

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

Ruhr-Universität Bochum
Fakultät für Chemie

2. 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 1.Fach: _____

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

Datum: 06.04.2009 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. 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.

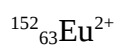
1. Aufgabe

(10 Punkte)

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

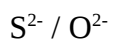
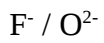
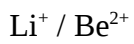
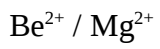


b) Bestimmen Sie die Anzahl der Protonen, Neutronen und Elektronen folgender Elementisotope und Ionen:

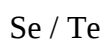
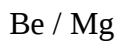
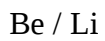


2. Aufgabe

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



Unterstreichen Sie das Element mit der höheren Elektronegativität.

**3. Aufgabe**

Definieren Sie folgende Begriffe und illustrieren Sie die Definition mit einem Beispiel.

a. Elektronegativität

b. Oxidationsmittel

c. Reduktion

d. Disproportionierung

e. 18-Elektronenregel

4. Aufgabe

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



5. Aufgabe

Chlor kommt als Gemisch zweier Isotope vor, $^{35}_{17}\text{Cl}$ mit der Atommasse 34,969 u und $^{37}_{17}\text{Cl}$ mit der Atommasse 36,966 u. Die mittlere Atommasse des natürlichen Chlors beträgt 35,453 u. Wie hoch ist der prozentuale Anteil von $^{35}_{17}\text{Cl}$ und $^{37}_{17}\text{Cl}$ in natürlichem Chlorgas?
(1 u = 1,660531 10^{-27} kg)

6. Aufgabe

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



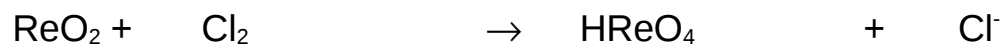
7. Aufgabe

Beim Erhitzen setzt Ammoniumnitrit NH_4NO_2 Stickstoff frei N_2 (auf diese Weise kann man reines Stickstoffgas herstellen).

- a) Formulieren Sie die Reaktionsgleichung
- b) Wie viel Mol NH_4NO_2 werden zur Herstellung von 1 mol N_2 benötigt?
- c) Welche Masse an NH_4NO_2 braucht man, um 2 g N_2 darzustellen?
- d) Welche Masse an Wasser entsteht dabei?

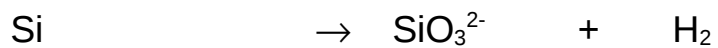
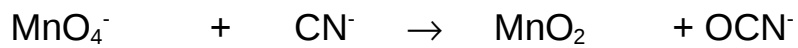
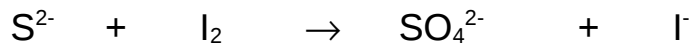
8. Aufgabe

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

Geben Sie die Oxidationszahl an für

- a. N in H_2NOH
- b. S in $\text{S}_2\text{O}_5\text{Cl}_2$
- c. P in $\text{Na}_3\text{P}_3\text{O}_9$
- d. N in CaN_2O_2
- e. Xe in XeO_6^{4-}
- f. Ta in TaOCl_3
- g. Sb in $\text{Ca}_2\text{Sb}_2\text{O}_7$
- h. B in B_2Cl_4
- i. W in $\text{K}_2\text{W}_4\text{O}_{13}$
- j. N in N_2H_4

11. Aufgabe

Welche Namen haben

a. HBr

b. HNO₂

c. KHSO₄

d. CuSO₃

e. CuS

f. NaNO₃

g. CH₃COOH

h. KBF₄

i. K₂HPO₄

j. HOI

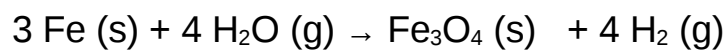
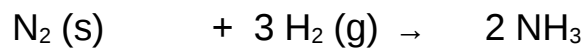
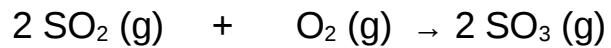
12. Aufgabe

Welche Stoffmengenkonzentration hat eine H_2SO_4 -Lösung, wenn 25 ml davon mit 40 ml einer NaOH-Lösung mit $c(NaOH) = 0,6 \text{ mol/l}$ neutralisiert werden?

13. Aufgabe

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

Wie hängen K_c und K_p miteinander zusammen?



14. Aufgabe

Die Basenkonstante von Benzylamin ($C_6H_5CH_2NH_2$) ist $K_B = 2.3 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$. Wie groß ist der pH Wert einer Lösung mit der Konzentration von $0,25 \text{ mol/l}$ an Benzylamin?

15. Aufgabe

a) Formulieren Sie das Löslichkeitsprodukt für PbS und FeS, die Zahlenwerte der Konstanten betragen $7 \cdot 10^{-29}$ und $4 \cdot 10^{-19}$.

b) Eine Lösung, die je $0,20 \text{ mol/l Pb}^{2+}$ und Fe^{2+} enthält, wird mit H_2S gesättigt. Welchen pH-Wert muss die Lösung haben, damit möglichst viel PbS, aber kein FeS 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

Wie groß ist das Reduktionspotenzial einer wäßrigen Permanganat-Lösung mit $c(\text{MnO}_4^-) = 0,1 \text{ mol/l}$, die Mn^{2+} -Ionen mit einer Konzentration von $c(\text{Mn}^{2+}) = 10^{-3} \text{ mol/l}$ enthält bei $\text{pH} = 1$ und $\text{pH} = 5$? Schreiben Sie die elektrochemische Halbreaktion auf (das Standardelektrodenpotenzial hierfür ist $E^0 = 1,51\text{V}$) und formulieren Sie die Nernstsche Gleichung. Bei welchem pH -Wert ist die Oxidationskraft von Permanganat größer?

PERIODIC TABLE OF THE ELEMENTS

1A																		8A																						
2A																		8A																						
1 H 1.008																																								
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 Ds [272]	112 Cn [277]	114 Fl [289]	116 Lv [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 melts at 29.78 deg. C.
■ Synthetic elements

All other elements are solid at room temperature