

Ergänzungen zur Chemie 2001

Übungsaufgaben

1	Begriffe: Atom, Molekül, Element, , Protonen, Neutronen, Elektronen, Atomkern, Elektronenhülle, Energie, Masse, Massenverteilung im Atom, Isotope, Massendefekt, Radioaktivität, Atommodelle, Aufenthaltswahrscheinlichkeit der Hüllenelektronen, Atomorbitale, s,p,d,f-Orbitale, Einsteingleichung (Masse und Energie), Planck'sche Gleichung (Energie und Frequenz), in welchem Zusammenhang stehen Frequenz, Wellenlänge und Lichtgeschwindigkeit? Wichtig: Beachten Sie immer die Einheiten in Gleichungen! Wiederhole SI-Einheiten!
2	Ein Element enthält in seinem Kern 6 Protonen und 6 Neutronen. Um welches Element handelt es sich und wie lautet das entsprechende Symbol?
3	Ein Element enthält in seinem Kern 6 Protonen und 8 Neutronen. Um welches Element handelt es sich und wie lautet das entsprechende Symbol?
4	Wie viele Elektronen besitzt neutraler Stickstoff in seiner Hülle?
5	Bei einer Kernumwandlung nimmt ein Atom $^{235}_{92}\text{U}$ ein Neutron auf. Es entstehen $^{140}_{55}\text{Cs}$ und 4 Neutronen. Daneben entsteht ein weiterer Kern. Welcher?
6	Bei einem Atom fällt nach Anregung ein Elektron von einem höheren Orbital in ein niederes zurück. (kleine Zeichnung) Wird dabei Energie frei oder benötigt? Formuliere mit Hilfe der Planck'schen Gleichung diese Energie allgemein!
7	Berechne nach anliegender Balmer-Gleichung Energie, Frequenz und Wellenlänge der elektromagnetischen Strahlung, die entsteht, wenn ein Elektron von $n=2$ nach $n=1$ fällt. Bei Prozessen auf atomarer Ebene wird die Energie gerne in eV angegeben. Wie hoch ist die o.g. Energie in eV? 1 eV entspricht 1.602×10^{-19} J: (Fleißaufgabe)
8	In einem angeregten Atom springt ein Elektron von einem höheren Orbital auf ein darunter liegendes. Dieser Vorgang wird durch eine Linie bei 521 nm beobachtet. Welche Energie (J) wird frei?
9	Welche Elektronenkonfiguration hat das Fluoratom?
10	Welche Quantenzahlen sind den beiden p-Elektronen des Kohlenstoffatoms zuzuordnen?

11	Begriffe: Atomorbital – Molekülorbital, gepaarte – ungepaarte Elektronen, Hybridisierung, absolute und relative Atom-/Molekülmasse
12	Wie viele freie Elektronenpaare haben jeweils folgende Moleküle: Wasser, Ammoniak, Stickstoff, Sauerstoff und Chlor? Man zeichne die Strukturformel und schreibe die Elektronenpaare an die Verbindung.
13	Was bedeutet bei einer Strukturformel (z.B. Cl-Cl) der verbindende Strich?
14	Was ist und wie entsteht ein sp-Orbital (Beispiele)?
15	Was versteht man unter dem Tetraedermodell des Kohlenstoffs? Wie entsteht es? Man fertige eine kleine Handzeichnung des Modells an. Wie groß sind die Winkel der Orbitale zueinander? Wie kommt es zur Bezeichnung sp^3 -Orbital?
16	Welche Elemente stehen hinter den „Elektronenformeln“ 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) $3s^2 3p^3$
17	Was ist ein u? Definition? Wie groß ist seine absolute Masse (s. Skript)?
18	Ein Alkalimetall hat die Masse von 39u. Welches Element ist es und wie sieht sein Kern und seine Hülle aus?
19	Was versteht man unter relativer Atom-/Molekül Masse A_r bzw. M_r ?
20	Massenspektrometrische Untersuchungen zeigen, daß Chlor zu 75.77 % aus 35 u und zu 24.23 % aus 37 u Chlor besteht. Wie groß ist seine rel. atomare Masse? Vergleiche das Ergebnis mit der Eintragung im PSE.
21	Begriffe: Die allgemeine Zustandsgleichung der Gase, Kelvin, Grad Celsius, Normalbedingung, Standardbedingung, Enthalpie, Bildungsenthalpie, Bindungsenthalpie, Reaktionsenthalpie, exotherm – endotherm, Mol, Avogadro, Elektronenaffinität, Ionisierungsenergie, Elektronegativität (EN), Oxidation, Reduktion
22	Welchen Raum nehmen 10,000 L Wasserstoff von 1013,25 hPa und 5 °C bei 24 °C und 1013,25 hPa ein?
23	Wie viel Mol sind 100 L Wasserstoff unter NB?
24	5 g Mg werden an der Luft verbrannt. Es entsteht MgO. Welche Wärmeenergie wird frei oder verbraucht wenn ΔH_B von MgO – 601.7 kJ/mol beträgt? Wie viel MgO entsteht?

<p>25</p>	<p>Kalkbrennen: Wird Calciumcarbonat (CaCO_3) auf 900-1300 °C erhitzt verliert es CO_2 und es entsteht Calciumoxid (CaO). Formulieren Sie die Reaktionsgleichung. Wieviel CaO erhalten Sie theoretisch aus 1 kg CaCO_3? Welche Energie ist für die Reaktion notwendig? Ist die Reaktion endotherm oder exotherm?</p> <p>Kalklöschen: CaO reagiert mit H_2O zu $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Formulieren Sie die Reaktionsgleichung. 1 kg CaO wird in 10 L H_2O von 20 °C geworfen. Welche Temperatur stellt sich nach Ablauf der Reaktion theoretisch ein? Um die Temperatur von 1 L Wasser um 1 Grad zu erhöhen braucht man 4.18 kJ.</p> <p>Thermodynamische Daten finden Sie im Anhang.</p> <p>Bedenken Sie: Bei der Reaktion $\text{A} + \text{B} = \text{C} + \text{D}$ stellen die Verbindungen auf der linken Seite die Edukte (Ausgangsstoffe) dar, auf der rechten Seite finden Sie die Produkte. Thermodynamisch gesehen errechnen Sie die Reaktionsenthalpie einer Reaktion aus der Summe der Standardbildungsenthalpien der Produkte minus der Summe der Standardbildungsenthalpien der Edukte!</p>
<p>26</p>	<p>Liste 1: Na, Cs, CH_4, F_2, Cl_2, Kr, Fe, NaCl, C, J_2, MgCl_2, MgO, BaCl_2, Ba, Ar_2, K, Sr, Al, Se, P, H_2. Enthält die Liste einen Fehler? Wenn ja, bitte korrigieren!</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Welche Stoffe sind Metalle? 2. Welche Stoffe sind Nichtmetalle? 3. Welcher Stoff gibt sein(e) Valenzelektron(en) am leichtesten ab? 4. Welche Stoffe sind Gase (298 K, 1013,25 hPa)? 5. Welche Stoffe sind Alkalimetalle? 6. Welche Stoffe sind Erdalkalimetalle? 7. Welche Stoffe sind Edelgase? 8. Welche Stoffe sind Halogene? 9. Welche Stoffe zeigen Metallbindung? 10. Welche Stoffe zeichnen sich durch Atombindung aus? 11. Welche Stoffe zeichnen sich durch Ionenbindung aus?
<p>27</p>	<p>Nennen Sie typische Eigenschaften der Salze.</p>
<p>28</p>	<p>Wie viel Mol Wasser sind 120 Liter Wasser und wie viele Wassermoleküle sind dies (Dichte des Wassers sei 1.00 kg/L)?</p>
<p>29</p>	<p>Wie viel g Chlor kann man aus 12 g NaCl gewinnen?</p>
<p>30</p>	<p>Wie viele Teilchen enthalten 20 g NaBr?</p>
<p>31</p>	<p>Wie viel Prozent Jod enthält KJ?</p>

32	Die Ionen Cl^- , Br^- und I^- sollen oxidiert werden. Welches lässt sich am leichtesten oxidieren?
33	Begriffe: Wiederhole die chemischen Bindungsformen!
34	Was sind Protonendonatoren und Protonenakzeptoren? Erläutere diese Begriffe mit Beispielen.
35	Wie und warum verändert sich der elektrische Widerstand eines Metalls beim Erwärmen?
36	Nennen Sie typische Eigenschaften der Metalle.
37	Was versteht man unter der Bezeichnung Säure-Basen-Reaktion?
38	Warum ist Wasser bei Raumtemperatur flüssig, aber der homologe Schwefelwasserstoff gasförmig?
39	Gegeben ist die allgemeine Reaktionsgleichung: $\text{A} \rightarrow \text{B} + 2 \text{C}$ mit den molaren Standardbildungsenergien für A $a = -100 \text{ kJ/mol}$, B $b = +25 \text{ kJ/mol}$ und C $c = -150 \text{ kJ/mol}$. Berechnen Sie die Reaktionsenthalpie. Ist die Reaktion endotherm oder exotherm?
40	Die ersten Marsbesucher finden auf dem Planeten Kohlendioxid vor. Daraus soll mit mitgebrachtem Wasserstoff Methan hergestellt werden. Stelle die Reaktionsgleichung auf und berechne, ob diese Reaktion endotherm oder exotherm ist. Welche Energie muß mindestens aufgebracht oder kann unter Umständen gewonnen werden, wenn man 1 Mol Methan herstellen will? Wieviel Liter sind dies bei NB? $\Delta H_B (\text{CO}_2 = -393.5, \text{H}_2\text{O} = -285.8, \text{CH}_4 = -74.81) \text{ kJ/mol}$
41	Begriffe: Konzentrationen, Lösungen mit Gehaltsangabe in Prozent, Lösungen mit Gehaltsangabe mol/L, Reaktionsgeschwindigkeit, pH-Wert, Massenwirkungsgesetz (MWG), Gleichgewichtskonstante K_c
42	Sie benötigen 100ml 28 %ige Kochsalzlösung in Wasser. Wie stellen Sie diese her? (Bem.: Machen Sie lieber etwas mehr als 100 ml, es kann ruhig etwas übrigbleiben)
43	Sie benötigen 1000 ml (1 L) 1-molare wässrige NaBr Lösung. Wie gehen Sie vor?
44	Eine wässrige Lösung hat den pH-Wert von 5. Welche Eigenschaft hat sie? Wieviel Gramm Wasserstoffionen sind in einem Liter vorhanden? Welche molare Konzentration an Wasserstoffionen hat sie?
45	Sie haben 1 L einer wässrigen Lösung vom pH-Wert 12. Sie benötigen aber 1 Liter Lösung vom pH-Wert 9. Wie gehen Sie vor?
46	Sie haben 500 ml einer wässrigen Lösung vom pH-Wert 2. Diese mischen Sie mit 500 ml einer wässrigen Lösung vom pH-Wert 6. Welcher pH-Wert stellt sich ein?

47	Welche Eigenschaften hat ein System im dynamischen Gleichgewicht?
48	Formuliere das MWG für die Reaktion: A + B steht im Gleichgewicht mit C + D.
49	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?
50	Ein Löslichkeitsprodukt lautet $[a] \cdot [b]^3 = 1.6 \cdot 10^{-3}$. Wie groß ist die Konzentration der Stoffe a und b?
51	Begriffe: Kationen, Anionen, Elektrolyse, Kathode, Anode, Reduktion, Oxidation, Oxidationsmittel, Reduktionsmittel, Oxidationszahl, Salzsäure, Schwefelsäure, Salpetersäure, Chlorwasserstoffsäure, schweflige Säure, Jodwasserstoffsäure, Schwefelwasserstoffsäure, unterchlorige Säure, Chlorsäure, salpetrige Säure, Kalilauge, Natronlauge, Kaliumhydroxid, Bariumhydroxid, Sulfate, Chloride, Chlorate, Chlorite, Sulfide, Sulfite, Hypochlorite, Nitrate, Nitrite, Jodide, Bromide, Bromate.
52	Für Studenten, die gerne rechnen: Essigsäure (CH ₃ COOH) hat ein H-Atom, das dissoziieren kann (daher Säure). Das Anion, das dabei entsteht, heißt Acetat-Ion (CH ₃ COO ⁻). Die Dissoziationskonstante in wässriger Lösung bei 25 °C dafür beträgt $K_S = 1.8 \cdot 10^{-5}$. Berechne den pH-Wert einer 0.01 molaren Lösung. Vorschlag: Rechne zuerst allgemein und setze dann die Werte ein.
53	Ein Eisennagel wird in eine Kupfersulfatlösung gebracht. Man beobachtet das Abscheiden von metallischem Kupfer. Formulieren Sie die Vorgänge.
54	Zu einer sauren Lösung von Kaliumpermanganat in Wasser wird eine Lösung von Fe ²⁺ gegeben. Es tritt Entfärbung ein und es entstehen Mn ²⁺ und Fe ³⁺ . Stellen Sie die Redoxgleichung auf.
55	Zu einer neutralen Lösung von Kaliumpermanganat in Wasser wird eine wässrige Lösung von Fe ²⁺ gegeben. Es entstehen Braunstein (MnO ₂) und Fe ³⁺ . Stellen Sie die Redoxgleichung auf.
56	Zu einer sauren Lösung von Dichromat (Cr ₂ O ₇ ²⁻) wird eine Lösung von Kaliumjodid gegeben. Es entstehen Cr ³⁺ -Ionen und elementares Jod. Stellen Sie die Redoxgleichung auf.
57	Auf metallisches Kupfer wird Salpetersäure gegossen. Es entstehen Cu ²⁺ und NO ₂ . Stellen Sie die Redoxgleichung auf.
58	In eine saure Lösung von Chromat (CrO ₄ ²⁻) wird eine Lösung von H ₂ O ₂ gegossen. Es entstehen Cr ³⁺ -Ionen und Sauerstoff. Stellen Sie die Redoxgleichung auf.

59	Bei Korrosionsvorgängen spielt die Reduktion des elementaren Sauerstoffs in neutralem wässrigem Milieu zu OH ⁻ - Ionen eine grundlegende Rolle (Sauerstoffkorrosion). Formulieren Sie diese Reaktion.
60	Braunstein (s.o.) wird mit konz. Salzsäure versetzt. Es entsteht Chlor. Stellen Sie die Redoxgleichung auf.
61	Begriffe: Oxidationszahlen, Massenwirkungsgesetz, Eigenschaften im Gleichgewichtszustand
62	Beim Bericht über den Chemieunfall im Rhein mit Salpetersäure konnte man im Fernsehbericht sehen und hören: "Die Salpetersäure wird oxidiert und es entstehen rote Dämpfe!!.....". Wie lautet Ihr Kommentar dazu?
63	1 Mol Stickstoff und 1 Mol Sauerstoff reagieren unter bestimmten Bedingungen zu Stickstoffoxid. Sie erhalten im Gleichgewicht 1/2 Mol Stickstoffoxid. Berechnen sie K _c ohne Taschenrechner. Falls die Lösung ein Bruch ist, lassen Sie diesen stehen.
64	Verwenden Sie K _c aus Aufgabe 63 und einen Taschenrechner. Wieviel Stickstoffoxid entsteht bei den o.g. K _c Bedingungen im Gleichgewicht, wenn man 3 Mol Stickstoff und ein Mol Sauerstoff einsetzt?
65	Zinkspäne werden in Salzsäure gegeben. Es entsteht ein Gas. Formulieren Sie den Vorgang. Handelt es sich hier um ein Redoxsystem?
66	Bariumhydroxidlösung reagiert mit CO ₂ zu Bariumcarbonat (BaCO ₃). Formulieren Sie die Reaktion. Handelt es sich hier um ein Redoxsystem?
67	In starke wässrige Kalilauge wird Chlor eingeleitet. Es entstehen Chlorid- und Chlorat-Ionen ClO ₃ ⁻ . Was ist in diesem Fall Reduktions- / bzw. Oxidationsmittel? Formulieren Sie die Redoxgleichungen.
68	Eine Lösung von schwefliger Säure wird zu einer sauren Lösung von Dichromat gegeben. Es entstehen Cr ³⁺ und Sulfationen. Formulieren Sie die Redoxgleichung.
69	Begriffe: MWG, Elektrochemische Stromerzeugung, Spannungsreihe, Lösungsdruck, EMK, Nernst'sche Gleichung, Anode, Kathode, Plus- und Minuspol
70	Bei der Synthese von Ammoniak aus Stickstoff und Wasserstoff unter bestimmten Bedingungen werden nach der Einstellung des Gleichgewichtes 1/5 Mol Ammoniak gefunden, wenn man von 3 Mol Wasserstoff und 1 Mol Stickstoff ausgeht. Gesucht ist K _c für diese Bedingungen?
71	Von einer Reaktion wird K _c bei unterschiedlichen Temperaturen untersucht. Man findet bei 200 °C K _c zu 9/10 und bei 400 °C zu 13/10. Ist die Reaktion exotherm oder endotherm?
72	Schwefeldioxid wird mit Luftsauerstoff zu Schwefeltrioxid oxidiert. Formulieren Sie die Reaktion.

73	Schwefelwasserstoff ergibt bei der Oxidation mit Luftsauerstoff Schwefel. Formulieren Sie die Reaktion.
74	Eisen(III)oxid reagiert in der Hitze mit Wasserstoff zu Eisen. Formulieren Sie die Reaktion.
75	Löst man Schwefeltrioxid in Wasser erhält man Schwefelsäure. Handelt es sich hierbei um eine Redoxreaktion? Formulieren Sie diese Reaktion.
76	Gegeben sind die beiden Halbzellen Cu/Cu^{2+} und Zn/Zn^{2+} unter Normbedingungen. Sie verbinden die beiden Zellen mit einem Voltmeter. Wie groß ist E_0 ? Wo befindet sich die Kathode und die Anode? Wo ist der Plus- und der Minuspol? (Spannungsreihe, siehe Skript). Fertigen Sie eine Handskizze an, die Sie beschriften!
77	Für Fortgeschrittene: Behandeln Sie zuerst Aufgabe 76. Die Konzentrationen der Elektrolyte werden bei Zn^{2+} auf 1/50 mol/L und bei Cu^{2+} auf 1/25 mol/L gesetzt, die Temperatur bleibt Standardtemperatur. Wie groß ist E? Ein Weg zu Konstanten führt über unsere Homepage (Linkseite).
78	Was versteht man unter Sauerstoff- und Wasserstoffkorrosion? Stellen Sie die dazu gehörigen Gleichungen auf.
79	Ein in die Erde eingelassener Heizöltank aus Eisen soll vor Korrosion geschützt werden. Welcher chemischen Reaktion wollen Sie dabei entgegenreten? Nennen Sie zwei Methoden mit denen Sie den Korrosionsschutz realisieren können. Fertigen Sie dazu zwei Skizzen an und bezeichnen Sie die elektrischen Pole, sowie Kathode und Anode.
80	Ist es sinnvoll eine Dachrinne aus Eisenblech zu verkupfern, um Sie vor Korrosion zu schützen? Was spricht eventuell dafür und was dagegen? Begründen Sie Ihre Meinung!
81	<u>Begriffe:</u> sp^3 -Orbital, Alkane, Alkene, Alkine, Paraffine, Olefine, Cycloalkane, gesättigte und ungesättigte Kohlenwasserstoffe, Alkyl-Rest, Aromaten, Polycyclische Aromatische Kohlenwasserstoffe (PAH oder PAK), Isomerie, Nomenklatur (einfache Regeln), Stammname, Suffix, Präfix, Trivialnamen.
82	Benennen Sie die n-Alkane von C1 bis C10!
83	Benennen Sie die Alkylreste von C1 bis C10!
84	Schreiben Sie die Strukturen aller Pentane auf. Wieviele Isomere gibt es?
85	Notieren Sie die Strukturformeln von: Butan, 1-Buten, 2-Buten, 1,3-Butadien, 3,3-Dimethylhexan, 3-Methyl-4-n-propylheptan, 2,2,4-Trimethylpentan, Toluol, o-Dimethylbenzol, 1-Methyl-4-butylbenzol.
86	Welche Verbindung entsteht, wenn man an Ethin 2 Mol Wasserstoff anlagert?
87	Welche Verbindung entsteht, wenn man an 1-Penten Brom anlagert?

Wichtige Sätze zu den Gleichgewichten

Ein Katalysator hat keinen Einfluß auf ΔG^0 und damit auch nicht auf K ($\Delta G^0 = \ln K \cdot R \cdot T$)

Die Gleichgewichtszusammensetzung einer Reaktionsmischung ist *unabhängig* von der Gegenwart eines *Katalysators*

Die Gleichgewichtskonstante einer *endothermen* Reaktion nimmt mit steigender Temperatur *zu*

Die Gleichgewichtskonstante einer *exothermen* Reaktion *sinkt* mit steigender Temperatur

Die Gleichgewichtskonstante ist vom Druck *unabhängig*

Wird bei einer Gasphasenreaktion der Druck erhöht, dann stellt sich die Gleichgewichtszusammensetzung so ein, daß die Anzahl der Moleküle in der Gasphase verringert wird

Das Redox-Normalpotential eines Redoxpaares charakterisiert somit seine reduzierende bzw. oxidierende Wirkung in wässriger Lösung. Je negativer das Potential, desto stärker wirkt seine reduzierte Form reduzierend; je positiver das Potential, desto stärker wirkt seine oxidierte Form oxidierend.

Dabei ist zu beachten, daß durch Änderung der Standard-Konzentrationen der an einem Redoxsystem beteiligten Reaktionspartner der Zahlenwert des resultierenden Normal-Potentials E° und dadurch die oxidierende bzw. reduzierende Kraft des Redoxsystems willkürlich verändert werden kann. Ein quantitativer Zusammenhang wird durch die Gleichung von Nernst beschrieben:

$$E = E^\circ + \frac{R \cdot T}{n \cdot F} \cdot \ln \frac{[\text{Oxidierte Form}]}{[\text{Reduzierte Form}]},$$

wobei R die Allgemeine Gaskonstante ($R = 8,31441 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$),
 T die thermodynamische Temperatur in K ($273,15 \text{ }^\circ\text{C} + t \text{ }^\circ\text{C}$),
 n die Anzahl der bei der Reaktion ausgetauschten Elektronen e^- und
 F die Faraday-Konstante ($F = e \cdot L = 96\,484,6 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$) sind.

Faßt man die Allgemeine Gaskonstante R und die Faraday-Konstante F zusammen, setzt eine Temperatur von $20 \text{ }^\circ\text{C}$ ein und wandelt den natürlichen Logarithmus in den dekadischen um, so vereinfacht sich die Nernst'sche Gleichung zu

$$E = E^\circ + \frac{0,059}{n} \cdot \log \frac{[\text{Oxidierte Form}]}{[\text{Reduzierte Form}]}$$

Auf das Permanganat-System (siehe Tabelle 2, Seite 1) angewandt ergibt sich

$$E = 1,507 + \frac{0,059}{5} \cdot \log \frac{[\text{MnO}_4^-] \cdot [\text{H}^+]^8}{[\text{Mn}^{2+}]}$$

Da die Reaktion in wässriger Lösung durchgeführt wird, kann die Wasserkonzentration als konstant mit $[\text{H}_2\text{O}] = 1$ angesehen werden; sie tritt im Logarithmus-Nenner nicht auf.

A1.1 Anorganische Verbindungen (Fortsetzung)

Verbindung	Molare Masse $M/g\ mol^{-1}$	Bildungs- Enthalpie $\Delta_B H^\ominus/kJ\ mol^{-1}$	Freie Bildungs- Enthalpie $\Delta_B G^\ominus/kJ\ mol^{-1}$	Entropie $S^\ominus/J\ K^{-1}\ mol^{-1}$
PbBr ₂ (s)	367.01	-278.7	-261.92	161.5
PbBr ₂ (aq)	367.01	-244.8	-232.34	175.3
<i>Bor</i>				
B(s)	10.81	0	0	5.86
B ₂ O ₃ (s)	69.62	-1272.8	-1193.7	53.97
BF ₃ (g)	67.81	-1137.0	-1120.3	254.12
<i>Brom</i>				
Br ₂ (l)	159.82	0	0	152.23
Br ₂ (g)	159.82	+30.91	+3.11	245.46
Br(g)	79.91	+111.88	+82.40	175.02
Br ⁻ (aq)	79.91	-121.55	-103.96	82.4
HBr(g)	90.92	-36.40	-53.45	198.70
<i>Calcium</i>				
Ca(s)	40.08	0	0	41.42
Ca(g)	40.08	+178.2	+144.3	154.88
Ca ²⁺ (aq)	40.08	-542.83	-553.58	-53.1
CaO(s)	56.08	-635.09	-604.03	39.75
Ca(OH) ₂ (s)	74.10	-986.09	-898.49	83.39
Ca(OH) ₂ (aq)	74.10	-1002.82	-868.07	-74.5
CaCO ₃ (s) (Calcit)	100.09	-1206.9	-1128.8	92.9
CaCO ₃ (s) (Aragonit)	100.09	-1207.1	-1127.8	88.7
CaCO ₃ (aq)	100.09	-1219.97	-1081.39	-110.0
CaF ₂ (s)	78.08	-1219.6	-1167.3	68.87
CaF ₂ (aq)	78.08	-1208.09	-1111.15	-80.8
CaCl ₂ (s)	110.99	-795.8	-748.1	104.6
CaBr ₂ (s)	199.90	-682.8	-663.6	130
CaC ₂ (s)	64.10	-59.8	-64.9	69.96
CaSO ₄ (s)	136.14	-1434.11	-1321.79	106.7
CaSO ₄ (aq)	136.14	-1452.10	-1298.10	-33.1
<i>Cer</i>				
Ce(s)	140.12	0	0	72.0
Ce ³⁺ (aq)	140.12	-696.2	-672.0	-205
Ce ⁴⁺ (aq)	140.12	-537.2	-503.8	-301
<i>Chlor</i>				
Cl ₂ (g)	70.91	0	0	223.07
Cl(g)	35.45	+121.68	+105.68	165.20
Cl ⁻ (g)	35.45	-167.16	-131.23	56.5
HCl(g)	36.46	-92.31	-95.30	186.91
HCl(aq)	36.46	-167.16	-131.23	56.5

A1.1 Anorganische Verbindungen (Fortsetzung)

Verbindung	Molare Masse $M/\text{g mol}^{-1}$	Bildungs-Enthalpie $\Delta_f H^\ominus/\text{kJ mol}^{-1}$	Freie Bildungs-Enthalpie $\Delta_f G^\ominus/\text{kJ mol}^{-1}$	Entropie $S^\ominus/\text{J K}^{-1} \text{mol}^{-1}$
C(g)	12.011	+716.68	+671.26	158.10
CO(g)	28.01	-110.53	-137.17	197.67
CO ₂ (g)	44.01	-393.51	-394.36	213.74
CO ₃ ²⁻ (aq)	60.01	-677.14	-527.81	-56.9
CCl ₄ (l)	153.82	-135.44	-65.21	216.40
CS ₂ (l)	76.4	+89.70	+65.27	151.34
HCN(g)	27.03	+135.1	+124.7	201.78
HCN(l)	27.03	+108.87	+124.97	112.84
<i>Kupfer</i>				
Cu(s)	63.54	0	0	33.15
Cu ⁺ (aq)	63.54	+71.67	+49.98	40.6
Cu ²⁺ (aq)	63.54	+64.77	+65.49	-99.6
Cu ₂ O(s)	143.08	-168.6	-146.0	93.14
CuO(s)	79.54	-157.3	-129.7	42.63
CuSO ₄ (s)	159.60	-771.36	-661.8	109
CuSO ₄ · 5 H ₂ O(s)	249.68	-2279.7	-1879.7	300.4
<i>Magnesium</i>				
Mg(s)	24.31	0	0	32.68
Mg(g)	24.31	+147.70	+113.10	148.65
Mg ²⁺ (aq)	24.31	-466.85	454.8	-138.1
MgO(s)	40.31	-601.70	-569.43	26.94
MgCO ₃ (s)	84.32	-1095.8	-1012.1	65.7
MgBr ₂ (s)	184.13	-524.3	-503.8	117.2
<i>Natrium</i>				
Na(s)	22.99	0	0	51.21
Na(g)	22.99	+107.32	+76.76	153.71
Na ⁺ (aq)	22.99	-240.12	-261.91	59.0
NaOH(s)	40.00	-425.61	-379.49	64.46
NaOH(aq)	40.00	-470.11	-419.15	48.1
NaCl(s)	58.44	-411.15	-384.14	72.13
NaBr(s)	102.90	-361.06	-348.98	86.82
NaI(s)	149.89	-287.78	-286.06	98.53
<i>Phosphor</i>				
P(s) (weiß)	30.97	0	0	41.09
P ₄ (g)	123.90	+58.91	+24.44	297.98
PH ₃ (g)	34.00	+5.4	+13.4	210.23
P ₄ O ₁₀ (s)	283.89	-2984.0	-2697.0	228.86
H ₃ PO ₃ (aq)	82.00	-964.8		
H ₃ PO ₄ (l)	98.00	-1266.9		
H ₃ PO ₄ (aq)	98.00	-1277.4	-1018.7	