

Nachklausur Allgemeine Chemie

Studiengang Molekulare Medizin

Mitteilung des Prüfungsergebnisses unter der Matrikel-Nummer *

unter dem Pseudonym:.....

* BITTE ANKREUZEN

14.04.2011

Name: _____ Vorname: _____

Matrikel Nr.: _____

Die Durchführung und Auswertung der 12 Aufgaben im zweiten Teil dieser Klausur mit je vier Aussagen (a-d) erfolgt im Multiple-Choice-Verfahren. Bei jeder Aufgabe werden vier Aussagen gemacht, die richtig oder falsch sein können.

Alle 48 Aussagen des Multiple Choice Teils der Klausur sind zu bewerten:

=> **Richtige Aussagen** sind durch ein **Kreuz** in der rechten Spalte neben der Aufgabe zu markieren.

=> **Falsche Aussagen** sind durch einen **Kreis** in der rechten Spalte neben der Aufgabe zu markieren.

Es können keine, eine, zwei, drei oder vier Aussagen richtig sein.

Die Bewertung der Multiple Choice-Klausur erfolgt nach der Zahl der **korrekt markierten Aussagen**: Für vier korrekte markierte Aussagen erhalten sie vier Punkte, für drei korrekte markierte Aussagen drei Punkte, für zwei korrekt markierte Aussagen erhalten sie zwei Punkte, für eine korrekt markierte Aussage erhalten sie einen Punkt und für keine korrekt markierte Aussage erhalten sie null Punkte. Die Bewertung des Multiple Choice Teils erfolgt unter Berücksichtigung der Statistik.

Für Überlegungen und Berechnungen können Sie die Rückseite der Klausurbögen nutzen.

Nr.	Punkte	Nr.	Punkte
1		10	
2		11	
3		12	
4		13	
5		14	
6		15	
7		16	
8		17	
9		18	

Teil 1: Textfragen

1. Aufgabe: pH-Werte bei starken und schwachen Elektrolyten

- a. Welcher pH stellt sich ein, wenn Sie 20 mL einer 10-molaren wässrigen Salzsäure (d.h. konz. HCl mit 10 Mol/L) in einen fast vollen 25 L-Abfallkanister geben, der vorher neutral war und keine weiteren Verbindungen enthält, die als Puffer wirken ?
- b. Wieviel NaOH (Menge in g/mg) müssen Sie in den unter a) beschriebenen Kanister zur Neutralisation geben?
- c. Würde das auch mit Na_2CO_3 funktionieren? Wenn ja, beschreiben Sie die notwendigen Randbedingungen und berechnen Sie die erforderliche Menge. Wenn nein, begründen Sie dies unter Verwendung der entsprechenden Modellvorstellungen.
- d. Wieviel Na-Acetat $\text{H}_3\text{CCO}_2\text{Na}$ (Menge in mg/g) müssten Sie vorher in den Kanister geben, damit der pH nach der „Entsorgung“ einen Wert von 4.76 hat? ($\text{pK}_s(\text{HAc}) = 4.76$)
- e. Welchen pH hat eine wässrige Essigsäure mit einer Konzentration von 0.2 Mol/L?

2. Aufgabe

Silberbromid hat ein Löslichkeitsprodukt von $4.9 \times 10^{-13} \text{ mol}^2 \text{ L}^{-2}$.

- a) Erläutern Sie den Begriff Löslichkeitsprodukt für den gegebenen Fall.
- b) Wie groß ist die Gleichgewichtskonzentration an Ag^+ Ionen einer gesättigten Lösung von AgBr in Wasser von pH 7 und welcher Menge an AgBr (Masse) entspricht das für 100 ml? Wieviele Ag^+ -Ionen sind das im angegebenen Volumen?
- c) Warum ist die Löslichkeit von AgBr nahezu pH-unabhängig?
- d) Warum löst sich AgBr auf, wenn CN^- dazugegeben wird?

3. Aufgabe

Sie analysieren drei Feststoffe mit den folgenden Zusammensetzungen:

Na: 42.1%; O: 39.0%; P: 18.9%

Na: 34.6%; O: 42.1%; P: 23.3%

Na: 22.6%; O: 47.1%; P: 30.4%

a) Ermitteln sie die chemischen Formeln der Verbindungen.

b) Machen Sie vernünftige Strukturvorschläge für diese Verbindungen.

6 Punkte

4. Aufgabe

Die Gitterenthalpie von AgF beträgt $+911 \text{ kJ mol}^{-1}$ und die Hydratationsenthalpien von Ag^+ -421 kJ mol^{-1} bzw. F^- -510 kJ mol^{-1} (jeweils bei Standardbedingungen).

a) Formulieren Sie die bei der Auflösung von festem AgF auftretende Reaktion unter Beachtung der Aggregatzustände sowie der Hydratation (Gleichung).

b) Wie groß ist die Reaktionsenthalpie der Reaktion in Teilaufgabe a)? Formulieren Sie einen Kreisprozess zur Ermittlung der Reaktionsenthalpie bei Standardbedingungen.

c) Die Reaktionsentropie für die Reaktion in Teilaufgabe a) ist negativ; $T\Delta S$ beträgt bei Standardbedingungen $-5,8 \text{ kJ mol}^{-1}$. Wie groß ist die freie (oder Gibbs) Reaktionsenthalpie für die Reaktion in Teilaufgabe a) bei Standardbedingungen? Formulieren Sie die Gibbs-Helmholtz-Gleichung.

d) Warum ist die Reaktionsentropie für die Reaktion in Teilaufgabe a) negativ? Begründen Sie ihre Antwort **kurz** durch Berücksichtigung der Hydrate und mit Verwendung eines thermodynamischen Prinzips.

5. Aufgabe

Zeichnen sie zu den unten genannten Verbindungen die Strukturformeln und zeichnen Sie alle bindenden und nicht bindenden Elektronenpaare unter Beachtung der Oktettregel ein. Benennen sie jede geometrische Struktur mit dem korrekten Ausdruck, wie sie ihn nach dem VSEPR-Modell erwarten würden (z.B. linear).

Ermitteln Sie die formalen Oxidationsstufen aller Atome der unten genannten Verbindungen. Zeichnen Sie diese in ihre Strukturformeln mit ein.

SO_2Cl_2 , SF_4 , ClF_3 , XeF_2 (VSEPR...!).

6. Aufgabe: Wasser kann durch Elektrolyse zersetzt werden

- a) Welches Gasvolumen erwarten Sie unter Normalbedingungen, wenn Sie 1 g Wasser zerlegen? (Hinweis: Reaktionsgleichung hilft)
- b) Welchen Druck erwarten Sie, wenn Sie das bei a) entstehende Gas in einem Volumen von 10 L auffangen? (Hinweis: Normaltemperatur)
- c) Welchen Druck erwarten Sie, wenn Sie das Gefäß von b) auf 500°C bringen?
- d) Wie können Sie die durch Elektrolyse entstehenden Gase nachweisen?

8 Punkte

($R = 8.3145 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 0.083145 \text{ L bar K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$; $N_A = 6.022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$)

Teil 2: Multiple Choice Fragen

Markieren Sie jeweils in der rechten Spalte, ob die Aussagen richtig (Kreuz) oder falsch (Kreis) ist. Alle Aussagen sind zu bewerten

Aufgabe 7: In welchen der folgenden Verbindungen sind die Oxidationsstufen korrekt angegeben?

a)	H ₂ O: H = -I, O = +II	
b)	[MnO ₄] ⁻ : Mn = +VI, O = -II	
c)	[BH ₄] ⁻ : B = -III, H = +I	
d)	[SO ₄] ²⁻ : S = +V, O = -II	

Aufgabe 8: Eine überwiegend kovalente Bindung liegt vor in:

a)	PCl ₃	
b)	Al ₂ O ₃	
c)	K ₂ O	
d)	B ₂ H ₆	

Aufgabe 9: Von welchen experimentell zugänglichen Größen hängt die Elektronegativität ab?

a)	Ionisierungsenergie	
b)	Zentripetalkraft	
c)	Elektronenaffinität	
d)	Bindungsdissoziationsenthalpie	

Aufgabe 10: Entscheiden Sie, ob die folgenden Aussagen korrekt oder falsch sind.

a)	Eine Redox-Reaktion ist eine Reaktion, bei der eine Reduktion mit einer Oxidation gekoppelt ist. Dabei erhöht sich die formale Oxidationsstufe des Oxidationsmittels und erniedrigt sich die Oxidationsstufe des Reduktionsmittels.	
b)	Eine Redox-Reaktion ist eine Reaktion, bei der eine Reduktion mit einer Oxidation gekoppelt ist. Dabei gibt das Oxidationsmittel formal Elektronen ab und nimmt das Reduktionsmittel Elektronen auf.	
c)	Sauerstoff hat in Verbindungen immer die Oxidationsstufe -II.	
d)	In Hydriden liegt Wasserstoff in der Oxidationsstufe -I vor.	

Aufgabe 11: Sind die folgenden Elemente richtig oder falsch nach fallender Elektronegativität geordnet?

a)	O > Cl > Ca > Al > B	
b)	Cl > Se > Si > Mg > Li	
c)	F > Ba > As > P > B	
d)	N > C > H > B > Be	

Aufgabe 12: Machen Sie Aussagen bezüglich den Eigenschaften von Gasen!

a)	Edelgase sind wegen ihrer geringen intermolekularen Wechselwirkung gute Modelle für ideale Gase.	
b)	Jedes ideale Gas besitzt einen kritischen Punkt.	
c)	Für ideale Gase ist das Produkt aus Druck und Volumen bei verschiedenen Temperaturen konstant.	
d)	Die ideale Gasgleichung lautet $pV = nRT$.	

Aufgabe 13: Entscheiden Sie, ob die folgenden Aussagen korrekt oder falsch sind:

a)	Das Grenzradienverhältnis entspricht dem Quotienten aus dem Radius des kleineren geteilt durch den Radius des größeren Ions.	
b)	Die optimalen Grenzradienverhältnisse für die Bevorzugung der CsCl-Struktur liegen zwischen 0,41 und 0,73.	
c)	Die CsCl-Struktur lässt sich als kubisch dichteste Packung der Chlorid-Ionen beschreiben, in deren oktaedrischen Lücken sich die Cäsium-Ionen befinden. Die Koordinationszahl von Cs und Cl beträgt 6.	
d)	Die CaF ₂ -Struktur lässt sich als kubisch dichteste Packung der Ca-Atome beschreiben, bei denen sich in allen tetraedrischen Lücken die F-Atome befinden. Die Koordinationszahl von Ca beträgt 8, die von F beträgt 4.	

Aufgabe 14: Entscheiden Sie, ob die folgenden Aussagen korrekt oder falsch sind:

a)	Mit dem Rutherford'schen Streuversuch wurde nachgewiesen, dass der Atomkern sehr klein ist und der Großteil des Volumens des Atoms von alpha-Teilchen ungehindert durchdrungen werden kann.	
b)	In einen Satz der Orbitale der Nebenquantenzahl l passen 2l+1 Elektronen, d.h. in einen Satz f-Orbitale passen 14 Elektronen.	
c)	Das Pauli-Prinzip besagt, dass sich alle Elektronen in einem Atom in höchstens einer Quantenzahl unterscheiden.	
d)	Die Hund'sche Regel besagt, dass jedes Orbital mit zwei Elektronen des gleichen Spins besetzt wird.	

Aufgabe 15: Gegeben sind die Elemente: N, S, Cl, P, O. Welche der Aussagen ist korrekt?

a)	Die Elektronegativität fällt von O > N > Cl > S > P.	
b)	Alle sind Nichtmetalle.	
c)	Die Bronsted-Azidität der Wasserstoffverbindungen fällt gemäß: HCl > H ₂ S > H ₂ O > NH ₃ > PH ₃ .	
d)	Der Siedepunkt von H ₂ S und PH ₃ liegt niedriger als derjenige von H ₂ O und NH ₃ .	

Aufgabe 16: Welche der folgenden Aussagen zur Thermodynamik ist richtig?

a)	Bei hohen Temperaturen wird die Gleichgewichtslage durch die Enthalpie bestimmt	
b)	Für jede freiwillig ablaufende Reaktion ist $\Delta H < 0$	
c)	Für jede freiwillig ablaufende Reaktion ist $\Delta S > 0$	
d)	Die Entropie ist besonders wichtig bei Reaktionen von gasförmigen Stoffen.	

Aufgabe 17: Welche der folgenden von stärker nach schwächer oxidierend geordneten Spannungsreihen ist richtig, welche ist falsch?

a)	$\text{Au}^+/\text{Au} > \text{Ag}^+/\text{Ag} > \text{Cu}^+/\text{Cu} > \text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$	
b)	$\text{Ag}^+/\text{Ag} > \text{Fe}^{2+}/\text{Fe} > \text{Mg}^{2+}/\text{Mg} > \text{Ba}^{2+}/\text{Ba}$	
c)	$\text{Hg}^{2+}/\text{Hg} > \text{Sn}^{2+}/\text{Sn} > \text{Pt}^{2+}/\text{Pt} > \text{Au}^{3+}/\text{Au}$	
d)	$\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+} > \text{Pb}^{4+}/\text{Pb}^{2+} > \text{Mg}^{2+}/\text{Mg} > \text{Na}^+/\text{Na}$	

Aufgabe 18: Welches der folgenden Moleküle/Ionen ist **trigonal-planar**?

a)	BF ₃	
b)	NO ₃ ⁻	
c)	AsO ₃ ³⁻	
d)	PH ₃	

