

**Ulrich Nickel**

# **Lehrbuch der Thermodynamik**

**Eine anschauliche Einführung**

**Dritte, überarbeitete Auflage**

Hardcover (in Farbe), 368 Seiten, Preis: 29,50 €

**PhysChem Verlag  
Erlangen**

# Inhaltsverzeichnis

<b>1</b>	<b>Grundlagen der Thermodynamik</b>	<b>1</b>
1.1	Einführung	1
1.2	Materie	2
1.3	Energie	2
1.3.1	Vorbemerkungen	2
1.3.2	Kinetische und potentielle Energie	3
1.3.3	Äußere und Innere Energie	4
1.3.4	Thermische und chemische Energie	5
1.3.5	Wärme, Arbeit und Strahlung	5
1.4	<b>Thermodynamische Systeme</b>	<b>5</b>
1.4.1	Allgemeines	5
1.4.2	Klassifizierung der thermodynamischen Systeme	5
1.4.3	Homogene und heterogene Systeme	7
1.4.4	Ideales Gas	7
1.4.5	Ideale Mischungen	8
1.5	<b>Zustandsgrößen</b>	<b>9</b>
1.5.1	Allgemeines	9
1.5.2	Extensive und intensive Zustandsgrößen	9
1.5.3	Die sechs fundamentalen thermodynamischen Zustandsgrößen	9
1.5.4	Thermodynamische Potentiale. Die Zustandsgrößen $H$ , $A$ und $G$	10
1.6	<b>Größen und ihre Einheiten</b>	<b>11</b>
1.6.1	Einführung	11
1.6.2	Basisgrößen und Basiseinheiten	11
1.6.3	Abgeleitete Größen und ihre Einheiten	12
1.6.4	Modifizierte Einheiten	13
1.7	<b>Stoffmenge und thermische Zustandsgrößen</b>	<b>14</b>
1.7.1	Die Stoffmenge	14
1.7.2	Der Reaktionsfortschritt	15
1.7.3	Das Volumen	15
1.7.4	Die Temperatur	15
1.7.5	Der Druck	18
1.7.6	Standarddruck und Normaltemperatur	18
1.8	<b>Stoffgrößen</b>	<b>18</b>
1.8.1	Wärmekapazität	18
1.8.2	Thermische Koeffizienten	19
1.8.3	Molare Größen	19
1.8.4	Spezifische Größen	20
1.9	<b>Prozessgrößen</b>	<b>21</b>
1.9.1	Allgemeines	21
1.9.2	Wärme	22
1.9.3	Volumenarbeit (Volumenänderungsarbeit)	23
1.9.4	Technische Arbeit und elektrische (elektrochemische) Arbeit	24
1.10	<b>Hauptsätze</b>	<b>25</b>
1.10.1	Allgemeine Festlegung	25
1.10.2	Sätze von der Erhaltung der Masse und der Energie	25
1.10.3	Hauptsätze der Thermodynamik	25

<b>1.11</b>	<b>Reversible und irreversible Prozesse</b>	<b>27</b>
1.11.1	Problematik	27
1.11.2	Periodische Prozesse	27
1.11.3	Jederzeit umkehrbare Prozesse	27
1.11.4	Quasi-reversible Prozesse	28
1.11.5	Quasi-statische Prozesse	28
1.11.6	Triebkraft thermodynamischer Prozesse	29
<b>1.12</b>	<b>Zustandsgleichungen</b>	<b>29</b>
1.12.1	Zusammenhang zwischen zwei Größen	29
1.12.2	Allgemeine Zustandsgleichung	30
<b>2</b>	<b>Die thermischen Zustandsgleichungen</b>	<b>33</b>
<b>2.1</b>	<b>Die grundlegenden Beziehungen</b>	<b>33</b>
2.1.1	Einführung	33
2.1.2	Die Zustandsgleichung für das Volumen mit $T$ , $p$ und $n$	33
2.1.3	Isobare Erwärmung	35
2.1.4	Isotherme Kompression	38
2.1.5	Das molare Volumen	41
2.1.6	Isochore Erwärmung	41
2.1.7	Adiabatische Kompression	43
2.1.8	Vergleich der verschiedenen Prozesswege	43
2.1.9	Thermische Zustandsgleichung mit stoffspezifischen Koeffizienten	44
<b>2.2</b>	<b>Die Zustandsgleichung des idealen Gases</b>	<b>45</b>
2.2.1	Der mathematische Zusammenhang	45
2.2.2	Die Zustandsfläche des idealen Gases	46
2.2.3	Partielle Differentiation der Zustandsgleichung des idealen Gases	47
2.2.4	Anwendung der Zustandsgleichung des idealen Gases	49
<b>2.3</b>	<b>Die Zustandsgleichungen realer Gase</b>	<b>51</b>
2.3.1	Einführung	51
2.3.2	Die Isothermen realer Gase	52
2.3.3	Spezielle Aspekte	60
<b>3</b>	<b>Innere Energie, erster Hauptsatz und Enthalpie</b>	<b>63</b>
<b>3.1</b>	<b>Die Innere Energie</b>	<b>63</b>
3.1.1	Eigenschaften	63
3.1.2	Kalorische Zustandsgleichungen der Inneren Energie	65
3.1.3	Molare Innere Energie	66
<b>3.2</b>	<b>Der erste Hauptsatz der Thermodynamik</b>	<b>66</b>
3.2.1	Festlegung anhand der verschiedenen Prozessgrößen	66
3.2.2	Erläuterung des 1. HS anhand der Erwärmung des idealen Gases	68
3.2.3	Perpetuum Mobile erster Art	68
<b>3.3</b>	<b>Die Enthalpie</b>	<b>69</b>
3.3.1	Begründung ihrer Einführung und Definition	69
3.3.2	Die Enthalpie bei isobaren Prozessen	71
3.3.3	Die Enthalpie bei beliebigen Prozessen	72
3.3.4	Zusammenfassung	74
<b>3.4</b>	<b>Der erste Hauptsatz im offenen stationären System</b>	<b>75</b>
<b>3.5</b>	<b>Die kalorische Zustandsgleichung der Enthalpie</b>	<b>75</b>

<b>4</b>	<b>Wärme und Wärmekapazität</b>	<b>77</b>
4.1	Allgemeines	77
4.2	Energetische Freiheitsgrade	77
4.3	Isochore Prozesse	78
4.3.1	Isochore Wärmekapazität homogener Reinstoffe	78
4.3.2	Die isochore molare Wärmekapazität des idealen Gases	79
4.3.3	Die isochore molare Wärmekapazität mehratomiger Gase	80
4.4	Isobare Prozesse	82
4.4.1	Isobare Wärmekapazität homogener Reinstoffe	82
4.4.2	Die isobare molare Wärmekapazität idealer Gase	84
4.4.3	Die molare Wärmekapazität von Feststoffen	84
4.4.4	Zusammenhang zwischen den molaren Wärmekapazitäten	85
<b>5</b>	<b>Volumenarbeit und Volumenänderungsprozesse</b>	<b>87</b>
5.1	Übersicht	87
5.2	Irreversible Volumenarbeit	88
5.2.1	Einstufiger Modellprozess	88
5.2.2	Darstellung im $p, V$ -Diagramm	89
5.2.3	Energiebilanz	90
5.3	Reversible isotherme Volumenarbeit	91
5.3.1	Mehrstufiger irreversibler Modellprozess	91
5.3.2	Darstellung im $p, V$ -Diagramm	92
5.3.3	Stufenloser reversibler Modellprozess	93
5.3.4	Bilanz der reversiblen isothermen Volumenarbeit	94
5.4	Reversible adiabatische Volumenarbeit	95
5.4.1	Allgemeines	95
5.4.2	Verlauf der Adiabate idealer Gase	96
5.5	Isobare Volumenarbeit	97
5.5.1	Volumenarbeit aufgrund einer Erwärmung	97
5.5.2	Volumenarbeit aufgrund von Stoffumwandlungen	98
5.6	Besonderheiten	99
5.6.1	Nutzarbeit bei der Expansion eines Gases	99
5.6.2	Kombination der Expansion und Kompression von zwei Gasen	99
5.6.3	Polytrope	100
5.6.4	Irreversible Expansion eines Gases ins Vakuum	100
<b>6</b>	<b>Prozesse zur Gewinnung von Arbeit aus Wärme</b>	<b>101</b>
6.1	Kreisprozess unter Erwärmung und Abkühlung eines Gases	101
6.2	Der Carnotsche Kreisprozess	103
6.2.1	Voraussetzungen	103
6.2.2	Allgemeine Prozessführung	103
6.2.3	Teilschritte	104
6.2.4	Nutzarbeit	105
6.2.5	Wirkungsgrad	105
6.3	Inverser Carnotscher Kreisprozess	107
6.3.1	Allgemeines und Definitionen	107
6.3.2	Wärmepumpe	108
6.3.3	Kühlschrank, Klimaanlage	109

6.4	<b>Zustandsgrößen und ihr Kreisintegral</b>	<b>109</b>
6.5	<b>Technische Umwandlung von Wärme in Arbeit</b>	<b>110</b>
<b>7</b>	<b>Entropie und zweiter Hauptsatz</b>	<b>111</b>
7.1	<b>Einführung</b>	<b>111</b>
7.2	<b>Definition der Entropie</b>	<b>111</b>
7.2.1	Festlegung der Entropie über die reversibel übertragene Wärme	111
7.2.2	Statistische Definition der Entropie	114
7.2.3	Dritter Hauptsatz der Thermodynamik	116
7.3	<b>Die Entropie bei verschiedenen Prozessen</b>	<b>116</b>
7.3.1	Die Zustandsgleichungen der Entropie	116
7.3.2	Isotherme Expansion bzw. Kompression	117
7.3.3	Reversible adiabatische Expansion oder Kompression	118
7.3.4	Isochore Erwärmung oder Abkühlung	120
7.3.5	Isobare Erwärmung	121
7.3.6	Änderung von Temperatur und Volumen	123
7.3.7	Isobar-isotherme Prozesse	123
7.4	<b>Der zweite Hauptsatz der Thermodynamik</b>	<b>124</b>
7.4.1	Hintergrund	124
7.4.2	Auswirkungen des zweiten Hauptsatzes	126
<b>8</b>	<b>Freie Energie und Freie Enthalpie</b>	<b>127</b>
8.1	<b>Die Freie Energie (Helmholtz-Energie)</b>	<b>127</b>
8.1.1	Definition der Freien Energie	127
8.1.2	Die Freie Energie bei reversiblen isothermen Prozessen	129
8.1.3	Die Freie Energie bei beliebigen reversiblen Prozessen	130
8.2	<b>Die Freie Enthalpie (Gibbs-Energie)</b>	<b>131</b>
8.2.1	Begründung für die Einführung der Freien Enthalpie	131
8.2.2	Die Freie Enthalpie bei isobar-isothermen Prozessen	132
8.2.3	Die Freie Enthalpie bei beliebigen Prozessen	132
8.3	<b>Zusammenfassung</b>	<b>133</b>
<b>9</b>	<b>Homogene Mischungen – Chemisches Potential</b>	<b>135</b>
9.1	<b>Einführung</b>	<b>135</b>
9.2	<b>Intensive Stoffmengengrößen</b>	<b>136</b>
9.2.1	Übersicht	136
9.2.2	Partialdruck	136
9.2.3	Molenbruch	137
9.2.4	Konzentration	138
9.2.5	Molalität	139
9.2.6	Zusammenfassung	139
9.3	<b>Volumenänderung bei homogenen Mischprozessen</b>	<b>139</b>
9.3.1	Partielles molares Volumen	139
9.3.2	Mischungsvolumen und mittleres molares Mischungsvolumen	141
9.3.3	Bestimmung der partiellen molaren Volumina	142
9.3.4	Gibbs-Duhemsche Beziehung	143
9.4	<b>Änderung der Enthalpie bei Mischprozessen</b>	<b>144</b>
9.4.1	Allgemeines	144

9.4.2	Vermischung von Gasen	144
9.4.3	Klassifizierung der Mischprozesse in flüssiger Phase	144
9.4.4	Exotherme und endotherme Vermischung	145
9.4.5	Mischungsenthalpie in idealer und realer Mischung	146
9.4.6	Lösungsenthalpie	147
9.4.7	Spezielle Mischungsenthalpien	148
<b>9.5</b>	<b>Änderung der Entropie bei Mischprozessen</b>	<b>149</b>
9.5.1	Die Besonderheit der Entropie in Mischungen	149
9.5.2	Partielle molare Entropie in idealer Mischung	150
9.5.3	Mittlere molare Mischungsentropie in idealer Mischung	150
9.5.4	Mischungsentropie in realer Mischung	153
<b>9.6</b>	<b>Das chemische Potential</b>	<b>154</b>
9.6.1	Definition des chemischen Potentials	154
9.6.2	Das chemische Potential in idealen flüssigen Mischungen	154
9.6.3	Das chemische Potential in realen flüssigen Mischungen	157
9.6.4	Chemisches Potential des idealen Gases	158
9.6.5	Chemisches Potential des realen Gases	159
9.6.6	Mischungen von Gasen	159
9.6.7	Chemisches Potential gelöster Substanzen in idealer Lösung	160
9.6.8	Chemisches Potential ungeladener Substanzen in realer Lösung	160
9.6.9	Aktivitätskoeffizienten in Elektrolytlösungen	162
9.6.10	Reinstoffe in kondensierter Phase	162
9.6.11	Vergleich der verschiedenen Standardzustände	162
9.6.12	Einfluss von Druck, Temperatur und Molenbruch	163
<b>10</b>	<b>Die fundamentalen Zusammenhänge</b>	<b>165</b>
<b>10.1</b>	<b>Vorbemerkungen</b>	<b>165</b>
<b>10.2</b>	<b>Die Fundamentalgleichungen</b>	<b>165</b>
10.2.1	Die Fundamentalgleichung der Inneren Energie	165
10.2.2	Die Fundamentalgleichung der Enthalpie	167
10.2.3	Die Fundamentalgleichung der Freien Energie	167
10.2.4	Die Fundamentalgleichung der Freien Enthalpie	168
<b>10.3</b>	<b>Die thermodynamischen Potentiale</b>	<b>170</b>
10.3.1	Die Innere Energie	170
10.3.2	Die Enthalpie, Freie Energie und Freie Enthalpie	171
<b>10.4</b>	<b>Die Fundamentalgleichungen für chemische Reaktionen</b>	<b>173</b>
<b>10.5</b>	<b>Die charakteristischen Zustandsgleichungen</b>	<b>174</b>
10.5.1	Einführung	174
10.5.2	Die charakteristische Gleichung der Inneren Energie	175
10.5.3	Die charakteristische Gleichung der Enthalpie	176
10.5.4	Die charakteristische Gleichung der Freien Energie	177
10.5.5	Die charakteristische Gleichung der Freien Enthalpie	178
<b>10.6</b>	<b>Beispiele zur Anwendung der Fundamentalgleichungen</b>	<b>179</b>
10.6.1	Vorbemerkungen	179
10.6.2	Reversible isotherme Expansion von Gasen	180
10.6.3	Irreversible isotherme Expansion eines Gases	180
10.6.4	Reversible adiabatische Kompression von Gasen	181
10.6.5	Maxwellsche Gleichungen. Kalorische Zustandsgleichungen	181
10.6.6	Adiabatische Gasverflüssigung	183

<b>10.7</b>	<b>Zusammenfassung</b>	<b>186</b>
10.7.1	Zustandsgrößen und Prozessgrößen	186
10.7.2	Verwendung der zusammengesetzten Zustandsgrößen	187
10.7.3	Zusammenhang zwischen den thermodynamischen Potentialen	187
10.7.4	Beschreibung beliebiger Prozesse mit der FGI der Inneren Energie	190
10.7.5	Bedeutung des chemischen Potentials bei Stoffumsetzungen	190
<b>11</b>	<b>Die Triebkraft</b>	<b>191</b>
<b>11.1</b>	<b>Einführung</b>	<b>191</b>
<b>11.2</b>	<b>Dissipativer Modellprozess</b>	<b>192</b>
<b>11.3</b>	<b>Ausgleichsvorgänge</b>	<b>193</b>
<b>11.4</b>	<b>Beispiele</b>	<b>193</b>
11.4.1	Expansion des idealen Gases ins Vakuum	193
11.4.2	Irreversible Übertragung von Wärme	194
11.4.3	Konzentrationsausgleich	195
11.4.4	Chemische und elektrochemische Reaktionen	195
11.4.5	Phasenumwandlungen	196
<b>12</b>	<b>Chemische Reaktionen und chem. Gleichgewicht</b>	<b>197</b>
<b>12.1</b>	<b>Einführung</b>	<b>197</b>
<b>12.2</b>	<b>Die molaren Reaktionsgrößen</b>	<b>198</b>
12.2.1	Vorbemerkungen und Festlegungen	198
12.2.2	Das (partielle bzw. mittlere) molare Reaktionsvolumen	199
12.2.3	Die (partielle bzw. mittlere) molare Reaktionsenthalpie	200
12.2.4	Standardreaktionsenthalpie und Standardbildungsenthalpie	203
12.2.5	Die (partielle bzw. mittlere) molare Reaktionsenergie	206
12.2.6	Die (partielle) molare Reaktionsentropie	207
12.2.7	Die (partielle) molare Freie Reaktionsenthalpie	209
<b>12.3</b>	<b>Die Bilanzgleichung der molaren Reaktionsgrößen</b>	<b>213</b>
12.3.1	Einführung	213
12.3.2	Zusammenhang zwischen Entropie und Triebkraft	214
12.3.3	Die Triebkraft mit $\Delta G$	218
12.3.4	Gibbs-Helmholtz-Gleichung	221
<b>12.4</b>	<b>Gleichgewichtskonstanten</b>	<b>222</b>
12.4.1	Massenwirkungsgesetz	222
12.4.2	Thermodynamische Gleichgewichtskonstante	224
12.4.3	Gleichgewichtskonstanten in homogener flüssiger Mischung	225
12.4.4	Gleichgewichtskonstanten in Lösung	226
12.4.5	Gleichgewichtskonstanten bei homogenen Gasreaktionen	227
12.4.6	Gleichgewichtskonstanten heterogener Reaktionen	228
12.4.7	Die Dissoziationskonstante von Säuren, pH-Wert	228
12.4.8	Ostwaldsches Verdünnungsgesetz	230
<b>12.5</b>	<b>Abhängigkeit der molaren Reaktionsgrößen von <math>T</math> und <math>p</math></b>	<b>230</b>
12.5.1	Temperaturabhängigkeit der molaren Reaktionsenthalpie	230
12.5.2	Druckabhängigkeit der molaren Reaktionsenthalpie	232
12.5.3	Abhängigkeit der molaren Freien Reaktionsenthalpie von $T$ und $p$	232
12.5.4	Temperaturabhängigkeit der Gleichgewichtskonstanten	233
12.5.5	Druckabhängigkeit der Gleichgewichtskonstanten	233
<b>12.6</b>	<b>Berechnung der molaren Reaktionsgrößen</b>	<b>234</b>

<b>13</b>	<b>Elektrochemische Gleichgewichte</b>	<b>237</b>
<b>13.1</b>	<b>Elektrochemische Halbzelle und elektrochemische Zelle</b>	<b>237</b>
<b>13.2</b>	<b>Elektrodenpotentiale</b>	<b>238</b>
13.2.1	Elektrodentypen nach Art der durchtretenden Ladung	238
13.2.2	Metall/Metallionenelektroden (Elektroden erster Art)	238
13.2.3	Redoxelektroden	241
13.2.4	Gaselektroden	242
13.2.5	Standardelektrodenpotentiale und Spannungsreihe	242
13.2.6	Die Nernstsche Gleichung	244
13.2.7	Elektroden zweiter Art	245
<b>13.3</b>	<b>Zellspannung und Klemmenspannung</b>	<b>248</b>
13.3.1	Zellspannung	248
13.3.2	Reversible elektrochemische Arbeit	249
13.3.3	Klemmenspannung	251
13.3.4	Galvanische Zellen	251
13.3.5	Elektrolysezellen	252
13.3.6	Bestimmung der Zellspannung während einer Reaktion	252
13.3.7	Temperaturabhängigkeit der Zellspannung	253
13.3.8	Druckabhängigkeit der Zellspannung	254
<b>14</b>	<b>Phasengleichgewichte</b>	<b>255</b>
<b>14.1</b>	<b>Einführung</b>	<b>255</b>
<b>14.2</b>	<b>Einstellung und Veränderung des Phasengleichgewichtes</b>	<b>255</b>
14.2.1	Modellprozess	255
14.2.2	Die gegenläufigen Tendenzen bei Phasenübergängen	256
14.2.3	Die Randbedingungen für das Phasengleichgewicht	257
<b>14.3</b>	<b>Mehrphasige Einkomponentensysteme</b>	<b>258</b>
14.3.1	Einführung	258
14.3.2	Beeinflussung der Lage des Phasengleichgewichtes von Reinstoffen	259
14.3.3	Zustandsdiagramm von Reinstoffen	265
14.3.4	Zustandsdiagramm von Kohlendioxid	267
<b>14.4</b>	<b>Systeme im Kontakt mit Luft</b>	<b>268</b>
14.4.1	Einführung	268
14.4.2	Einfluss von Luft auf den Dampfdruck von Flüssigkeiten	268
14.4.3	Zustandsdiagramm des Wassers in Gegenwart von Luft	269
14.4.4	Allgemeine Beispiele	270
<b>14.5</b>	<b>Lösungen</b>	<b>272</b>
14.5.1	Allgemeines	272
14.5.2	Isotherme Dampfdruckabsenkung	273
14.5.3	Isobare Siedepunktserhöhung	275
14.5.4	Isobare Gefrierpunktsabsenkung	277
14.5.5	Zustandsdiagramm des Wassers in einer Lösung	278
14.5.6	Allgemeine Beispiele	279
<b>14.6</b>	<b>Spezielle Effekte</b>	<b>281</b>
14.6.1	Osmotischer Druck	281
14.6.2	Verteilungsgleichgewicht	283
14.6.3	Stoffunspecifische Effekte von Substanzen	283
<b>14.7</b>	<b>Flüssige Mischungen mit gemeinsamer Gasphase</b>	<b>285</b>
14.7.1	Vorbemerkungen	285

14.7.2	Dampfdruckdiagramme	285
14.7.3	Siedediagramme	288
<b>14.8</b>	<b>Schmelzdiagramme</b>	<b>292</b>
<b>15</b>	<b>Grenzflächengleichgewichte</b>	<b>295</b>
<b>15.1</b>	<b>Vorbemerkungen</b>	<b>295</b>
<b>15.2</b>	<b>Oberflächenspannung und Grenzflächenspannung</b>	<b>295</b>
15.2.1	Oberflächenspannung	295
15.2.2	Grenzflächenspannung	297
<b>15.3</b>	<b>Adsorption</b>	<b>299</b>
<b>15.4</b>	<b>Kolloide</b>	<b>302</b>
<b>16</b>	<b>Statistische Thermodynamik</b>	<b>303</b>
<b>16.1</b>	<b>Vorbemerkungen</b>	<b>303</b>
<b>16.2</b>	<b>Konfiguration und Mikrozustände</b>	<b>304</b>
<b>16.3</b>	<b>Die Boltzmann-Verteilung</b>	<b>306</b>
<b>16.4</b>	<b>Die molekulare Zustandssumme (Molekülzustandssumme)</b>	<b>308</b>
16.4.1	Energieniveaus und Exponentialterme	308
16.4.2	Definition und allgemeine Eigenschaften	310
16.4.3	Einfluss einer Veränderung der Temperatur	311
16.4.4	Mittlere molekulare Energie	312
16.4.5	Molekulare Zustandssumme bezüglich mehrerer Freiheitsgrade	312
16.4.6	Molekulare Zustandssumme der Translation	313
16.4.7	Molekulare Zustandssumme der Rotation	314
16.4.8	Molekulare Zustandssumme der Schwingung	315
16.4.9	Charakteristische Temperatur	317
<b>16.5</b>	<b>Kanonische Zustandssumme (Systemzustandssumme)</b>	<b>318</b>
<b>16.6</b>	<b>Die thermodynamischen Zustandsgrößen</b>	<b>320</b>
16.6.1	Innere Energie	320
16.6.2	Wärmekapazität	322
16.6.3	Entropie	323
16.6.4	Freie Energie	325
16.6.5	Druck	325
16.6.6	Enthalpie	326
16.6.7	Freie Enthalpie	326
<b>16.7</b>	<b>Die thermodynamische Gleichgewichtskonstante</b>	<b>326</b>
<b>17</b>	<b>Anhang</b>	<b>329</b>
<b>17.1</b>	<b>Erläuterungen (Übersicht s. S. XV)</b>	<b>329</b>
<b>17.2</b>	<b>Antworten auf die Fragen</b>	<b>347</b>
<b>17.3</b>	<b>Merktafel – Register</b>	<b>357</b>
<b>17.4</b>	<b>Literatur</b>	<b>360</b>
<b>17.5</b>	<b>Sachindex</b>	<b>361</b>

**Anhang: Erläuterungen**

A-1	Vollständiges und partielles Differential. Partielle Differentiation (S. 31)	S. 329
A-2	Satz von Schwarz (S. 32, S. 182)	S. 330
A-3	Integration und Differentiation einfacher Funktionen (S. 41, S. 44, S. 48, S. 94)	S. 330
A-4	Virialansatz, Virialkoeffizienten (S. 54)	S. 330
A-5	Kovolumen des van der Waalsschen Gases (S. 57)	S. 331
A-6	Zusammenhang zwischen $B$ und den v. d. Waals.-Konstanten $a$ und $b$ (S. 59)	S. 331
A-7	Bestimmung der van der Waalsschen Konstanten (S. 61)	S. 331
A-8	Bedeutung der Zeichen $\delta$ bzw. von $d$ vor Prozessgrößen (S. 67)	S. 332
A-9	Bedeutung des Terms $pV$ (S. 70)	S. 332
A-10	Maxwellsche Geschwindigkeitsverteilung (S. 77)	S. 333
A-11	Quantelung der Energie (S. 78)	S. 334
A-12	Herleitung der Beziehung $c_v = 1,5 R$ (S. 79)	S. 334
A-13	Zus.-hang zwischen Geschwindigkeit, Temperatur und molarer Masse (S. 80)	S. 335
A-14	Korrelation der Temperatur mit der kinet. Energie des idealen Gases (S. 80)	S. 336
A-15	Vollständige $p, V$ -Diagramme der Abb. 5.1b (S. 89) und der Abb. 5.2b (S. 92)	S. 336
A-16	Herleitung der Beziehung $TV^{\gamma-1} = \text{const.}$ (S. 97)	S. 336
A-17	Herleitung der Poissonschen Gleichung (S. 97)	S. 337
A-18	Steigung der Adiabate des idealen Gases (S. 97)	S. 337
A-19	Verhältnis der Temperaturen beim Kreisprozess der Abb. 6.1 (S. 102)	S. 337
A-20	Verhältnis der Volumina beim Carnotschen Kreisprozess (S. 105)	S. 337
A-21	Herleitung der Beziehung (7.21) (S. 118)	S. 338
A-22	Herleitung der Beziehung (7.23) (S. 120)	S. 338
A-23	Isentropischer Prozess nach Gleichung (7.31) (S. 123)	S. 339
A-24	Bedeutung des Terms $TS$ (S. 127)	S. 339
A-25	Zur Verwendung des Operators $\Delta$ (S. 141, S. 198, S. 216)	S. 339
A-26	Volumenänderung beim Vermischen. Negatives partielles Volumen (S. 143)	S. 340
A-27	Partielle molare Entropie (S. 150)	S. 340
A-28	Alternative Darstellung des chemischen Potentials (S. 156)	S. 340
A-29	Herleitung des chemischen Potentials in Lösungen (S. 160, S. 211, S. 226)	S. 341
A-30	Berechnung der Aktivitätskoeffizienten $y_i$ nach Debye-Hückel (S. 162)	S. 342
A-31	Aktivitätskoeffizienten in Elektrolytlösungen (S. 162)	S. 342
A-32	Ergänzungsterme (S. 167)	S. 343
A-33	Gleichheit der verschieden formulierten chemischen Potentiale (S. 169)	S. 343
A-34	Legendre-Transformation (S. 171)	S. 344
A-35	Joule-Thomson-Koeffizient. Inversionstemperatur (S. 186)	S. 344
A-36	Herleitung der Beziehung (13.11) (S. 242)	S. 345
A-37	Integration der Beziehung (14.40) (S. 275)	S. 345
A-38	Schematische Darstellung der Freien Reaktionsenthalpie (S. 220)	S. 346