

Vorname:	Matrikel-Nr.:	
Name:	Geburtsdatum:	Platz-Nr.:

**Ruhr-Universität Bochum
Fakultät für Chemie**

1. Klausur WS 2008/09

zur

Vorlesung "Allgemeine Chemie"

BSc oder Diplom in den Fächern (bitte kreuzen Sie Ihr Fach an)

Chemie ; Biochemie ; 2fach BA mit Chemie

Geowissenschaften ; Physik

Optionalbereich

Prüfer: Prof. Dr. Anja-Verena Mudring mit Prof. Dr. Roland Fischer

Datum: 23.02.2009 Uhrzeit: 10-12 Uhr Hörsaal: HZO 10

Unterschrift der Kandidatin/des Kandidaten: _____

Ich bin mit der Veröffentlichung meines Klausurergebnisses (nur Matrikelnummer und Punktzahl) auf den Internetseiten der RUB (Blackboard) einverstanden.

ja:

nein:

Aufgabe	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	Σ
Punktzahl	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	120
Ergebnis																	

Ergebnis: _____ Punkte von maximal _____ Punkten

Note: _____

Datum: _____

Unterschrift der Prüferin/des Prüfers: _____

Es werden maximal 12 der 16 Aufgaben bewertet. Die maximale Punktzahl ergibt sich aus der vollständigen Lösung von 12 Aufgaben. Zum Bestehen der Klausur sind mindestens 40 % (48) zu erreichen. Bitte markieren Sie die Aufgaben, die nicht gewertet werden sollen, in der Tabelle oben eindeutig durch Durchstreichen. Ansonsten ist es den Prüfern freigestellt zu entscheiden, welche Aufgaben nicht bewertet werden sollen.

Bitte schreiben und zeichnen Sie möglichst sauber und formulieren Sie Ihre Antworten eindeutig. Außer einem dokumentenechten Schreibgerät und einem nicht-programmierbaren Taschenrechner sind keine weiteren Hilfsmittel erlaubt.

Diese Klausur umfasst 12 Aufgaben und 18 Seiten.

1. Aufgabe

(10 Punkte)

a) Notieren Sie die (Valenz-)Elektronenkonfiguration folgender Ionen:



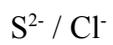
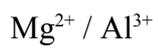
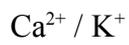
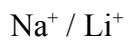
b) Bestimmen Sie die Anzahl der Protonen, Neutronen und Elektronen folgender Elementisotope und Ionen:



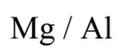
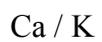
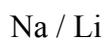
2. Aufgabe

(10 Punkte)

Unterstreichen Sie bei den folgenden Ionenpaaren jeweils das Ion mit dem größten Radius.



Unterstreichen Sie das Element mit der höheren Elektronegativität.



3. Aufgabe

(10 Punkte)

Erläutern Sie kurz folgende Begriffe und geben Sie ein Beispiel.

a. Oxidationsstufe

b. Oxidation

c. Reduktionsmittel

d. Synproportionierung

e. 8-Elektronenregel

4. Aufgabe

(10 Punkte)

Geben Sie die Valenzstrichformeln, mögliche Resonanzformeln (mesomere Grenzstrukturen) inklusive der freien Elektronenpaare sowie eventuell vorhandene Formalladungen für folgende Ionen / Moleküle an:



5. Aufgabe

(10 Punkte)

Silber kommt als Gemisch zweier Isotope vor, $^{107}_{47}\text{Ag}$ mit der Atommasse 106,906 u und $^{109}_{47}\text{Ag}$ mit der Atommasse 108,905 u. Die mittlere Atommasse des Silbers beträgt 107,868 u. Wieviel Prozent Anteil hat jedes Isotop? ($1 \text{ u} = 1,660531 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$)

6. Aufgabe

(10 Punkte)

Formulieren Sie die Valenzstrichformeln folgender Moleküle und Ionen und machen Sie mit Hilfe der VSEPR-Theorie Aussagen über die Molekülstrukturen.



7. Aufgabe

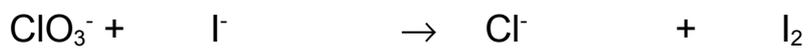
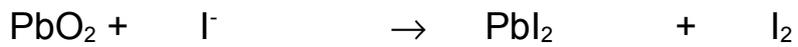
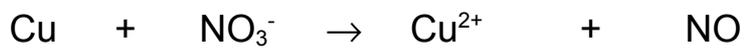
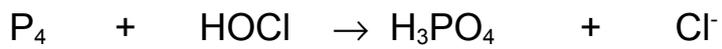
(10 Punkte)

Beim Erhitzen zersetzt sich Natriumazid, NaN_3 , zu Na und N_2 (auf diese Weise kann man reines Stickstoffgas herstellen).

- a) Formulieren Sie die Reaktionsgleichung
- b) Wie viel Mol NaN_3 werden zur Herstellung von 1 mol N_2 benötigt?
- c) Welche Masse N_2 entsteht bei der Zersetzung von 2,50 g NaN_3 ?
- d) Welche Masse Na entsteht, wenn 1,75 g N_2 gebildet werden?

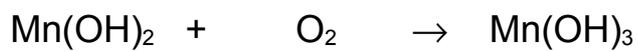
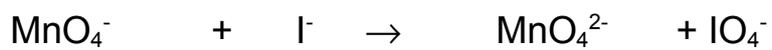
8. Aufgabe**(10 Punkte)**

Vervollständigen Sie folgende Gleichungen für Redoxreaktionen, die in saurer wässriger Lösung ablaufen (achten Sie auf die Wasser- bzw. Protonenbilanz)



9. Aufgabe (10 Punkte)

Vervollständigen Sie folgende Gleichungen für Redoxreaktionen, die in basischer wässriger Lösung ablaufen (achten Sie auf die Wasser- bzw. Hydroxid-Ionen-Bilanz!).



10. Aufgabe

(10 Punkte)

Geben Sie die Oxidationszahl an für

- a. U in U_2Cl_{10}
- b. Bi in BiO^+
- c. V in $\text{Na}_6\text{V}_{10}\text{O}_{28}$
- d. Sn in K_2SnO_3
- e. Ta in $\text{Ta}_6\text{O}_{19}^{8-}$
- f. Ti in $\text{K}_2\text{Ti}_2\text{O}_5$
- g. B in $\text{Mg}(\text{BF}_4)_2$
- h. Te in Cs_2TeF_8
- i. W in $\text{K}_2\text{W}_4\text{O}_{13}$
- j. N in N_2H_4

11. Aufgabe

(10 Punkte)

Welche Namen haben

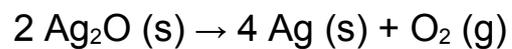
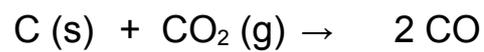
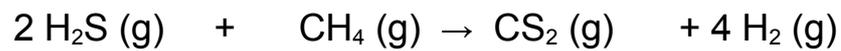


12. Aufgabe**(10 Punkte)**

Welche Stoffmengenkonzentration hat eine H_2SO_4 -Lösung, wenn 25 ml davon mit 32,15 ml einer NaOH-Lösung mit $c(NaOH) = 0,6 \text{ mol/l}$ neutralisiert werden?

13. Aufgabe**(10 Punkte)**

Formulieren Sie das Massenwirkungsgesetz für folgende Reaktionen mit der Gleichgewichtskonstanten K_c . Nach welcher Seite verschieben sich die Gleichgewichte bei Druckerhöhung?



14. Aufgabe**(10 Punkte)**

In einer Lösung von Benzylamin ($C_6H_5CH_2NH_2$) mit einer Konzentration von 0,25 mol/l ist $c(OH^-)$ = $2,4 \cdot 10^{-3}$ mol/l.

Wie groß ist die Basenkonstante?

15. Aufgabe**(10 Punkte)**

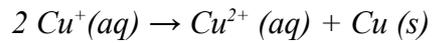
a) Formulieren Sie das Löslichkeitsprodukt für NiS und CdS, die Zahlenwerte der Konstanten betragen $3 \cdot 10^{-21}$ und $1 \cdot 10^{-28}$.

b) Eine Lösung, die je $0,20 \text{ mol/l Ni}^{2+}$ und Cd^{2+} enthält, wird mit H_2S gesättigt. Welchen pH-Wert muss die Lösung haben, damit möglichst viel CdS, aber kein NiS ausfällt?

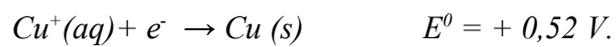
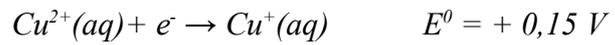
Die Sättigungskonzentration von H_2S beträgt $0,1 \text{ mol/l}$, die Säurekonstante für die erste Dissoziation von H_2S $K_1 = 1,1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/l}$, für die zweite Dissoziation $K_2 = 1,0 \cdot 10^{-14} \text{ mol/l}$.

16. Aufgabe**(10 Punkte)**

a) Bestimmen Sie die Gleichgewichtskonstante für die Reaktion



wenn



b) Wie hoch ist die Standardbildungsenthalpie ΔG^0 pro Mol Cu(I)?

PERIODIC TABLE OF THE ELEMENTS

1A	2A	3B	4B	5B	6B	7B	8B	8B	1B	2B	3A	4A	5A	6A	7A	8A	
1 H 1.008	2 He 4.003	3 Li 6.939	4 Be 9.0122	5 B 10.811	6 C 12.011	7 N 14.007	8 O 15.999	9 F 18.998	10 Ne 20.183	11 Na 22.99	12 Mg 24.312	13 Al 26.982	14 Si 28.086	15 P 30.974	16 S 32.064	17 Cl 35.453	18 Ar 39.948
19 K 39.102	20 Ca 40.08	21 Sc 44.956	22 Ti 47.9	23 V 50.942	24 Cr 51.996	25 Mn 54.938	26 Fe 55.847	27 Co 58.933	28 Ni 58.71	29 Cu 63.546	30 Zn 65.37	31 Ga 69.72	32 Ge 72.59	33 As 74.922	34 Se 78.96	35 Br 79.904	36 Kr 83.8
37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.905	40 Zr 91.22	41 Nb 92.906	42 Mo 95.94	43 Tc [97]	44 Ru 101.07	45 Rh 102.91	46 Pd 106.4	47 Ag 107.87	48 Cd 112.4	49 In 114.82	50 Sn 118.69	51 Sb 121.75	52 Te 127.6	53 I 126.9	54 Xe 131.3
55 Cs 132.91	56 Ba 137.34	57* La 138.91	72 Hf 178.49	73 Ta 180.95	74 W 183.85	75 Re 186.2	76 Os 190.2	77 Ir 192.2	78 Pt 195.09	79 Au 196.97	80 Hg 200.59	81 Tl 204.37	82 Pb 207.19	83 Bi 208.98	84 Po 210	85 At 210	86 Rn 222
87 Fr 215	88 Ra 226.03	89** Ac 227.03	104 Rf [261]	105 Db [262]	106 Sg [266]	107 Bh [264]	108 Hs [269]	109 Mt [268]	110 Dh [271]	111 Nh [272]	112 Fl [277]	114 Lv [289]	116 Ts [289]				
*Lanthanides		58 Ce 140.12	59 Pr 140.91	60 Nd 144.24	61 Pm 145	62 Sm 150.35	63 Eu 151.96	64 Gd 157.25	65 Tb 158.92	66 Dy 162.5	67 Ho 164.93	68 Er 167.26	69 Tm 168.93	70 Yb 173.04	71 Lu 174.97		
**Actinides		90 Th 232.04	91 Pa 231	92 U 238.03	93 Np 237.05	94 Pu 239.05	95 Am 241.06	96 Cm 244.06	97 Bk 249.08	98 Cf 252.08	99 Es 252.08	100 Fm 257.1	101 Md 258.1	102 No 259.1	103 Lr 262.11		

- Gaseous at room temperature
- Liquid at room temperature
- Gallium mix elts at 29.78 deg. C.
- Synthetic elements

All other elements are solid at room temperature