

Ergänzungen zur Chemie 2004

Übungsaufgaben Teil 1

1 2004	Begriffe: Atom, Molekül, Element, Protonen, Quarks, Neutronen, Elektronen, Atomkern, Elektronenhülle, Energie, Masse, Massenverteilung im Atom, Isotope, Massendefekt, Einsteingleichung (Masse und Energie), Planck'sche Gleichung (Energie und Frequenz), in welchem Zusammenhang stehen Frequenz, Wellenlänge und Lichtgeschwindigkeit? <i>Wichtig: Beachten Sie immer die Einheiten in Gleichungen! Wiederhole SI-Einheiten!</i>
2 2004	Ein Kern enthält Protonen und Neutronen. Aus welchen Bausteinen sind diese zusammengesetzt? Welche Ladung trägt der Atomkern immer?
3 2004	Was versteht man unter Ordnungszahl oder Kernladungszahl?
4 2004	Welche Ladung hat ein Proton und ein Neutron?
5 2004	Benennen Sie die 4 fundamentalen Kräfte und ihre Eigenschaften.
6 2004	Ein Element enthält in seinem Kern 6 Protonen und 6 Neutronen. Um welches Element handelt es sich und wie lautet das entsprechende Symbol?
7 2004	Ein Element enthält in seinem Kern 6 Protonen und 8 Neutronen. Um welches Element handelt es sich und wie lautet das entsprechende Symbol?
8 2004	Die Masse eines Protons beträgt 1,00728 u, die eines Neutrons 1,00866 u. Der Kern des Heliumisotops ${}^4\text{He}$ besteht aus zwei Protonen und zwei Neutronen. Diese wiegen zusammen 4,03188 u, der ${}^4\text{He}$ -Kern jedoch nur 4,00151 u, d.h., der Massendefekt beträgt hier etwa 0,8%. 1 u ist die noch zu definierende Masseneinheit. 1 u = 1.66054e-27 kg. Berechne den Massendefekt in Joule und in eV. 1 eV = 1.602177e-19 J (lernen Sie Ihren neuen Taschenrechner kennen!)
9 2004	Was sind Isotope? Beispiel!

Ergänzungen zur Chemie 2004

Übungsaufgaben Teil 2

10 2004	Begriffe: Atom, Elektronen, Elektronenhülle, Energie, Masse, Isotope, Radioaktivität, Pauli, Hund, Planck'sche Gleichung (Energie und Frequenz), in welchem Zusammenhang stehen Frequenz, Wellenlänge und Lichtgeschwindigkeit? <i>Wichtig: Beachten Sie immer die Einheiten in Gleichungen! Wiederhole SI-Einheiten!</i>
11 2004	Von einem radioaktiven Element sind nach 100 Tagen noch 20 % übrig. Wie groß ist seine Halbwertszeit ($t_{1/2}$) und wie groß ist die Zerfallsgeschwindigkeitskonstante k ?
12 2004	Radon-222 ist ein Alphastrahler. Welches Element entsteht bei seinem Zerfall und welche Masse hat es?
13 2004	Kohlenstoff 14 ist ein Betastrahler. Welches Element entsteht beim Zerfall?
14 2004	Welches Atomorbital eines Elementes hat die niedrigste Energie?
15 2004	Welche Elemente stehen hinter den folgenden Konfigurationen der Atomhülle? a) $1s^2 2s^2 2p^1$ b) $1s^2 2s^2 2p^6$ c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ d) $3s^2 3p^3$?
16 2004	Nach der Anregung eines Na-Atoms wird bei der Rückkehr der Elektronen in ihren Grundzustand u.a. eine gelbe Linie bei 589 nm beobachtet. Berechne die dazugehörige Energie.
17 2004	Was besagt die Hundsche Regel?
18 2004	Was besagt das Pauli-Prinzip?

Ergänzungen zur Chemie 2004

Übungsaufgaben Teil 3

19 2004	Begriffe: Molekülorbitale, PSE, Allgemeine Gasgleichung, das Mol, Normalbedingungen, Prozent <i>Wichtig: Beachten Sie immer die Einheiten in Gleichungen! Wiederhole SI-Einheiten!</i>
20 2004	Fertige Skizzen folgender Molekülorbitale an: Wasserstoff, Methan, Wasser und Sauerstoff. Wie viel freie Elektronenpaare haben die Verbindungen jeweils?
21 2004	Warum zeigen die Elemente der 8. Hauptgruppe trägstes Reaktionsverhalten?
22 2004	Wo stehen im PSE die elektropositivsten und elektronegativsten Elemente. Warum zeigen sie dieses Verhalten?
23 2004	Benenne Alkali-, Erdalkalimetalle und die Halogene. Was haben sie jeweils gemeinsam?
24 2004	Welchen Raum nehmen 10,000 L Wasserstoff von 1013,25 hPa und 5 °C bei 24 °C und 109 kPa ein?
25 2004	Wie viel Mol sind 100 L Wasserstoff unter NB (0 °C, 1013,25 hPa)?
26 2004	Wie groß ist die Dichte von Stickstoff(g) bei 300 K und 1013,25 hPa?
27 2004	Wie viel Mol Wasser sind 120 Liter Wasser und wie viele Wassermoleküle sind dies (Dichte des Wassers sei 1.00 kg/L)?
28 2004	Wie sind Stoffmenge und Masse verknüpft?
29 2004	Wie viel Prozent Kohlenstoff und Wasserstoff enthält Benzol (C ₆ H ₆)
30 2004	Lese auf der HP in der Sparte Chemie „Masse und Mol“

Ergänzungen zur Chemie 2004

Übungsaufgaben Teil 4

31 2004	Begriffe: PSE, Elektronegativität (EN), Chemische Bindung Grundtypen, Stöchiometrie, Thermodynamische Grundsätze. Wichtig: Beachten Sie immer die Einheiten in Gleichungen! Wiederhole SI-Einheiten!
32 2004	Betrachten Sie die Elemente der 4. Periode des PSE von K bis Kr. a) Welches besitzt den größten Atomradius? b) Welches besitzt das höchste 1. Ionisierungspotential? c) Welches ist das elektronegativste Element? d) Welches ist das reaktivste Metall? e) Welches ist das reaktivste Nichtmetall? f) Welches Element ist chemisch am wenigsten reaktiv?
33 2004	Von Bor kommen 2 natürliche Isotope vor, ^{10}B , das die Masse 10,0129 u besitzt und ^{11}B mit der Masse 11,00931 u. Die relative Atommasse von Bor beträgt 10,811 u. Wie groß ist der Massenanteil der beiden Isotope? (10B 19.902%, 11B 80.098%)
34 2004	Wie groß ist die relative Atommasse eines Elementes, das zu 57,25 % aus Atomen der Masse 120,9 u und zu 42,75 % aus Atomen der Masse 122,9 u besteht? Um welches Element handelt es sich? (Sb 121.76)
35 2004	Eine Verbindung enthält 36,76 % Fe, 21,11 % S und 42,13 % O. Die Summenformel soll berechnet werden.
36 2004	Wie viel kg CaCO_3 müssen eingesetzt werden, um 5000,0 kg CaO herzustellen? Welche Menge CO_2 entsteht dabei?
37 2004	SO_2 wird als Umweltgift bei der Verbrennung fossiler Kohlenwasserstoffe frei. Zur Entfernung aus den Abgasen stehen mehrere Wege zur Verfügung. Einer führt über die Oxidation des SO_2 zu SO_3 zum CaSO_4 (Gips): 400°C/Kat. $2 \text{SO}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{SO}_3$ $2 \text{HCl} + \text{CaO} \longrightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{SO}_3 + \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{CaSO}_4 + 2 \text{HCl}$ Wie viel kg CaO müssen eingesetzt werden, um 1000 kg SO_2 in Gips zu überführen?
38 2004	Was sind die Unterschiede zwischen Ionenbindung und Atombindung?

39 2004	Skizzieren Sie Wasserstoffbrückenbindungen und van der Waal'sche Bindungen.
40 2004	Was besagt der Vergleich der Zahlenwerte der Elektronegativitäten von 2 Elementen? Entnehmen Sie die Werte für C und O aus der Tabelle. Lokalisieren Sie damit die Elektronendichte im CO ₂ an Hand einer Skizze.
41 2004	Was versteht man unter Bildungsenthalpie?
42 2004	Was versteht man unter Standard-Bildungsenthalpie?
43 2004	Was versteht man unter Bindungs-, Schmelz-, Sublimations-, Verdampfungs-, Siedenthalpie u.a.? Was ist Ionisierungsenergie und Elektronenaffinität?
44 2004	Was ist Reaktionsenthalpie?
45 2004	Wie wird die Standard-Reaktionsenthalpie einer chemischen Reaktion berechnet?
46 2004	Berechne die Standard-Reaktionsenthalpie für die Verbrennung von Methan in Luft nach: $\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
47 2004	Was besagt das Vorzeichen einer berechneten Standard-Reaktionsenthalpie?

Anhang C: Thermodynamische Daten bei 25°C

Substanz	$\Delta H_f^\circ /$ kJmol ⁻¹	$\Delta G_f^\circ /$ kJmol ⁻¹	$S^\circ /$ Jmol ⁻¹ K ⁻¹	Substanz	$\Delta H_f^\circ /$ kJmol ⁻¹	$\Delta G_f^\circ /$ kJmol ⁻¹	$S^\circ /$ Jmol ⁻¹ K ⁻¹
Ag(s)	0,0	0,0	42,72	H ₂ (g)	0,0	0,0	130,6
AgBr(s)	-99,50	-93,68	10,71	HBr(g)	-36,2	-53,22	196,5
AgCl(s)	-127,0	-109,70	96,11	HCl(g)	-92,30	-95,27	186,7
AgI(s)	-62,38	-66,32	114,2	HCN(g)	+130,5	+120,1	201,79
Ag ₂ O	-30,6	-10,8	121,7	HF(g)	-269	-270,7	173,5
Al(s)	0,0	0,0	28,3	HI(g)	+25,9	+1,30	206,3
Al ₂ O ₃ (s)	-1669,8	-1576,4	51,00	HNO ₃ (l)	-173,2	-79,91	155,6
Ba(s)	0,0	0,0	67	H ₂ O(g)	-241,8	-228,61	188,7
BaCl ₂ (s)	-860,06	-810,9	126	H ₂ O(l)	-285,9	-237,19	69,96
BaCO ₃ (s)	-1218,8	-1138,9	112	H ₂ S(g)	-20,2	-33,0	205,8
BaO(s)	-588,1	-528,4	70,3	H ₂ SO ₄ (l)	-811,32	-687,5	156,9
BaSO ₄ (s)	-1465,2	-1353,1	132,2	Hg(l)	0,0	0,0	77,4
Br ₂ (l)	0,0	0,0	152,3	HgO(s)	-90,7	-58,5	72,0
C(Diamant)	+1,88	+2,89	2,43	HgS(s)	-58,16	-48,82	77,8
C(Graphit)	0,0	0,0	5,69	I ₂ (s)	0,0	0,0	116,7
CCl ₄ (l)	-139,3	-68,6	214,4	K(s)	0,0	0,0	63,8
CF ₄ (g)	-679,9	-635,1	262,3	KBr(s)	-392,2	-379,2	96,44
CH ₄ (g)	-74,85	-50,79	186,2	KCl(s)	-435,89	-408,32	82,68
C ₂ H ₂ (g)	+226,7	+209,20	200,8	KClO ₃ (s)	-391,2	-289,9	142,96
C ₂ H ₄ (g)	+52,3	+68,12	219,5	KF(s)	-562,6	-533,1	66,57
C ₂ H ₆ (g)	-84,68	-32,89	229,5	KNO ₃ (s)	-492,7	-393,1	132,93
C ₂ H ₆ (l)	+49,04	+129,66	159,8	La(s)	0,0	0,0	57,3
CH ₃ CO ₂ H(l)	-487,0	-392,5	159,8	Li(s)	0,0	0,0	28,0
CH ₃ Cl(g)	-82,0	-58,6	234,2	Li ₂ CO ₃ (s)	-1215,6	-1132,4	90,37
CHCl ₃ (l)	-132,0	-71,5	202,9	LiOH(s)	-487,2	-443,9	50
CH ₃ NH ₂ (g)	-28,0	-27,6	241,5	Mg(s)	0,0	0,0	32,51
CH ₃ OH(g)	-201,2	-181,9	237,7	MgCl ₂ (s)	-641,8	-592,33	89,54
CH ₃ OH(l)	-238,6	-186,2	126,8	MgCO ₃ (s)	-1113	-1029	65,69
C ₂ H ₅ OH(l)	-277,63	-174,77	180,7	MgO(s)	-601,8	-569,6	26,8
CO(g)	-110,5	-137,28	197,9	Mg(OH) ₂ (s)	-924,7	-833,7	63,14
CO ₂ (g)	-393,5	-394,39	213,6	Mn(s)	0,0	0,0	31,8
COCl ₂ (g)	-223,0	-210,5	289,2	MnO(s)	-384,9	-363,2	60,2
CS ₂ (l)	+87,86	+63,6	151,0	MnO ₂ (s)	+520,9	-466,1	53,1
Ca(s)	0,0	0,0	41,6	N ₂ (g)	0,0	0,0	191,5
CaCl ₂ (s)	-795,0	-750,2	113,8	NH ₃ (g)	-46,19	-16,7	192,5
CaCO ₃ (s)	-1206,9	-1128,76	92,9	NH ₄ Cl(s)	-315,4	-203,9	94,6
CaO(s)	-635,5	-604,2	39,8	NO(g)	+90,36	+86,69	210,6
Ca(OH) ₂ (s)	-986,59	-896,76	76,1	NO ₂ (g)	+33,8	+51,84	240,5
CaSO ₄ (s)	-1432,7	-1320,3	106,7	N ₂ O(g)	+81,55	+103,60	220,0
Cl ₂ (g)	0,0	0,0	223,0	N ₂ O ₄ (g)	+9,67	+99,28	304,3
Co(s)	0,0	0,0	28,5	NOCl(g)	+52,59	+66,36	263,6
Cr(s)	0,0	0,0	23,8	Na(s)	0,0	0,0	51,0
Cr ₂ O ₃ (s)	-1128,4	-1046,8	81,2	NaCl(s)	-411,0	-384,05	72,38
Cu(s)	0,0	0,0	33,3	Na ₂ CO ₃ (s)	-1130,9	-1047,7	136,0
CuO(s)	-155,2	-127,2	43,5	NaF(s)	-569,0	-541,0	58,6
Cu ₂ O(s)	-166,7	-146,4	100,8	NaHCO ₃ (s)	-947,7	-851,9	102,1
CuS(s)	-48,5	-49,0	66,5	NaNO ₃ (s)	-424,8	-365,9	116,3
CuSO ₄ (s)	-769,9	-661,9	113,4	NaOH(s)	-426,7	-377,1	52,3
F ₂ (g)	0,0	0,0	203,3	Ni(s)	0,0	0,0	30,1
Fe(s)	0,0	0,0	27,2	NiO(s)	-244,3	-216,3	38,6
FeO(s)	-271,9	-255,2	60,75	O ₂ (g)	0,0	0,0	205,03
Fe ₂ O ₃ (s)	-822,2	-741,0	90,0	P ₄ (s, weiß)	0,0	0,0	177,6
Fe ₃ O ₄ (s)	-1117,1	-1014,2	146,4	PCl ₃ (g)	-306,4	-286,3	311,7

Ergänzungen zur Chemie 2004

Übungsaufgaben Teil 5

48 2004	<u>Begriffe:</u> Thermodynamische Grundlagen, Enthalpie, Entropie, mechanisches Gleichgewicht, dynamisches Gleichgewicht (GG), Massenwirkungsgesetz (MWG), Gleichgewichtskonstante K_c <i>Wichtig: Beachten Sie immer die Einheiten in Gleichungen! Wiederhole SI-Einheiten!</i>
49 2004	Man berechne für die Ammoniaksynthese die Standardreaktionsenthalpie. Ist die Reaktion exotherm? Ammoniak ist NH_3 und wird aus Wasserstoff und Stickstoff gewonnen. Man berechne auch für diese Reaktion die Standardreaktionsentropie und berechne mit der Gibbs/Helmholtz Funktion G für die Ammoniaksynthese bei Standardbedingungen. (Achte auf die Einheit der tabellierten Entropiewerte!) Ist G positiv oder negativ? Ist die Reaktion exergonisch oder endergonisch? (Werte finden Sie bei den Aufgaben Teil 4)
50 2004	Was kennzeichnet eine spontan ablaufende chemische Reaktion?
51 2004	Wann ist eigentlich die Ordnung perfekt und die Entropie gleich 0?
52 2004	<u>Beachte:</u> Das Massenwirkungsgesetz (MWG) gehört zu den wichtigsten Gesetzen der Chemie. Es wird gerne aus den Zeitgesetzen für die Hin- und Rückreaktion abgeleitet. Da diese im Gleichgewichtszustand einen gleich großen Betrag mit entgegengesetztem Vorzeichen aufweisen, gewinnt man durch Gleichsetzen der beiden Partialreaktionen mit ihren speziellen Konstanten k_1 und k_2 , die man als Quotienten schreibt, das MWG. Zum Aufstellen des MWG ist es im allgemeinen nicht notwendig alle diese Gesetze auch bezüglich der Reaktionsordnungen zu kennen, es genügt dazu einfach die Reaktionsgleichung mit ihren stöchiometrischen Faktoren. Für die Konstante (K_c) bildet man den Konzentrations-Quotienten aus dem Konzentrationsprodukt der Produkte und teilt es nach definierter Regel (Produkte durch Edukte) durch das Konzentrationsprodukt der Edukte. Konzentrationen in mol/L. Es gilt: Eine chemische Reaktion kommt bei gegebener Temperatur dann zum Stillstand, wenn der Quotient aus dem Produkt der Konzentrationen der Endstoffe und dem Produkt der Konzentrationen der Ausgangsstoffe den für die Reaktion charakteristischen Wert K_c erreicht hat (Gleichgewichtskonstante K_c , oft nur mit K bezeichnet und oft ohne Einheit, da variabel).

	<p>Rechentipps: Man achte auf ganzzahlige stöchiometrische Faktoren in der Reaktionsgleichung! Man stelle immer eine Tabelle für die Konzentrationen des Anfangszustandes und für die Konzentrationen im Gleichgewicht auf! Man behalte immer die Reaktionsgleichung im Auge und suche den kleinsten Molanteil des Umsatzes, den man mit einer Variablen z.B. mit x bezeichnet! Man lese die Aufgabe besonders gut durch! Rechne zuerst allgemein und setze dann die Werte ein (allgemein gültig)! Man erhält öfters mathematische Gleichungen höherer Ordnung, die man am besten mit einem Programm (z.B. Wiscy99, Shareware, siehe Downloadseite) näherungsweise löst! Beim Wurzelziehen (gleichzeitig linke und rechte Seite) kann man großzügig sein, denn negative Konzentrationen sind nicht möglich. Man mache aber grundsätzlich die Probe, denn das letzte Rezept kann seine Tücken haben!</p>
<p>53 2004</p>	<p>Man beschäftige sich auf der Homepage in der Sparte Chemie mit dem MWG. Man beschäftige sich weiterhin mit den Übungsaufgaben und vergleiche seine Lösungen mit den vorgeschlagenen. Kann man meine Schrift nicht lesen, so schreibe man eine e-mail, damit ich erläutern kann!</p>
<p>54 2004</p>	<p>Welche Behauptungen für eine chemische Reaktion sind richtig:</p> <ul style="list-style-type: none"> a) im chemischen=dynamischen Gleichgewicht=GG wird die Teilchenzahl einer Reaktion am größten. b) im GG strebt die Entropie ein Maximum an c) im GG strebt die Systemenergie zu einem Minimum d) im GG ist der Betrag der Hingeschwindigkeit einer Reaktion gleich dem Betrag der Rückgeschwindigkeit e) im GG ist die Gibb'sche Energie gleich 0
<p>55 2004</p>	<p>Stickstoffmonoxid (NO) wird durch Sauerstoff zu NO₂ oxidiert. Formuliere die Reaktionsgleichung und das MWG. Berechne K_c für einen Ansatz (= Ausgangskonzentration = Anfangskonzentration) von 2 Mol/L NO und 1 Mol/L O₂, wenn nach Gleichgewichtseinstellung bei einer bestimmten Bedingung noch 1/2 Mol/L NO vorhanden sind?</p> <p><u>Anleitung:</u> Stelle eine Wertetabelle für den Anfangszustand und eine Wertetabelle für den Gleichgewichtszustand her. Bestimme das „kleinste Molpaket“, den kleinsten Molanteil. Setze die Werte ein und berechne.</p> <p>(K_c=36)</p>

Ergänzungen zur Chemie 2004

Übungsaufgaben Teil 6

56 2004	Begriffe: Massenwirkungsgesetz, pH-Wert, Wasserstoffionenkonzentrationen, Säuren und Basen, Oxidationszahlen, Oxidation und Reduktion Wichtig: Beachten Sie immer die Einheiten in Gleichungen! Wiederhole SI-Einheiten!
57 2004	Für die Reaktion von Stickstoff und Sauerstoff zu Stickstoff-II-oxid gilt die Gleichgewichtskonstante $K = 1.1 \times 10^{-2}$. Die Ausgangskonzentration für Stickstoff und Sauerstoff soll je 1 mol/L betragen. Gesucht ist die Konzentration von Stickstoff-II-oxid, wenn die Reaktion im Gleichgewicht ist.
58 2004	In einem geschlossenen Gefäß mit einem Liter Inhalt werden 1 mol Wasserstoff und 1 mol Jod auf 450 °C erhitzt. Nach der Gleichgewichtseinstellung sind 1.56 mol Jodwasserstoff vorhanden. Berechne die Gleichgewichtskonstante bei 450 °C.
59 2004	Für die folgende rechnerische Ammoniaksynthese werden 3 Mol Wasserstoff und 1 Mol Stickstoff eingesetzt. Stelle das MWG für die Ammoniaksynthese auf. Welche rechnerische Gleichgewichtskonstante erhalten Sie, wenn im Zustand des Gleichgewichts noch 1/10 Mol Stickstoff vorhanden sind?
60 2004	Bei welchem pH-Wert gilt eine Lösung als neutral, schwach sauer, sauer und stark basisch?
61 2004	500 ml Lösung vom pH-Wert 2.0 werden mit 500 ml Lösung vom pH-Wert 5.0 gemischt. Welcher pH-Wert stellt sich theoretisch ein?
62 2004	Eine Lösung hat den pH-Wert 3.8. Wie hoch ist die Wasserstoffionenkonzentration dieser Lösung in mol/L?
63 2004	Lese und übe Oxidationszahlen auf der Homepage in der Sparte Chemie!
64	<u>NOTA BENE!</u> Da es oft schwierig und öfters auch unmöglich ist den Elektronentransfer bei einer chemischen Reaktion allein aus der Reaktionsgleichung zu erschließen, hat man die Oxidationszahl (OZ) eingeführt und benützt diese neben anderem zum Aufstellen von Redoxgleichungen. Die OZ hat im Grunde mit der Elektronegativität zu tun und es ist von Vorteil, sich bei der Beschäftigung mit ihnen eine EN-Tabelle bereitzulegen oder die Stellung der Elemente im PSE zu kennen. Man gelangt zu den Oxidationszahlen, wenn man sich die aufbauenden Elemente in einer Verbindung vollkommen in Ionen zerfallen vorstellt. Ist die

	<p>Verbindung nach außen neutral, so muß auch die Summe der Oxidationszahlen in einer solchen Spezies Null sein. Hat man es mit einatomigen Ionen zu tun, so entspricht die Ionenladung der Oxidationszahl. Bei zusammengesetzten Ionen muß zur Bestimmung der OZen der enthaltenen Elemente die Ionenladung berücksichtigt werden. Die Summe der Oxidationszahlen ist dann nicht Null, sondern entspricht der Ionenladung des zusammengesetzten Ions. Elemente erhalten nach Definition die OZ Null. Sind die Elemente doppelatomig, bekommt jedes beteiligte Element die OZ Null.</p> <p>Oxidationszahlen werden mit römischen Zahlen bezeichnet, denen man die Ladung voranstellt.</p> <p>Die OZ bezieht sich immer auf ein einzelnes Element.</p> <p>Definition nach IUPAC: <i>Die Oxidationszahl eines Elements in irgend einer chemischen Einheit gibt die Ladung an, die ein Atom des Elements haben würde, wenn die Elektronen jeder Bindung an diesem Atom dem jeweils stärker elektronegativen Atom zugeordnet werden.</i></p> <p>Um die OZ der einzelnen Elemente in chemischen Verbindungen zu bestimmen bedient man sich der im folgenden hier sehr vereinfachten hierarchischen Ordnung mit ihren Regeln.</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Elemente haben die OZ Null. Ist das Element ein doppelatomiges Molekül, so erhält jedes Atom die OZ Null. 2. Metallionen, auch B und Si, und Nichtmetallionen (nicht zusammengesetzte) erhalten ihre Ionenladung 3. H erhält die OZ +I (Ausnahme: in Hydriden) 4. O erhält die OZ -II (Ausnahme: in Wasserstoffperoxid (O OZ -I)) 5. F erhält die OZ -I 6. Organische Verbindungen sehr sehr vereinfacht: <ol style="list-style-type: none"> a) C-C Bindungen zählen nicht b) es gelten die Regeln oben c) N hat oft (nicht immer) die OZ -III
65	<p>Ordne den Elementen in folgenden Verbindungen Oxidationszahlen zu: Na_2CO_3, Fe_3O_4, Fe_2O_3, J_2, $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-OH}$, NH_4Cl</p>
66	<p>Was ist Oxidation und was ist Reduktion?</p>
67	<p>Was sind Protonenakzeptoren und Protonendonatoren?</p>
68	<p>Notiere die Formeln folgender Stoffe: Schwefelsäure, Natronlauge, Kaliumhydroxid, Salpetersäure, Salpetrige Säure, Schwefelwasserstoffsäure, Phosphorsäure, Ammoniumhydroxid</p>

Ergänzungen zur Chemie 2004

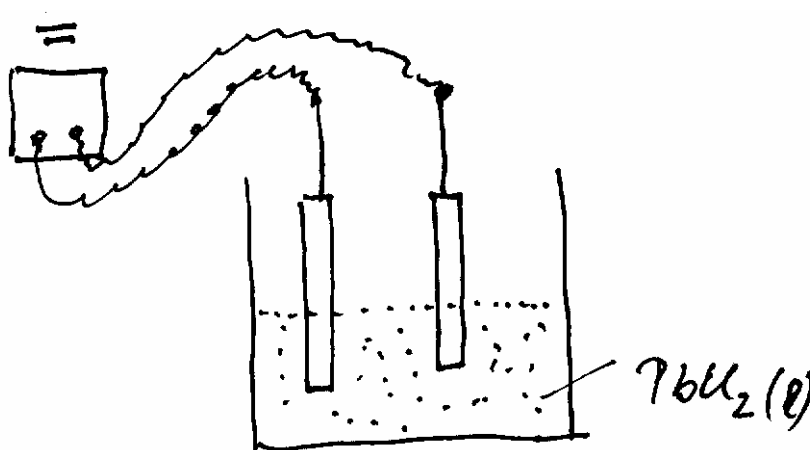
Übungsaufgaben Teil 7

69 2004	Begriffe: Oxidationszahlen, Oxidation und Reduktion, Oxidationsmittel, Reduktionsmittel, Redoxsysteme, Aufstellen von Redoxgleichungen <i>Wichtig: Beachten Sie immer die Einheiten in Gleichungen! Wiederhole SI-Einheiten!</i>
70 2004	Bei ca. 400 °C wird Wasserstoff über Eisen-III-oxid geleitet. Es entsteht metallisches Eisen und Wasser. Formuliere diesen Vorgang mit Oxidationsgleichung, Reduktionsgleichung und Redoxgleichung.
71 2004	Eisen-II-Ionen werden durch Permanganationen (MnO_4^-) zu Fe-III-Ionen oxidiert. Die Reaktion läuft im Sauren ab. Es entstehen Mn^{2+} und Wasser. Formuliere diesen Vorgang mit Oxidationsgleichung, Reduktionsgleichung und Redoxgleichung
72 2004	Metallisches Zink reagiert mit Salzsäure. Es entsteht ein brennbares Gas. Formuliere diesen Vorgang mit Oxidationsgleichung, Reduktionsgleichung und Redoxgleichung
73 2004	Auf Braunstein (MnO_2) wird konzentrierte Salzsäure getropft. Es entstehen Chlor und Mn^{2+} . Formuliere diesen Vorgang mit Oxidationsgleichung, Reduktionsgleichung und Redoxgleichung
74 2004	Auf metallisches Cu wird konzentrierte Salpetersäure getropft. Es entstehen Cu-II-Ionen und Stickstoff-IV-Oxid. Formuliere diesen Vorgang mit Oxidationsgleichung, Reduktionsgleichung und Redoxgleichung
75 2004	In eine Lösung von Wasserstoffperoxid wird eine saure Lösung von Kaliumpermanganat getropft. Es entstehen Mangan-II-Ionen und ein nicht brennbares Gas. Formuliere diesen Vorgang mit Oxidationsgleichung, Reduktionsgleichung und Redoxgleichung
76 2004	Eine Lösung von Chromationen (CrO_4^{2-}) wird angesäuert und mit einer Jodid Lösung versetzt. Es entstehen elementares Jod und Chrom-III-Ionen. Formuliere diesen Vorgang mit Oxidationsgleichung, Reduktionsgleichung und Redoxgleichung

77 2004	Bei der Thermitreaktion (Vorlesungsversuch) wird ein Gemisch aus Eisen-III-oxid und Aluminiumpulver gezündet. Formuliere diesen Vorgang mit Oxidationsgleichung, Reduktionsgleichung und Redoxgleichung
78 2004	Notiere die Formeln folgender Stoffe: Schweflige Säure, Kaliumpermanganat, Chlorid, Sulfat, Nitrit, Nitrat, Sulfit, Sulfid, Bromid, Jodid

Ergänzungen zur Chemie 2004

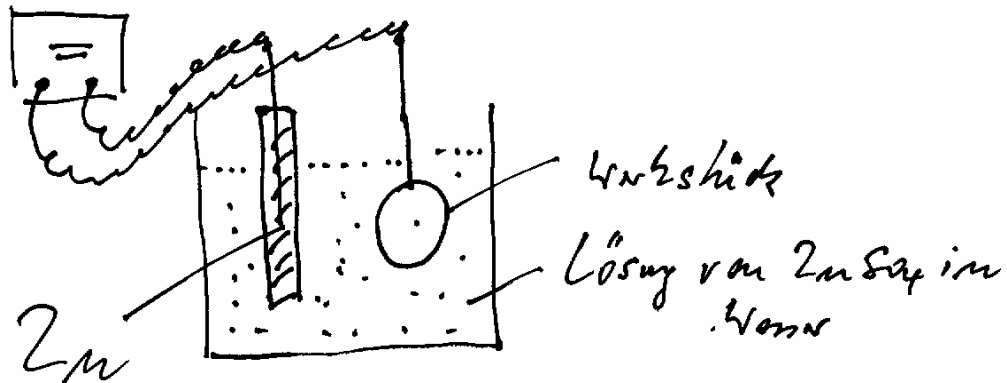
Übungsaufgaben Teil 8

79 2004	Begriffe: Lösungsdruck (W. Nernst), Elektrode, Elektrolyt, edel – unedel – Spannungsreihe, Kathode – Anode, Oxidation – Reduktion, Wasserstoffelektrode, Spannungsreihe <i>Wichtig: Beachten Sie immer die Einheiten in Gleichungen! Wiederhole SI-Einheiten!</i>
80 2004	Ordne nach der Spannungsreihe folgende Metalle nach steigendem Lösungsdruck: Cd, Pb, Zn, Ag, Li, Cu, Fe, Pt
81 2004	Welche(s) Metall(e) lös(t)en sich nicht in verdünnter Salzsäure? Cu, Fe, Zn, Pt, Na, Au
82 2004	<p>Erzwungene Vorgänge, z.B. Elektrolyse</p> <p>Geschmolzenes Blei-II-chlorid wird mit Gleichstrom zersetzt. Dabei entstehen die Elemente.</p> <p>Beschriften Sie nachfolgende Skizze mit Plus- und Minuspol nach Ihrer Wahl. Kennzeichnen Sie Kathode und Anode. Stellen Sie die Partialgleichungen für Oxidation und Reduktion an den entsprechenden Elektroden auf und bilden daraus die Gesamtredoxgleichung.</p> 

83 Erzwungene Vorgänge, z.B. Verzinken

2004 Ein Werkstück soll verzinkt werden. Dazu wird es in eine Lösung aus Zinksulfat in Wasser gehängt. Zusätzlich wird in dieses „Galvanisierungsbad“ eine Zinkplatte eingestellt.

Wie ist der Gleichstrom zu polen, damit das Werkstück verzinkt wird? Wo ist Kathode und Anode? Stelle die Partialgleichung der chemischen Vorgänge an den Elektroden auf und bilde daraus die Redoxgleichung.



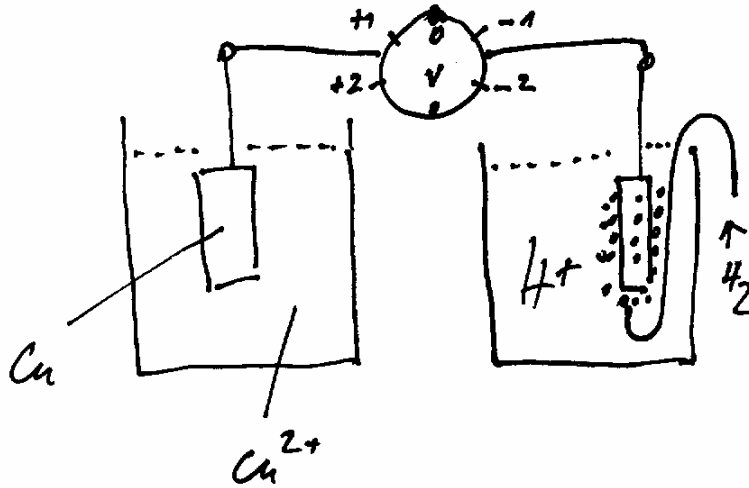
84 Elektrochemische Stromerzeugung – freiwillig

2004 Skizziere das Daniell-Element. Zeige Anode und Kathode, Plus und Minuspol und entwickle die Partialgleichungen der chemischen Vorgänge dort. Bilde die Gesamtredoxgleichung.

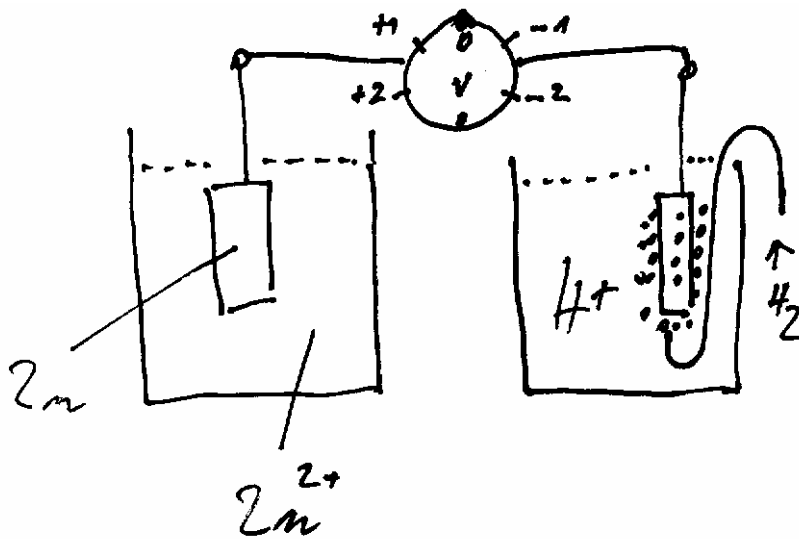
Was sind ein Diaphragma, eine semipermeable Membran?

85
2004

Die Normal-Wasserstoffelektrode (Pt/H₂)
Mit Kupfer



Mit Zink



Bezeichne in den beiden Fällen: Anode und Kathode und gebe die daran ablaufenden chemischen Reaktionen an. Wo ist der Plus und Minuspol. Zeichne in das Voltmeter die ungefähre Stellung des Zeigers ein.

86
2004

Welche Konzentration an Kationen haben die einzelnen Lösungen an denen die Werte für die Spannungsreihe ermittelt werden?

Ergänzungen zur Chemie 2004

Übungsaufgaben Teil 9

87 2004	Begriffe: Sauerstoff- und Wasserstoffkorrosion, Opferanode und Kathodischer Schutz, Kohlenwasserstoffe, Alkane, Alkene, Alkine, Alkylrest (R), Isomerie, „verzweigte Kette“, Nomenklatur. <i>Wichtig: Beachten Sie immer die Einheiten in Gleichungen! Wiederhole SI-Einheiten!</i>
88 2004	Schütze einen ins Erdreich eingegrabenen Heizöltank aus Eisen vor Korrosion! Nenne 2 gängige Möglichkeiten. Fertige eine beschriftete Zeichnung an (Anode, Kathode, ablaufende Reaktionen, Plus- und Minuspol).
89 2004	Nenne die 2 Haupttypen der Korrosion.
90 2004	Nenne 3 Gegebenheiten, die zur Entstehung von Metallkorrosion vorhanden sein müssen.
91 2004	Benenne die ersten 10 gesättigten und unverzweigten Kohlenwasserstoffe.
92 2004	Wie heißen die Alkylreste der Alkane unter Aufgabe 91.
93 2004	Was versteht man unter Präfix und Suffix in Bezug auf die Nomenklatur?
94 2004	Zeichne die Struktur von: a) n-Octan b) 2,3-Dimethylhexan c) 2-Propyl-4-methylpentan d) Isopentan (wieviele gibt es?)
95 2004	Zeichne die Struktur a) eines unverzweigten Alkans mit 7 C-Atomen und benenne es b) eines verzweigten Alkens mit 5 C-Atomen und benenne es c) eines unverzweigten Alkins mit 8 C-Atomen und benenne es d) eines unverzweigten Diens mit 9 C-Atomen und benenne es
96 2004	Was versteht man unter dem wichtigen Begriff „Isomerie“?

97 2004	Was versteht man unter einer „Homologen Reihe“?															
98 2004	Vergleiche die ersten 10 n-Alkane bezüglich ihres Siedepunktes. Benütze dazu das Internet. Fertige dazu eine kleine Graphik an. [x(Zahl der C), y(Siedepunkt = Kp)]															
99 2004	<p>Für besonders Interessierte: Schmelz- (links) und Siedepunkte (rechts) der Hexane. Was kann man daraus entnehmen?</p> <table> <tr> <td>Hexan</td> <td>- 94</td> <td>+ 69</td> </tr> <tr> <td>2-Methyl-pentan</td> <td>- 154</td> <td>+ 60</td> </tr> <tr> <td>3-Methyl-pentan</td> <td>- 118</td> <td>+ 63</td> </tr> <tr> <td>2.2-Dimethyl-butan</td> <td>- 98</td> <td>+ 50</td> </tr> <tr> <td>2.3-Dimethyl-butan</td> <td>- 129</td> <td>+ 58</td> </tr> </table>	Hexan	- 94	+ 69	2-Methyl-pentan	- 154	+ 60	3-Methyl-pentan	- 118	+ 63	2.2-Dimethyl-butan	- 98	+ 50	2.3-Dimethyl-butan	- 129	+ 58
Hexan	- 94	+ 69														
2-Methyl-pentan	- 154	+ 60														
3-Methyl-pentan	- 118	+ 63														
2.2-Dimethyl-butan	- 98	+ 50														
2.3-Dimethyl-butan	- 129	+ 58														

Ergänzungen zur Chemie 2004

Übungsaufgaben Teil 10

100 2004	Begriffe: Kohlenwasserstoffe, Alkane, Alkene, Alkine, Cycloalkane, Cycloparaffine, Aromaten, alkylierte Aromaten, primäre und sekundäre Alkohole, funktionelle Gruppen, Alkohole, Aldehyde, Carbonsäuren, Carbonsäureester, Ketone, Nomenklatur. <i>Wichtig: Beachten Sie immer die Einheiten in Gleichungen! Wiederhole SI-Einheiten!</i>
101 2004	Zeichne die Strukturen von: a) 2,2,4-Trimethylpentan b) 1,3-Dimethylbenzol = m-Xylol c) 2-Pentanon = Propylmethylketon
102 2004	Die Alkoholfunktion hat die Endung -ol, wenn sie als Suffix erscheint. Wird sie als Präfix verwendet, erscheint sie als Hydroxi. Das gleiche Vorgehen findet man bei Ketonen. Als Suffix wird -on verwendet, als Präfix Keto-. Zeichne die Strukturen von: a) 3-Keto-1-penten b) Ethanol c) 2 Methyl-3-ethyl-1-nonanol
103 2004	Zeichne die Strukturen von: a) Naphthalin b) 1,4-Dichlorbenzol Beide Verbindungen wurden lange Zeit als „Mottenkugeln“ verwendet.
104 2004	Was sind polycyclische aromatische Kohlenwasserstoffe (PAH oder PAK) a) Zeichne 2 Strukturen und benenne sie a) Wo entstehen sie und welche Gefahren können von ihnen ausgehen?
105 2004	Bei bestimmten Bedingungen reagieren Carbonsäuren mit Alkoholen unter Wasserabspaltung zu Estern Formuliere die Reaktion zwischen Essigsäure (=Ethansäure) und 1-Butanol. Wie heißt der Ester?

106 2004	Ein führender Aromastoff der Ananas ist der Buttersäureethylester. Zeichne seine Struktur.
107 2004	Aromatische Alkohole heißen Phenole. Das Phenol ist Hydroxibenzol. Zeichne diese Struktur.
108 2004	Zeichne die Strukturen von: a) Essigsäure b) 3-Hydroxipentansäure (das C-Atom 1 ist das Säure-C-Atom) c) 2-Ketocyclohexansäure, gebe hier auch die Summenformel an.
109 2004	Zeichne die Strukturen von: a) Styrol (=Phenylethen) b) Vinylchlorid (=Chlorethen) c) Ethylen (=Ethen)
110 2004	Was versteht man unter a) Polymerisation b) Polyaddition c) Polykondensation
111 2004	Wie entsteht ein Polyester?