  
- Was besagt in diesem Zusammenhang das Prinzip von Le Chatelier - Braun?

b) Wie ändert sich die Gleichgewichtskonstante  $K$  einer chemischen Reaktion mit der Temperatur? Diskutieren Sie die van't Hoff'sche Gleichung und den Zusammenhang zwischen Gibbs'scher Reaktionsenergie  $\Delta_R G$  und der Reaktionsenthalpie  $\Delta_R H$ .

c) Diskutieren Sie das Zeitgesetz der Konzentrationsänderung bei einer einfachen chemischen Reaktion 1. Ordnung vom Typ  $A \rightarrow B$ .

d) Diskutieren Sie die Temperaturabhängigkeit der Geschwindigkeitskonstanten  $k(T)$  einer chemischen Reaktion (Gesetz von Arrhenius). Was versteht man unter Übergangszustand bzw. aktiviertem Komplex?. Bei einer Reaktion sei die Geschwindigkeitskonstante  $k(T)$  bei  $T = 350\text{ K}$  doppelt so groß wie bei  $T = 300\text{ K}$ . Welchen Wert hat die Aktivierungsenergie?

### 2. Aufgabe:

Zum Löslichkeitsprodukt:

a) Für eine gesättigte Ionenlösung mit den Ionen  $A^+(aq)$  und  $B^-(aq)$  gilt im Gleichgewicht mit dem Bodenkörper  $AB$  ein Massenwirkungsgesetz. Hieraus kann man den Begriff des Löslichkeitsproduktes  $L_{AB}$  gewinnen. Diskutieren Sie diesen Begriff. Bei  $T = 298.15\text{ K}$  lösen sich in Wasser  $0.00188\text{ g}$  Silberchlorid in  $1\text{ l}$  Wasser. Wie groß ist der Wert  $L_{AgCl}$ ?

b) Kommt es zur Fällung von Silberchlorid, wenn  $10\text{ ml}$  einer Silbernitrat-Lösung der Konzentration  $c_{AgNO_3} = 0.010\text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$  mit  $10\text{ ml}$  einer Kochsalz-Lösung der Konzentration  $c_{NaCl} = 0.00010\text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$  vermischt werden?

### 3. Aufgabe:

Säuren und Basen:

a) Vergleichen Sie die Definitionen von Arrhenius und Brönstedt.

b) Wie ist der pH - Wert definiert? Wie definiert man die Stärke einer Säure  $K_s$  bzw. den  $pK_s$  - Wert sowie die Basenstärke  $K_b$  bzw. den  $pK_b$  - Wert?

c) Wie groß ist der pH - Wert einer 0.1 molaren starken Säure ( HCl - Annahme vollständiger Dissoziation) und im Vergleich dazu der einer 0.1 molaren schwachen Säure ( Essigsäure - Annahme unvollständiger Dissoziation und Einführung des Dissoziationsgrades  $\alpha$ ).

d) Erklären Sie die Wirkung einer Pufferlösung am Beispiel eines Acetatpuffers ( einer äquimolaren Lösung von Natriumacetat und Essigsäure ).

#### 4. Aufgabe:

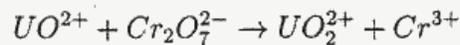
Redox - Vorgänge:

a) Geben Sie einige Regeln zur Ermittlung von Oxidationszahlen (OxZ) an. Welche OxZ hat das P- Atom in  $H_3PO_4$ ? Welche OxZ haben die Cr-Atome im Dichromat - Ion  $Cr_2O_7^{2-}$ ?

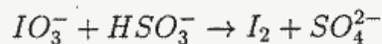
b) Definieren Sie die Begriffe Oxidation, Reduktion, Redox - Paar und Redox - Reaktion.

c) Ordnen Sie in folgenden unvollständigen Redoxgleichungen den Atomsymbolen Oxidationszahlen zu und formulieren Sie mit deren Hilfe korrekte Redoxgleichungen mit ausgeglichener Elektronen-, Ladungs- und Stoffbilanz. Alle Reaktionen sollen in saurer Lösung ablaufen.

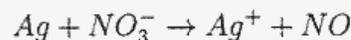
c1) Dichromat - Ion:



c2) Herstellung von elementarem Iod:



c3) Auflösung von Silber in Salpetersäure:



# UNIVERSITÄT REGENSBURG

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

Regensburg, d.06.02.02

## Vorlesung: Chemie für Physiker WS 2001/2002 - Klausur

### 1. Aufgabe:

a) Diskutieren Sie das Bohrsche Atommodell für das H - Atom und im Vergleich dazu die quantenmechanische Darstellung. Was besagt die statistische Interpretation der  $\psi$  - Funktion?

b) Diskutieren Sie die Bedeutung der Quantenzahlen n,l,m sowie der Spinquantenzahl s beim Wasserstoffatom für die Struktur des Periodensystems der Elemente. Welche Prinzipien bestimmen den Aufbau des Periodensystems?

c) Erstellen Sie eine Tabelle der Elektronenkonfigurationen für die Elemente der Hauptgruppe VIIa (Halogene).

### 2. Aufgabe:

a) Diskutieren Sie die verschiedenen Typen der chemischen Bindung: Ionenbindung, kovalente Bindung und Metallbindung. Charakterisieren Sie die Unterschiede und geben Sie Beispiele an.

b) Vergleichen Sie zwischenmolekulare Wechselwirkung und chemische Bindung mit Blick auf die Bindungsenergien. Welche Stellung nehmen in diesem Zusammenhang Wasserstoffbrückenbindungen ein?

### 3. Aufgabe:

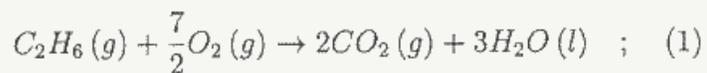
a) Geben sie die Lewis - Formeln für Kohlendioxid, Wasser,  $Cl_2$ , Ammoniak und Ethan an.

b) Diskutieren Sie im Rahmen der Valenzbindungs (VB) - Theorie die Bindung im  $BF_3$  - Molekül ( Anregung, Hybridisierung,  $\sigma$  - Bindung ).

c) Erläutern Sie den Begriff bindendes und antibindendes Molekülorbital am Beispiel des  $H_2$  -Moleküls.

### 4. Aufgabe:

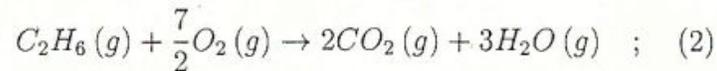
Die Verbrennung von Ethan erfolgt unter Standardbedingungen nach der Reaktionsgleichung



und liefert die Standardverbrennungsenthalpie

$$\Delta_{VB}H_{298}^0(C_2H_6) = -1559.8 \text{ kJ/mol}$$

a) Berechnen Sie die Verbrennungsenthalpie  $\Delta_{VB}H(C_2H_6)$  für die hypothetische Reaktion (2), bei der unter Standardbedingungen Wasserdampf entstehen soll:



Die Umwandlungsenthalpie für Wasser ist bei Standardbedingungen

$$\Delta_U H_{298}^0(H_2O(l) \rightarrow H_2O(g)) = 44.01 \text{ kJ/mol}$$

b) Wie groß ist die Innere Verbrennungsenergie  $\Delta_{VB}U(C_2H_6)$  bei der Reaktion (2)? Benutzen Sie  $R = 8.31451 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ .

### 5. Aufgabe:

Die Änderung der Gibbs'schen Energie  $G$  eines Systems, in dem bei gegebenem Druck  $p$  und bei gegebener Temperatur  $T$  eine chemische Reaktion

$$\sum_i \omega_i Y_i = 0$$

abläuft, ist

$$\Delta_R G_T^p = \sum_i \omega_i \mu_i(p, T)$$

- Wie muß  $\Delta_R G_T^p$  beschaffen sein, damit die Reaktion spontan ablaufen kann?
- Wann herrscht Reaktionsgleichgewicht?
- Wie ist das chemische Potential  $\mu_i(p, T)$  definiert?