

Klausur zur Vorlesung
„Allgemeine Chemie für Naturwissenschaftler“ (24.02.2006)
Prof. Dr. B. O. Kolbesen und Prof. Dr. M. U. Schmidt

(A)

Name: _____ Vorname: _____ Studienfach: _____
Matr.-Nr.: _____ Semesterzahl: _____ Studiengang: _____

Für Studierende der Bachelor-Studiengänge sind zum Bestehen dieser Klausur mindestens 50 Punkte erforderlich.

Schreiben Sie bitte in Druckschrift! Unleserliche Antworten können nicht berücksichtigt werden!
Begründen Sie (wenn erforderlich) Ihre Aussagen in Stichworten. Sie können auch die Rückseite der
Aufgabenbögen verwenden. Erreichbare Punkte: max. **100**

1. Atomtheorie:

Wie viel Protonen, Neutronen und wie viel Elektronen besitzt das $^{56}\text{Fe}^{3+}$ -Ion? **2**

Proton: 26, Neutronen: 30, Elektronen: 23

2. Isotopengemisch: Vanadium kommt als Gemisch zweier Isotope vor $^{50}_{23}\text{V}$ mit der Atommasse 49,9472 u und $^{51}_{23}\text{V}$ mit Atommasse 50,9440 u. Die mittlere Atommasse des Vanadiums beträgt 50,9415. Wie viel Prozent Anteil hat jedes Isotop? **2**

99,75 % $^{51}_{23}\text{V}$ und 0,25 % $^{50}_{23}\text{V}$

3. Radioaktivität:

a) Was versteht man unter Radioaktivität? **1**

Der spontane Zerfall von instabilen Atomkernen unter Ausstoß von radioaktiver Strahlung und Umwandlung zu anderen Kernen

b) Welche Zerfallsarten gibt es? **1**

natürliche radioaktive Stoffe geben α -, β - und γ -Strahlen ab.

c) Was ist $t_{1/2}$? **1**

Halbwertszeit.

d) Welche Teilchen entstehen beim ^{238}U -Zerfall im ersten Zerfallsschritt? **1**

α -Teilchen

4. Elektronenstruktur der Atome:

a) Die Elektronen in einem System (Atom, Ion, Festkörper etc.) müssen sich in mindestens einer Quantenzahl unterscheiden. Welche Quantenzahlen kennen Sie? **2**

Hauptquantenzahl $n = 1, 2, 3$ usw.

Nebenquantenzahl $l = 0, 1, 2, \dots (n-1)$ oder s-, p-, d-, und f-Zustände, wobei jede Nebenschale $4l + 2$ Elektronen aufnehmen kann.

Magnetische Quantenzahl $m_l = -l, -(l-1), 0, +(l-1), +l$

Spinmagnetquantenzahl $s = +\frac{1}{2}$ oder $-\frac{1}{2}$

- b) Was besagen das Pauli-Prinzip und die Hundsche Regel? 2

Nach Pauli-Prinzip dürfen keine zwei Elektronen in einem Atom in allen vier Quantenzahlen übereinstimmen, so kann ein Orbital mit maximal zwei Elektronen besetzt werden. Nach der Hundschen Regel verteilen sich Elektronen auf entartete (d.h. energiegleiche) Orbitale so, dass eine maximale Zahl von ungepaarten Elektronen (mit parallelem Spin) resultiert.

- c) Wie ist die räumliche Verteilung der s-, p- und d-Elektronen? (Skizzen werden auch akzeptiert). 2

Kugelförmige Ladungsverteilung um den Atomkern bei s-Elektron
Die Ladungsdichte ist bei p-Orbitalen nicht kugelförmig; es ist eine ebene Knotenfläche vorhanden, die durch den Atomkern verläuft. Auf jeder Seite der Knotenfläche ist ein Bereich mit höherer Ladungsdichte: p-Orbital lässt sich als hantelförmig beschreiben. p_x , p_y , p_z
d-Orbitale können als rosettenförmig beschrieben werden (zwei Knotenebenen): d_{xy} , d_{xz} , d_{yz} , $d_{x^2-y^2}$ und d_{z^2}

- d) Was versteht man unter erster Ionisierungsenergie und erster Elektronenaffinität? 2

Unter der ersten Ionisierungsenergie versteht man die Energie, die aufgewendet werden muss, um das am schwächsten gebundene Elektron einem Atom zu entreißen. Die erste Elektronenaffinität ist die Energie, die umgesetzt wird, wenn ein Atom im Gaszustand ein Elektron aufnimmt.

5. Para- und Diamagnetismus:

- Welches Charakteristikum haben die paramagnetischen Substanzen, welches die diamagnetischen? Und wie verhalten sich diese in einem Magnetfeld? 4

Bei diamagnetischer Substanz sind alle Elektronen gepaart. Sie wird von einem Magnetfeld abgestoßen. Paramagnetische Substanz dagegen verfügt über ungepaarte Elektronen. Sie wird in ein Magnetfeld hineingezogen.

6. Gase:

- a) Wie ist ideales Gas definiert? 2

Ein hypothetisches Gas, das unter allen Bedingungen die allgemeine Gasgleichung exakt erfüllt.

- b) Gasgleichung: Für $T = \text{const.}$; wie verändert sich das Volumen, wenn Sie den Druck von 1 bar auf 5 bar erhöhen? 2

Daraus ergibt sich das ideale Gasgesetz: $p \cdot v = n \cdot R \cdot T$
(p = Druck; v = Volumen; n = Anzahl Mole; R = allgemeine Gaskonstante;
 T = Temperatur in K)

7. Bindungsenergie:

- a) Ionenbindung: Was versteht man unter Gitterenergie? 2

Das ist die freigesetzte Energie, wenn Ionen aus dem Gaszustand zu einem Ionenkristall zusammengefügt werden.

- b) Was ist der Unterschied zwischen einer σ -Bindung und einer π -Bindung? 2

σ -Bindung rotationssymmetrisch zur Kernverbindungsachse, π -Bindung nichtrotationssymmetrisch zur Kernverbindungsachse. (Äquivalente Beschreibungen bzw. Skizzen sind natürlich genauso anzuerkennen!)

- c) Erklären Sie, warum das He₂-Molekül nicht existiert? 2

Die Bindungsordnung ist die Hälfte der Differenz aus der Anzahl der bindenden Elektronen minus der Anzahl der antibindenden Elektronen. Bei der Kombination von zwei Helium-Atomen muss die Gesamtzahl von vier Elektronen auf die beiden Molekülorbitale verteilt werden; sowohl das σ_{1s} - wie das σ_{1s}^* -Orbital muss besetzt werden. Die bindungslockernde Wirkung antibindender Elektronen hebt die Wirkung der bindenden Elektronen auf. Die Bindungsordnung für He₂ beträgt Null. Ein He₂-Molekül existiert nicht.

- d) Welche Hybridorbitale gibt es in CH₄? Wie ist die räumliche Struktur von CH₄? 2

sp^3 , tetraedisch

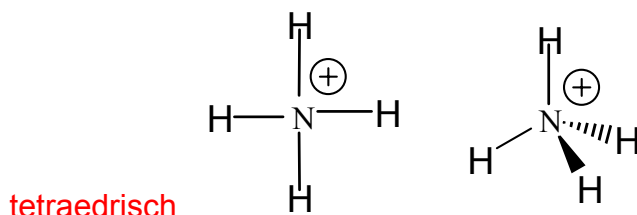
8. Räumliche Strukturen:

Schreiben Sie die Lewis-Formeln und die räumliche Struktur auf für:

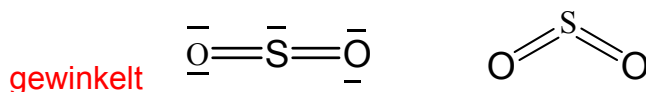
- a) CO₂ 1

linear $O=C=O$

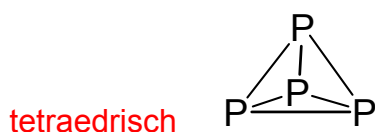
- b) NH₄⁺ 1



- c) SO₂ 1



- d) P₄ 1



9. Massenwirkungsgesetz:

Das Ionenprodukt des reinsten Wassers beträgt bei

$$0\text{ °C: } 1,14 \cdot 10^{-15} \text{ mol}^2/\text{l}^2$$

$$100\text{ °C: } 5,45 \cdot 10^{-13} \text{ mol}^2/\text{l}^2$$

Berechnen Sie den pH-Wert des Wassers bei

a) 0 °C:

3

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]/[\text{H}_2\text{O}]^2; \quad K_{\text{w}} = K_{\text{H}_2\text{O}} \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2 = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$



$$\text{gilt: } [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$$

$$\Rightarrow K_{\text{w}} = [\text{H}_3\text{O}^+]^2 \quad \text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$-\log K_{\text{w}} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]^2 \quad \text{da } \log a^b = b \cdot \log a \text{ gilt:}$$

$$-\log K_{\text{w}}/2 = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = \text{pH} \quad \text{oder:}$$

$$\text{p}K_{\text{w}}/2 = \text{pH}$$

$$\text{Bei } 0\text{ °C: } \text{pH} = 7.472$$

b) 100 °C:

3

$$100\text{ °C: pH} = 6.132$$

10. Puffer:

a) Woraus besteht eine Pufferlösung?

1

Die Pufferlösung enthält eine schwache Säure und ihre konjugierte Base. Sie ändert ihren pH-Wert nur geringfügig bei Zugabe von Säuren oder Basen in begrenzter Menge.

b) Eine Pufferlösung enthält 1,0 mol/l Essigsäure und 1,0 mol/l Natriumacetat und hat einen pH-Wert von 4,742. Welchen pH-Wert hat sie nach Zusatz von a) 0,01 mol/l HCl, b) 0,01 mol/l NaOH?

3



$$\text{Pufferlösung: } c(\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}) = 1,0 \text{ mol/l; } c(\text{CH}_3\text{CO}_2^-) = 1,0 \text{ mol/l}$$

$$c(\text{H}^+) \cdot c(\text{CH}_3\text{CO}_2^-) : c(\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}) = K_{\text{S}}$$

$$\text{nach Zusatz von } x \text{ mol/l } \text{H}^+: 1,0 + x \text{ mol/l}$$

$$\text{nach Zusatz von } y \text{ mol/l } \text{OH}^-: 1,0 - y \text{ mol/l}$$

$$c(\text{H}^+) = K_{\text{S}} \cdot c(\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}) : c(\text{CH}_3\text{CO}_2^-);$$

$$\text{pH} = \text{p}K_{\text{S}} - \log c(\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}) : c(\text{CH}_3\text{CO}_2^-)$$

a) Zusatz von $x = 0,01 \text{ mol/l HCl}$:

$$\text{pH} = 4,742 - \log 1,01 \text{ mol/l} : 0,99 \text{ mol/l} = \underline{4,733}$$

b) Zusatz von $y = 0,01 \text{ mol/l NaOH}$:

$$\text{pH} = 4,742 - \log 0,99 \text{ mol/l} : 1,01 \text{ mol/l} = \underline{4,751}$$

11. Thermochemie/Thermodynamik:

a) Was versteht man unter innerer Energie?

1

Innere Energie U: Jeder Stoff hat in sich Energie in gespeicherter Form deren absolute Größe unbekannt ist.

b) Was ist die freie Enthalpie? 2

Freie Enthalpie G : Thermodynamische Funktion $G = H - TS$.

12. Aggregatzustände:

a) Was versteht man unter Sublimation? 1

Der Übergang direkt von fest zu gasförmig bezeichnet man Sublimation. Dabei werden die Übergänge fest zu flüssig, flüssig zu gasförmig übersprungen.

b) Was ist Trockeneis? 1

Trockeneis bezeichnet man gefrorenes CO_2 , welches ohne Rückstand bei ca. -80 °C sublimiert.

c) Warum wird es kalt, wenn Sie durch Druckerniedrigung eine Flüssigkeit zum Sieden bringen? 2

Beim Sieden durch Druckerniedrigung wird der Umgebung die zum Sieden nötige Wärme entzogen.

13. Elektrochemie:

a) Wie ist der Nullpunkt der Spannungsreihe definiert? 2

Standardwasserstoffelektrode: besteht aus einer platinieren Platinelektrode, die bei 298 K in eine Säurelösung mit $a(\text{H}_3\text{O}^+) = 1$ eintaucht und zusätzlich von Wasserstoff-gas bei 1,013 bar umspült wird. Das Potential der Standardwasserstoffelektrode ist willkürlich zu 0 V festgesetzt.

c) Ordnen Sie folgende Elemente nach der Spannungsreihe ein (das edelste zuerst): Ag, Cu, Na, Fe. 2

Ag, Cu, Fe, Na

14. Oxidationszahl:

Geben Sie die Oxidationszahlen für die einzelnen Atome in folgenden Verbindungen an:

a) NH_3 (Ammoniak) 1

N: -III, H: +I

b) $\text{H}_2\text{N-NH}_2$ (Hydrazin) 1

N: -II, H: +I

c) HNO_2 (salpetrige Säure) 1

H: +I, O: -II, N: +III

d) ClO_3^\ominus (Chlorat) 1

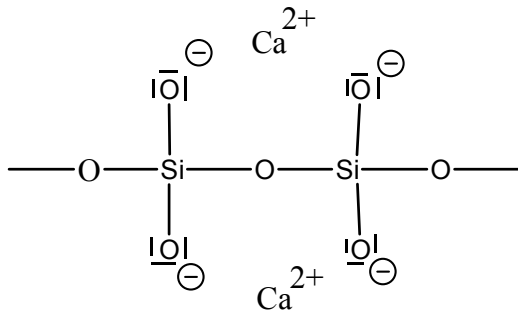
O: -II, Cl: +V

- e) Fe_2O_3 1
 Fe: +III, O: -II
- f) Thiosulfat: $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$, also $\text{S}=\text{SO}_3^{2-}$ (Bitte Oxidationszahlen für beide S getrennt angeben) 1
 S=: 0; =S: +IV und O: -II
- g) MnO_4^\ominus 1
 O: -II, Mn: +VII
- h) $\text{CrO}_4^{\ominus\ominus}$ 1
 O: -II, Cr: +VI
- 15. Vorkommen der Elemente:**
 Sortieren Sie folgende Elemente nach abnehmender Häufigkeit in der Erdhülle Cl, K, O, Pt 2
 O, K, Cl, Pt
- 16. Alkalimetalle:**
 Was geschieht, wenn man ein Stückchen Natrium-Metall auf Wasser gibt?
a) Beobachtung: 1
 heftige Reaktion unter Gasentwicklung
- b) Reaktionsgleichung:** 1

$$2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2$$
- 17. Erdalkalimetalle:**
 Warum ist BaSO_4 ungiftig, obwohl BaCl_2 giftig ist? 2
 Weil BaSO_4 schwerlöslich ist und vom Körper nicht aufgenommen wird
- 18. 4. Hauptgruppe:**
- a) Nennen Sie drei Modifikationen des Kohlenstoffs und beschreiben Sie kurz deren Aufbau! 4
- Graphit, Diamant, Fullerene, Ruß
- Graphit: Zweidimensionale Schichten aus dreifach koordinierten Kohlenstoff (sp^2 hybridisiert). Die Schichten sind aus kondensierten Kohlenstoffsechsringen aufgebaut.
- Diamant: Dreidimensionale Verknüpfung von tetrakoordinierten Kohlenstoffatomen (sp^3 hybridisiert).
- Fullerene: Sphärische Moleküle, aufgebaut aus dreifach koordinierten Kohlenstoff (sp^2 hybridisiert) (Bsp C_{60} , C_{70}). Die Moleküle sind aus Fünf- und Sechsringen aufgebaut. Fünfringe führen zur Krümmung der Kohlenstoffschichten.
- Ruß: halbamorph, Aufbau ähnlich wie Graphit

- b) CaSiO_3 ist ein Kettensilikat.
Zeichnen Sie einen Ausschnitt aus der Kristallstruktur

3



- c) Welche (ungefähre) chemische Zusammensetzung hat Fensterglas?

2

etwa: Na_2O , CaO , 6SiO_2

19. 5. Hauptgruppe:

- a) Geben Sie die Reaktionsgleichung für die Herstellung von Ammoniak aus Wasserstoff und Stickstoff an.

1



- b) Wie verschiebt sich das Gleichgewicht, wenn man die Temperatur erhöht? (Die Reaktion ist exotherm)

1

das Gleichgewicht verschiebt sich nach links

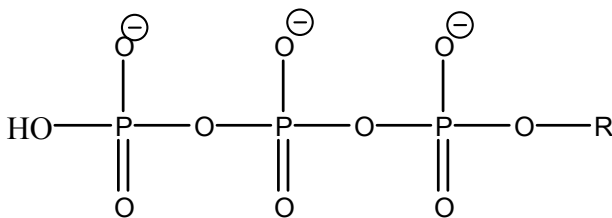
- c) Wie verschiebt sich das Gleichgewicht, wenn man den Druck erhöht?

1

das Gleichgewicht verschiebt sich nach rechts

- d) Zeichnen Sie das Triphosphat-Fragment aus Adenosin triphosphat, ATP; kürzen Sie Adenosin mit „R“ ab.

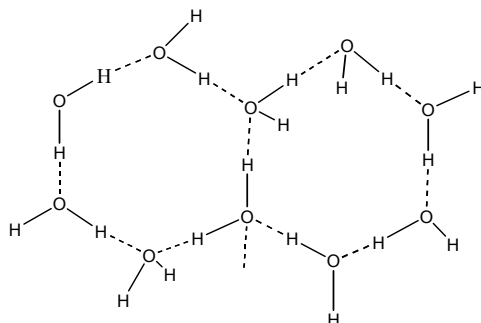
3



20. 6. Hauptgruppe:

- a) Skizzieren Sie die Kristallstruktur von Eis (ca. 10 Moleküle, ohne Kristalldefekt).

4



- b) Geben Sie die Reaktionsgleichungen für die Synthese von Schwefelsäure aus Schwefel, Luft und Wasser an 3



21. 7. Hauptgruppe:

Die Siedepunkte der Halogenwasserstoffe sind wie folgt: $K_p(\text{HF}) 20^\circ\text{C}$; $K_p(\text{HCl}) -85^\circ\text{C}$; $K_p(\text{HBr}) -67^\circ\text{C}$; $K_p(\text{HI}) -35^\circ\text{C}$. Warum besitzt HF solch einen außergewöhnlich hohen Siedepunkt? 2

Wasserstoffbrücken zwischen den HF Molekülen.

22. Nebengruppen:

Welche Farbe hat $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$? 1

blau

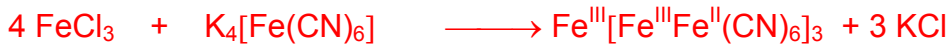
23. Eisen:

Was entsteht bei der Reaktion von FeCl_3 und $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$?

a) Beobachtung: 1

Bei Zugabe von FeCl_3 zu $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ kommt es zu einer intensiven Farbänderung der Lösung, gelb zu blau.

b) Reaktionsgleichung: 2



c) Name des Endprodukts: 1

Berliner Blau