

POCKET TEACHER

Abi

KOMPAKTWISSEN OBERSTUFE

Chemie

Abi

Cornelsen

SCRIPTOR

Fahrplan zum Abi

Noch 2 Jahre bis zum Abitur

Fächer- bzw. Kurswahl abklären

Beratung durch Oberstufenbetreuer · Gegengewichte zum Lernstress schaffen

Zeitplan erstellen

Klausuren, Prüfungen, ggf. schriftliche Facharbeit · Projekte, Präsentationen · Lernzeiten am Nachmittag festlegen · Ferien, Pausen, Freizeitaktivitäten planen

Ablage einrichten

Schreibtisch: für jedes Fach eine getrennte Ablage · Ordnerstruktur im Computer · Internetlinkliste

Lernorte klären

Arbeitsplatz: zu Hause? Schule? Bibliothek?

Lerngemeinschaften organisieren

Unterschiedliche Lerntypen ergänzen sich!

Lernstrategie entwickeln

Persönliche Stärken-/Schwächenanalyse, evtl. mithilfe von Fachlehrern, erstellen · Hindernisse benennen und Strategien zur Überwindung erproben

Noch 1½ Jahre bis zum Abitur

Zeitpläne kritisch überprüfen

Wöchentlich: Lernzeiten, Pausen · Monatlich: Stoffverteilung, Wiederholung, Lerngruppentermine · Klausur- und Referatstermine

Ggf. Facharbeit planen und durchführen

Fach festlegen · Thema suchen und bearbeiten

Lernhilfen und Lernmaterial organisieren

Nachschlagewerke und Trainingsbücher Abiturwissen · Unterrichtsmitschriften · Abiturvorbereitungskurse

Zu Beginn des Abiturschuljahres

Zeitplan anpassen

Alle Abiturtermine notieren · Lernzeiten: Wiederholung strukturieren, Schwerpunkte setzen · ggf. Präsentationsprüfung planen und sich mit allen Themen befassen · Freizeit von Arbeitszeit trennen

Motivation tanken

Lern- oder Arbeitstagebuch auswerten · Mut-mach-Gespräche in Lerngruppe, mit Eltern und Freunden führen · Antistressstraining · Belohnung nach dem Abistress planen: Abschlussfeier, Reise u. Ä.

Blocklernen

Klausuren der Vorjahre durcharbeiten · Prüfungssimulation (mit Zeitbegrenzung)

Notenverbesserung nach dem schriftlichen Abi

Evtl. Teilnahme an einer freiwilligen mündlichen Prüfung

Nach dem letzten Halbjahreszeugnis

Zeitplan anpassen

Lernzeiten anpassen · Wiederholungsschritte planen · Klausur- und Referatstermine im Blick behalten · Facharbeits-/Seminararbeitstermine einhalten

Lernfortschritte dokumentieren

Stärken-/Schwächenanalyse anhand alter Klausuren durchführen und konkrete Konsequenzen daraus ableiten · Lerntagebuch führen

Motivationsarbeit verstärken

Gespräche mit Prüflingen des Vorjahrs führen · Beratungsgespräch mit Oberstufenbetreuer/Fachlehrkräften führen · Ziele fest ins Auge fassen · regelmäßige Arbeit mit dem Lern- oder Arbeitstagebuch

Berufs-/Studienentscheidung vorbereiten

Studienführer organisieren · Gespräche mit Studien-/Berufsanfängern · Agentur für Arbeit: Beratungstermine wahrnehmen · Abiturmessen besuchen · Tag der offenen Tür in Universitäten nutzen

Blocklernen

Abiturvorbereitungskurs · Lernwochenende(n) mit Lerngruppe · Prüfungsaufgaben des Vorjahrs beschaffen und damit üben

Manfred Kuballa
Joachim Kranz

Chemie

4., aktualisierte Auflage

POCKET TEACHER ABI

Cornelsen
SCRIPTOR

Inhalt

Vorwort	9
1 Atombau	10
1.1 DALTON-Modell	10
1.2 THOMSON-Modell	12
1.3 Kern-Hülle-Modell (RUTHERFORD-Modell)	12
1.4 BOHR'sches Atommodell	14
1.5 Schalenmodell – Bau der Atomhülle	18
1.6 Orbitalmodell	20
Kennzeichen des Orbitalmodells	20
Darstellung von Orbitalen	24
Aufbau des Periodensystems nach dem Orbitalmodell	25
2 Die chemische Bindung	28
2.1 Bindungsbestreben von Atomen	29
Ionisierungsenergie und Elektronenaffinität	29
Wertigkeit von Atomen	31
Elektronegativität	32
2.2 Arten der chemischen Bindung	33
Ionenbindung	34
Metallische Bindung	35
Elektronenpaarbindung	37
Wasserstoffbrückenbindung	46
VAN-DER-WAALS-Bindung	49
3 Energetik chemischer Reaktionen	50
3.1 Energieumsatz chemischer Reaktionen	50
Bildungsenthalpie von Verbindungen	51

Bildungsenthalpie von Elementen	51
Reaktionsenthalpie	52
Reaktionsenthalpie von Folgereaktionen	53
3.2 Energieumsatz beim Kristallisieren und Lösen	54
Energieinhalt kristalliner Stoffe	55
Lösungswärmen	57
3.3 Triebkraft chemischer Reaktionen	59
Entropiebegriff	59
Entropie von Elementen und Verbindungen	60
Reaktionsentropie	61
Freie Reaktionsenthalpie	61
Reaktionsumkehr	63
4 Geschwindigkeit chemischer Reaktionen	65
4.1 Heterogene und homogene Reaktionen	65
4.2 Reaktionsgeschwindigkeit	66
Definitionen	66
Durchschnitts- und Momentangeschwindigkeit	67
Darstellung der Reaktionsgeschwindigkeit	68
Bestimmungsgrößen der Reaktionsgeschwindigkeit	69
4.3 Geschwindigkeitsgesetz	71
Reaktionsart	71
Reaktionsordnung	72
4.4 Katalyse	74
5 Chemisches Gleichgewicht	76
5.1 Kennzeichen des chemischen Gleichgewichts	76
Gleichgewichtsreaktionen	76
Gleichgewichtskonstante	77
Bestimmung der Gleichgewichtskonstanten	79
5.2 Beeinflussung des chemischen Gleichgewichts	80
Änderung der Temperatur	80
Änderung des Drucks	81
Änderung der Konzentration	82
Prinzip des kleinsten Zwangs	83

5.3 Lösungsgleichgewichte	85
Temperaturabhängigkeit der Löslichkeit	85
Löslichkeitsprodukt	86
6 Säuren und Basen	89
6.1 Definitionen von Säuren und Basen	89
Entwicklung des Säuren- und Basebegriffs	89
Theorie von BRÖNSTED	91
LEWIS-Säuren und -Basen	93
6.2 Protolysegleichgewichte	94
Ionenprodukt des Wassers	94
Der pH-Wert	95
Stärke von Säuren und Basen	97
pH-Wert von Salzlösungen	100
Pufferlösungen	100
6.3 Neutralisation	104
Neutralisation schwacher Säuren und Basen	104
Titration von Säuren und Basen	106
7 Oxidation und Reduktion	110
7.1 Redoxreaktionen	110
Redoxgleichgewichte	110
Oxidationszahlen	112
Redoxgleichungen	115
7.2 Korrosion	120
Säurekorrosion	120
Sauerstoffkorrosion	121
Kontaktkorrosion	123
Korrosionsschutz	124
7.3 Elektrochemie	125
Galvanische Elemente	125
Spannungsreihe der Metalle	126
Batterien	129
Akkumulatoren	132
Brennstoffzellen	136

7.4	Elektrolyse	137
	Zersetzungsspannung	138
	FARADAY'sche Gesetze	139
8	Organische Stoffklassen	141
8.1	Kohlenwasserstoffe	141
	Alkane	141
	Cycloalkane	142
	Alkene und Alkine	143
	Benennungsregeln für Kohlenwasserstoffe	145
	Eigenschaften von Kohlenwasserstoffen	147
	Aromatische Kohlenwasserstoffe	148
8.2	Halogenkohlenwasserstoffe	152
	Eigenschaften von Halogenkohlenwasserstoffen	153
	Verwendung von Halogenkohlenwasserstoffen	154
8.3	Alkohole, Phenole und Ether	154
	Alkohole	155
	Phenole	158
	Ether	160
8.4	Aldehyde und Ketone	161
	Benennung von Aldehyden und Ketonen	161
	Struktur der Carbonylgruppe	162
	Eigenschaften der Aldehyde und Ketone	162
8.5	Carbonsäuren	164
	Benennung der Carbonsäuren	164
	Struktur der Carbonsäuren	166
	Eigenschaften der Carbonsäuren	167
8.6	Carbonsäureester	169
	Einteilung der Carbonsäureester	169
	Benennung der Carbonsäureester	170
	Eigenschaften von Estern	171
	Fette	171
8.7	Seifen und Tenside (waschaktive Substanzen)	174
	Eigenschaften von Seifen und Tensiden	175
	Wirkung von Seifen und Tensiden	175

8.8 Kohlenhydrate	178
Einteilung der Kohlenhydrate	178
Monosaccharide	179
Oligosaccharide	182
Polysaccharide	184
8.9 Proteine (Eiweißstoffe)	185
Aminosäuren	185
Peptidbindung	187
Struktur von Proteinen	188
Eigenschaften der Proteine	191
8.10 Kunststoffe	191
Herstellung von Kunststoffen	191
Struktur und Eigenschaften von Kunststoffen	191
Ökologische Aspekte	194
8.11 Farbstoffe	194
Strukturmerkmale von Farbstoffmolekülen	195
Einteilung der Farbstoffe	196
9 Organische Reaktionen	200
9.1 Trennung einer Atombindung	200
Homolytische Bindungstrennung	200
Heterolytische Bindungstrennung	200
9.2 Radikalreaktionen	201
Radikalische Substitution	201
Radikalische Polymerisation	202
9.3 Ionenreaktionen	203
Elektrophile Addition	203
Eliminierung	205
Nucleophile Substitution	205
Elektrophile Substitution	207
Alkylierung	209
Elektrophile Zweitsubstitution	209
Polyaddition	213
9.4 Esterreaktionen	214
Mechanismus der Esterbildung	215

Polykondensation	216
10 Isomerie organischer Stoffe	218
10.1 Was ist Isomerie?	218
10.2 Isomeriearten	218
Kettenisomerie	219
Stellungsisomerie	219
Bindungsisomerie	220
Funktionsisomerie	220
Geometrische Isomerie	221
Optische Isomerie	222
11 Analyse organischer Verbindungen	226
11.1 Bestimmung der Formel	226
Qualitative Elementaranalyse	226
Quantitative Elementaranalyse	229
Bestimmung der molaren Masse	230
Bestimmung der Strukturformel	232
11.2 Bestimmung von Stoffeigenschaften	233
Nachweis von Alkoholen	233
Nachweis von Aldehyden	233
Nachweis von Stärke und Cellulose	235
Nachweis von Eiweißstoffen	236
12 Anhang	238
12.1 Größen und Einheiten	238
12.2 Gasgesetze	241
12.3 Thermische Zustandsgrößen	242
12.4 Lösungen	248
12.5 Gleichgewichte	249
12.6 Periodensystem der Elemente	251
Stichwortverzeichnis	252

Vorwort

Liebe Leserin, lieber Leser!

Der POCKET TEACHER ABI Chemie eignet sich als Wegbegleiter durch die gesamte Oberstufe bis zum Abitur. Er hilft nicht nur beim Endspurt vor dem Abitur, sondern ebenso gut bei Hausaufgaben und Referaten, bei der Vorbereitung von Klausuren und Tests. Selbst wer glaubt, schon fit zu sein, kann hier mit Gewinn noch einmal ein Kapitel querlesen und sein Wissen auffrischen. Vor allem aber werden die Zusammenhänge übersichtlich und anschaulich präsentiert. Dazu tragen auch die zahlreichen Grafiken und Schaubilder bei.

Gewünschte Infos können am schnellsten über das Stichwortverzeichnis am Ende des Bandes gefunden werden. Am besten ins Inhaltsverzeichnis schauen und im entsprechenden Kapitel nach dem Begriff suchen! Stichwörter sind hier durch Fettdruck hervorgehoben. Farbige Pfeile ➤ verweisen auf andere Stellen im Buch zum gleichen Thema.

Wesentliche, wichtige Informationen sind besonders hervorgehoben:

MERKE (➤ S. 16)

BEACHTET (➤ S. 27)

Diese Rubrik kennzeichnet Definitionen und Merkwissen (➤ S. 19).

- Mehrere Beispielaufgaben oder Aufzählungen zu einem Thema sind meist durch kleine farbige Quadrate übersichtlich gegliedert (➤ S. 20).

1 Atombau

Nach Ansicht der beiden griechischen Gelehrten LEUKIPP und DEMOKRIT lässt sich Materie nicht beliebig weit zerteilen. Es müsse vielmehr ein kleinstes Teilchen geben, das nicht weiter teilbar sei: das Atom (griech. *atomos*: unteilbar). Diese Ansicht wird bis zum heutigen Tage geteilt, die Vorstellung vom *Bau* des Atoms hat sich seitdem jedoch mehrfach verändert.

1.1 DALTON-Modell

Im Jahre 1803 wurde die antike Vorstellung von John DALTON wieder aufgenommen. In seiner Atomhypothese formulierte er folgende Sätze:

- Die kleinsten Teilchen der Materie sind die Atome, sie sind unteilbar.
- Es gibt ebenso viele Atomarten wie Elemente.
- Atome verschiedener Elemente unterscheiden sich in ihrer Masse.
- Verbinden sich Elemente miteinander, so verbinden sich deren Atome in bestimmten kleinen Zahlenverhältnissen.

Da die Masse von Atomen so unvorstellbar klein ist, dass sie sich nicht durch einfaches Auswiegen ermitteln lässt, wählte DALTON die Masse eines Wasserstoffatoms als *Atommasse*, d. h., er setzte sie willkürlich auf 1.

Die derzeit gültige Festlegung der *Atommasse* (1 u) bezieht sich auf $\frac{1}{12}$ der Masse des Kohlenstoffisotops C-12.

Die Atommasseneinheit ist sehr klein:

$$1 \text{ u} = 0,000\,000\,000\,000\,000\,000\,000\,001\,660\,565\,5 \text{ g}$$

BEACHTEN Die Atommassen aller Elemente sind im Periodensystem (➔ S. 251) aufgeführt.

Da nach DALTON die Atome und damit ihre Massen bei chemischen Reaktionen erhalten bleiben, ermöglichte seine Atomhypothese die *Erklärung* zweier bereits vorher formulierter chemischer Grundgesetze:

- **Gesetz von der Erhaltung der Masse:** Bei einer chemischen Reaktion geht weder Masse verloren noch kommt Masse hinzu.
- **Gesetz der konstanten Proportionen:** In einer chemischen Verbindung sind die beteiligten Elemente in konstanten Proportionen (in bestimmten Massenverhältnissen) enthalten.

Darüber hinaus formulierte DALTON auf der Grundlage seiner Atomhypothese ein weiteres chemisches Grundgesetz:

- **Gesetz der multiplen Proportionen:** Bilden zwei Elemente miteinander mehrere Verbindungen, so stehen die Massenverhältnisse, mit denen die Elemente in diesen Verbindungen auftreten, zueinander im Verhältnis kleiner ganzer Zahlen.

BEISPIEL Kohlenstoff bildet zwei verschiedene Oxide. Das eine besteht zu 42,88 % aus Kohlenstoff und zu 57,12 % aus Sauerstoff, das andere besteht zu 27,29 % aus Kohlenstoff und zu 72,71 % aus Sauerstoff.

Nimmt man für das erste Oxid ein *Atomzahl*-verhältnis von 1 : 1 an, so ergibt sich ein Massenverhältnis von

$$\frac{m(\text{O})}{m(\text{C})} = \frac{57,12}{42,88} = \frac{1,33}{1}$$

Beim zweiten Oxid beträgt das betreffende Massenverhältnis

$$\frac{m(O)}{m(C)} = \frac{72,71}{27,29} = \frac{2,66}{1}.$$

Im zweiten Oxid ist genau *doppelt* so viel Sauerstoff gebunden wie im ersten Oxid. Das *Massenverhältnis* der gebundenen Sauerstoffanteile beträgt daher 2 : 1.

Damit beträgt nach DALTON das *Atomzahlverhältnis* im zweiten Oxid des Kohlenstoffs ebenfalls 2 : 1.

1.2 THOMSON-Modell

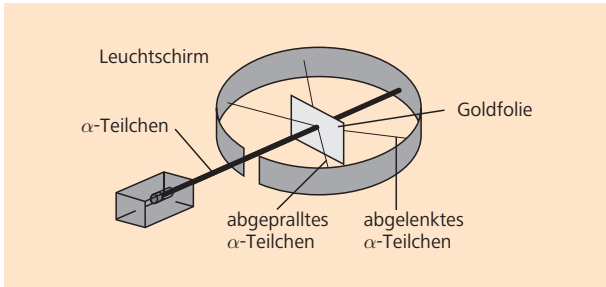
Michael FARADAYS Elektrolyseversuche von 1833 und G. J. STONEYS Entdeckung des Elektrons 1881 ließen sich mit dem einfachen DALTON-Modell nicht mehr erklären. Die Ladung wurde von J. J. THOMSON in sein Atommodell von 1904 einbezogen:

- Das Atom besteht aus einer elektrisch positiv geladenen Kugel, in die elektrisch negativ geladene Elektronen eingelagert sind.
- Die Atome sind nach außen elektrisch neutral, können jedoch Elektronen abgeben oder zusätzlich aufnehmen.
- Bei Elektronenabgabe entstehen *positiv* geladene Ionen, bei Elektronenaufnahme entstehen *negativ* geladene Ionen.

Mit dem THOMSON-Modell lassen sich alle Vorgänge der Elektrolyse und in Batterien erklären.

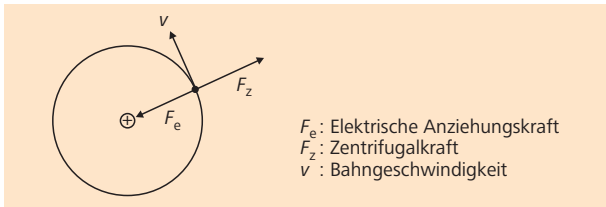
1.3 Kern-Hülle-Modell (RUTHERFORD-Modell)

Beim Beschießen einer hauchdünnen Goldfolie mit α -Strahlung durchdringen die meisten Teilchen dieser Strahlung die Folie geradlinig, einige werden mehr oder weniger abgelenkt, etwa jedes 100 000. Teilchen prallt jedoch zurück!



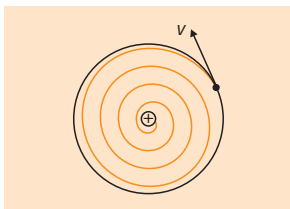
Die Ergebnisse dieses Streuversuches von 1911 lassen sich mit dem THOMSON-Modell nicht erklären. Das Kern-Hülle-Modell von ERNEST RUTHERFORD geht daher nicht mehr von der Vorstellung einer kompakten Kugel aus:

- Das Atom besteht aus einem Atomkern und einer Atomhülle.
- Der Atomkern ist elektrisch positiv geladen und befindet sich im Zentrum des Atoms.
- Der Atomkern ist winzig klein: Sein Durchmesser beträgt nur ein Zehntausendstel des gesamten Atomdurchmessers.
- In der Atomhülle befinden sich negativ geladene Elektronen, die um den Atomkern kreisen.
- Durch diese Kreisbewegung wird verhindert, dass die Elektronen in den entgegengesetzt geladenen Atomkern stürzen.
- Da die Elektronen noch viel kleiner sind als der Atomkern, ist die Atomhülle praktisch ein leerer Raum.



Dieses Modell steht jedoch im Widerspruch zur herkömmlichen Physik:

Bewegte Elektronen erzeugen ein *magnetisches Feld*, das nach außen abgestrahlt wird. Diese Feldenergie kann nur aus dem Energievorrat des Elektrons entnommen werden. Deshalb müsste sich die Bewegungsenergie des Elektrons ständig verringern, die Zentrifugalkraft würde sich dadurch ebenfalls verkleinern und das Elektron würde in Sekundenbruchteilen spiralförmig in den Kern stürzen.



1.4 BOHR'SCHES ATOMMODELL

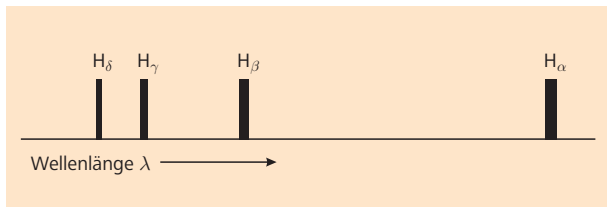
Anlass für die Weiterentwicklung des Atommodells durch Niels BOHR war die 1885 von J. J. BALMER entdeckte Tatsache, dass sich die Wellenlängen aller Linien des sichtbaren Spektrums von gasförmigem Wasserstoff durch eine einfache mathematische Serienformel beschreiben lassen:

$$\frac{1}{\lambda} = R_{\text{H}} \left(\frac{1}{4} - \frac{1}{n^2} \right).$$

λ : Wellenlänge der Spektrallinie

R_{H} : RYDBERG-Konstante (↗ Anhang S. 240)

n : Laufzahl ($n > 2$)



n	λ/nm	Linie	Farbe
3	656	H_{α}	rot
4	486	H_{β}	blau
5	434	H_{γ}	violett
6	410	H_{δ}	violett

1

Zur Erklärung dieser Formel nutzte BOHR die Grundlagen der von Max PLANCK und Albert EINSTEIN begründeten **Quantentheorie**:

- Energie kann nicht in beliebig kleine Portionen zerteilt werden. Ebenso wie bei Materie gibt es eine kleinstmögliche Energieportion, ein *Energiequant*.
- Die Energie von Licht hängt von seiner jeweiligen Wellenlänge ab. Die kleinste Energieportion einer bestimmten Wellenlänge oder Frequenz ist ein Lichtquant oder *Photon*.

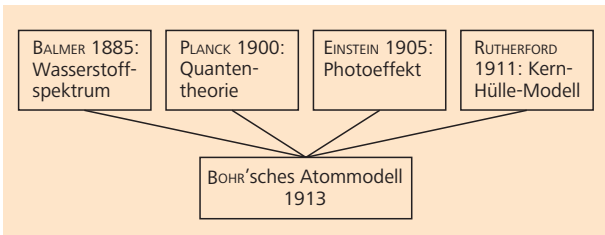
$$E = h \cdot f$$

E : Energie eines Photons

h : PLANCK'sche Konstante (➔ Anhang S. 240)

f : Frequenz des Photons

Weiterhin übernahm BOHR für sein Atommodell die im Kern-Hülle-Modell (➔ S. 12 f.) enthaltene Vorstellung der um einen Atomkern kreisenden Elektronen.



Ungeachtet des Widerspruchs beim Kern-Hülle-Modell hat BOHR auf der Basis der Quantentheorie zwei Arbeitsgrundlagen, sogenannte *Postulate*, aufgestellt:

Ein *Postulat* ist ein Ansatz, der zu einem sinnvollen Ergebnis führt, auch wenn er theoretisch nicht begründet werden kann bzw. der Theorie widerspricht. Im Gegensatz dazu muss eine *Hypothese* mit der gängigen Theorie vereinbar sein.

1. BOHR'sches Postulat (Bahnen des Elektrons)

Die Elektronen umkreisen den Atomkern in bestimmten Bahnen ohne Abgabe von Energie, also strahlungsfrei. Dabei nimmt die Energie der Elektronen nur *ganz bestimmte*, durch die jeweilige Bahn charakterisierte Werte an.

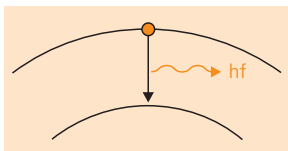
2. BOHR'sches Postulat (Bahnwechsel der Elektronen)

Der Übergang von einer kernferneren Bahn zu einer kernnäheren erfolgt sprunghaft unter Abgabe einer Strahlung (eines Photons) mit der Frequenz f :

$$hf = E_{n_i} - E_{n_1} = \Delta E$$

E_{n_i} : Energie des Elektrons auf der kernferneren Bahn

E_{n_1} : Energie des Elektrons auf der kernnäheren Bahn



Die Zahl $n_1 \dots n_i$ ist immer eine *ganze* Zahl und beschreibt die möglichen Bahnen, auf denen sich das Elektron bewegen kann. Die Bahn mit $n_1 = 1$ hat die *geringste* Energie, sie liegt dem Kern am nächsten, $n_1 = 2$ beschreibt die Bahn mit der nächsthöheren Energie, sie liegt weiter vom Kern entfernt.

MERKE

n macht eine Angabe über mögliche Energiequanten. Man bezeichnet sie daher als **Quantenzahl**.

Leistungsfähigkeit des BOHR'schen Atommodells

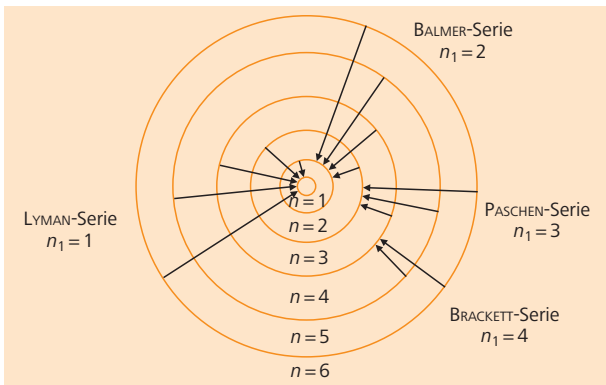
- Die bereits bekannten Serien des Linienspektrums von Wasserstoff konnten damit erklärt werden.
- Weitere Serien des Wasserstoffs im nicht sichtbaren Bereich wurden zutreffend vorhergesagt und später experimentell bestätigt.
- Für das Wasserstoffspektrum konnte eine allgemeine Formel aufgestellt werden, die für *alle* Serien gültig war:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

n_1 : Quantenzahl für den energieärmsten Zustand der jeweiligen Serie

n_i : Quantenzahlen für jeweils energiereichere Zustände

$n_i > n_1$



- Der Atomradius von Wasserstoff konnte in der richtigen Größenordnung berechnet werden.

Grenzen des BOHR'schen Atommodells

- Die BOHR'schen Postulate sind theoretisch nicht begründbar.

- Auf Mehrelektronensysteme, d. h. auf andere Elemente außer Wasserstoff, lässt sich das BOHR'sche Atommodell nur bedingt übertragen, genaue Berechnungen und Erklärungen von Eigenschaften sind nicht möglich.

1.5 Schalenmodell – Bau der Atomhülle

Auf einfache Mehrelektronensysteme, wie z. B. die Alkalimetallatome, lassen sich Grundannahmen der BOHR'schen Theorie qualitativ übertragen:

- Die Elektronen befinden sich auf konzentrischen *Schalen* um den Atomkern.
- Insgesamt unterscheidet man bei diesem Modell bis zu *sieben* Schalen.
- Jede Schale stellt eine bestimmte *Energiestufe* dar und kann eine bestimmte *Zahl* von Elektronen aufnehmen.

MERKE

Die allgemeine Formel für die Maximalbesetzung lautet $2n^2$, wobei die Quantenzahl n – von innen nach außen gezählt – die Nummer der Schale darstellt.

Maximale Besetzung der Elektronenschalen

Nummer der Schale = Quantenzahl	Bezeichnung der Schale	maximale Anzahl der Elektronen
1	K-Schale	2
2	L-Schale	8
3	M-Schale	18
4	N-Schale	32
5	O-Schale	50

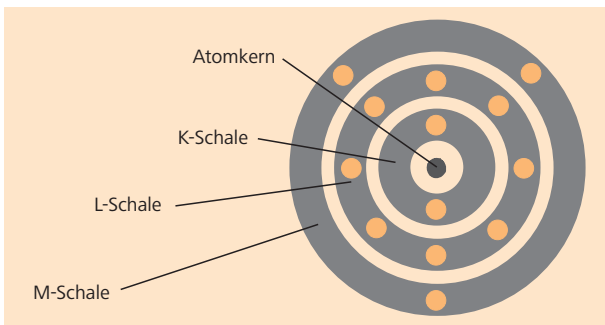
Nummer der Schale = Quantenzahl	Bezeichnung der Schale	maximale Anzahl der Elektronen
6	P-Schale	72
7	Q-Schale	98

1

Jedes Elementatom hat eine bestimmte Anzahl von Schalen:

- Die jeweils äußerste Schale heißt **Valenzschale**.
- Die auf der Valenzschale befindlichen Elektronen heißen **Valenzelektronen**.

BEISPIEL Modell des Aluminiumatoms



Die Valenzelektronen sind verantwortlich für die chemischen Eigenschaften der Elemente sowie für die chemische Bindung zwischen den Atomen (➔ S. 28 ff.).

Leistungsfähigkeit des Schalenmodells

- Die **Größenverhältnisse** von Atomen verschiedener Elemente können abgeschätzt werden.
- Die unterschiedlich große ➔ **Ionisierungsenergie** (S. 29) der Elektronen in der Atomhülle kann erklärt werden.

- Die unterschiedlich große *Reaktionsfähigkeit* von Elementen kann begründet bzw. vorausgesagt werden.
- Das *Bindungsbestreben* der Elementatome (↗ Ionenbindung, Elektronenpaarbindung S. 34 und S. 37) kann erklärt werden.

1.6 Orbitalmodell

Der Widerspruch in der BOHR'schen Theorie wurde unter Beibehaltung der quantentheoretischen Grundidee durch einen veränderten Ansatz von E. SCHRÖDINGER und W. HEISENBERG beseitigt:

- Die Annahme von definierten Bahnen und Geschwindigkeiten für das Elektron widerspricht der *HEISENBERG'schen Unschärferelation*. Diese besagt, dass Ort und Geschwindigkeit eines Elektrons nicht gleichzeitig *exakt* bestimmt werden können.
- Dem Elektron wird daher keine bestimmte Bahn zugeordnet, sondern ein Raum, in dem es zu finden ist, das *Orbital*.
- Orbitale sind dreidimensionale Aufenthaltsräume von Elektronen, die sich nach SCHRÖDINGER durch mathematische Funktionen darstellen lassen.
- Diese Funktionen beschreiben die *Wahrscheinlichkeit*, ein Elektron in einem Orbital vorzufinden.

MERKE

Ein Orbital ist ein abgegrenzter Raumbereich, in dem die Wahrscheinlichkeit, das Elektron anzutreffen, sehr hoch ist (ca. 90%).

Kennzeichen des Orbitalmodells

Zur Beschreibung der Energiezustände eines Elektrons benötigt man in Erweiterung der BOHR'schen Theorie *vier* Quantenzahlen:

- Die *Hauptquantenzahl* n bezeichnet das Energieniveau des Elektrons in einem Orbital.

Sie entspricht der *Schale* im Schalensystem und der *Periode* im Periodensystem.

- Die **Nebenquantenzahl l** kennzeichnet Energieunterschiede innerhalb eines Energieniveaus und die räumliche Form des Orbitals.
- Die **Magnetquantenzahl m** unterscheidet das Verhalten von Elektronen in einem von außen angelegten Magnetfeld.
- Die **Spinquantenzahl s** berücksichtigt die unterschiedliche Eigenrotation von Elektronen, den sogenannten **Spin**.

1

Die vier Quantenzahlen können nur bestimmte Werte annehmen, die sogenannten **Auswahlregeln** folgen:

$$n = 1, 2, 3 \dots$$

$$l = 0, 1, 2 \dots n - 1$$

$$m = -l, -(l - 1) \dots 0 \dots + (l - 1), +l$$

$$s = \pm \frac{1}{2}$$

Die vier Quantenzahlen beschreiben *jedes* Elektron eines Atoms *eindeutig*. Man kann dies mit einer eindeutig zugeordneten Telefonnummer vergleichen, denn diese werden niemals doppelt vergeben.

Bezogen auf die Elektronen in einem Atom formulierte **W. PAULI** 1925 das nach ihm benannte **PAULI-Prinzip**:

Die Elektronen eines Atoms müssen sich in mindestens einer Quantenzahl unterscheiden.

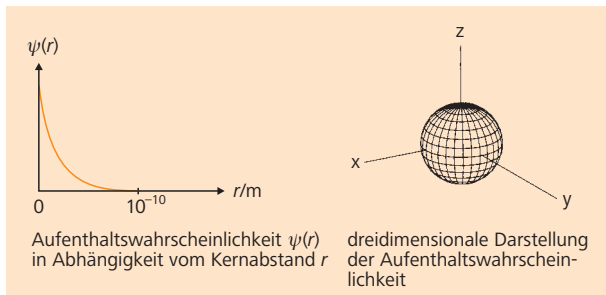
MERKE

Jedes Orbital kann zwei Elektronen mit jeweils unterschiedlichem Spin ($s = +\frac{1}{2}$ und $s = -\frac{1}{2}$) aufnehmen.

Die Kombination aller vier Quantenzahlen führt für $n = 1 - 3$ zu folgender Elektronenbesetzung:

Hauptquantenzahl n $n = 1, 2, 3$	Nebenquantenzahl l $l = 0, 1, 2$	Magnetquantenzahl m $m = -2 \dots 0 \dots +2$	Spinquantenzahl s $s = \pm 1/2$	
1	0	0	$\pm 1/2$	
2	0	0	$\pm 1/2$	
		-1	$\pm 1/2$	
		0	$\pm 1/2$	
3	1	+1	$\pm 1/2$	
		0	$\pm 1/2$	
		-1	$\pm 1/2$	
	2	-2	-1	$\pm 1/2$
			0	$\pm 1/2$
			+1	$\pm 1/2$
		-1	0	$\pm 1/2$
			+1	$\pm 1/2$
			+2	$\pm 1/2$

Orbitale mit der Nebenquantenzahl $l = 0$ haben eine *kugelsymmetrische* Raumstruktur, die Aufenthaltswahrscheinlichkeit der Elektronen innerhalb des Orbitals ist in der Nähe des Atomkerns am größten und nimmt mit steigender Entfernung vom Atomkern ab.

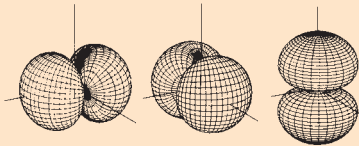


MERKE

Orbitale mit $l = 0$ bezeichnet man als **s-Orbitale**.

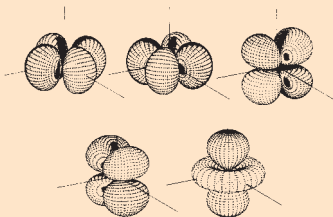
Orbitale mit der Nebenquantenzahl $l = 1$ haben eine „*hantelförmige*“ Raumstruktur. Nach den Auswahlregeln ergeben sich *drei* mögliche Magnetquantenzahlen mit den Werten $-1, 0, +1$. Dem entsprechen *drei* Orbitale in den drei Raumrichtungen.

1

**MERKE**

Orbitale mit $l = 1$ bezeichnet man als **p-Orbitale**.

Orbitale mit der Nebenquantenzahl $l = 2$ haben eine „*rosettenförmige*“ Raumstruktur. Nach den Auswahlregeln ergeben sich *fünf* mögliche Magnetquantenzahlen mit den Werten $-2, -1, 0, +1, +2$. Dem entsprechen *fünf* Orbitale.

**MERKE**

Orbitale mit $l = 2$ bezeichnet man als **d-Orbitale**.

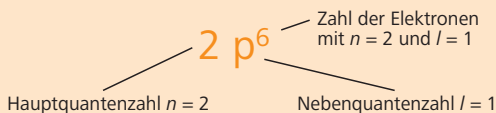
Darstellung von Orbitalen

Zur übersichtlichen Darstellung der Elektronenkonfiguration eines Atoms werden dessen Orbitale nach L. PAULING oft als Kästchen gezeichnet. Die darin enthaltenen Elektronen werden als *senkrechte Pfeile* dargestellt. Zur Unterscheidung des Spins weisen diese in einander *entgegengesetzte* Richtungen.

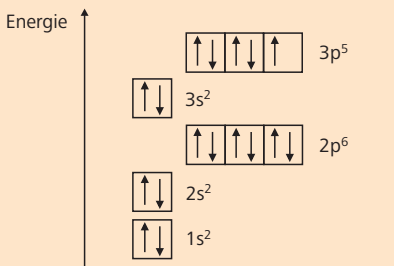
MERKE

Zwei Elektronen mit entgegengesetztem Spin, die sich im gleichen Orbital aufhalten, werden als *gepaarte Elektronen* bezeichnet.

Zur Kennzeichnung der Orbitalbesetzung schreibt man die Ziffer der Hauptquantenzahl, gefolgt von der Art des Orbitals und der (hochgestellten) Anzahl der Elektronen.



BEISPIEL Elektronenkonfiguration für ein Chloratom



Aufbau des Periodensystems nach dem Orbitalmodell

Die Ordnung der Elemente im Periodensystem lässt sich durch das *Aufbauprinzip* der Orbitale erklären. Die Elektronenkonfiguration eines Elements lässt sich unter Beachtung dreier Prinzipien herleiten, die in engem Zusammenhang mit den Quantenzahlen stehen:

- Energieprinzip: *Energieärmere* Zustände werden zuerst besetzt.
- PAULI-Prinzip: Jedes Orbital kann mit maximal *zwei* Elektronen unterschiedlicher Spinquantenzahl besetzt werden.
- HUND'sche Regel: Energiegleiche Orbitale mit gleicher Nebenquantenzahl werden zuerst *einfach* besetzt.

1

Element	Elektronenkonfiguration	Orbitaldarstellung
H	$1s^1$	\uparrow
He	$1s^2$	$\uparrow\downarrow$
Li	$1s^2 2s^1$	$\uparrow\downarrow$ \uparrow
Be	$1s^2 2s^2$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$
B	$1s^2 2s^2 2p^1$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ \uparrow \square \square
C	$1s^2 2s^2 2p^2$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ \uparrow \uparrow \square
N	$1s^2 2s^2 2p^3$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ \uparrow \uparrow \uparrow
O	$1s^2 2s^2 2p^4$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ \uparrow \uparrow
F	$1s^2 2s^2 2p^5$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ \uparrow
Ne	$1s^2 2s^2 2p^6$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$

Zur vollständigen Darstellung der Elektronenkonfiguration eines Atoms können vollbesetzte Perioden durch das Symbol des entsprechenden Edelgases ersetzt werden.

BEISPIELE Das auf das Edelgas Neon folgende Element Natrium hat die Elektronenkonfiguration $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ bzw. $[\text{Ne}] 3s^1$.

Magnesium: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ bzw. $[\text{Ne}] 3s^2$

Schwefel: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ bzw. $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$

Kalium: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ bzw. $[\text{Ar}] 4s^1$

Die periodische Wiederholung analoger Elektronenkonfigurationen erklärt das periodische Auftreten von Elementen mit ähnlichen Eigenschaften und die Bildung von *Gruppen* (auch *Elementfamilien* genannt), wie zum Beispiel die der Alkalimetalle und der Halogene.

BEISPIELE Alle Alkalimetalle haben als energiereichstes Orbital ein einfach besetztes s-Orbital.

Alle Halogenatome haben sieben Valenzelektronen.

Haupt- und Nebengruppenelemente

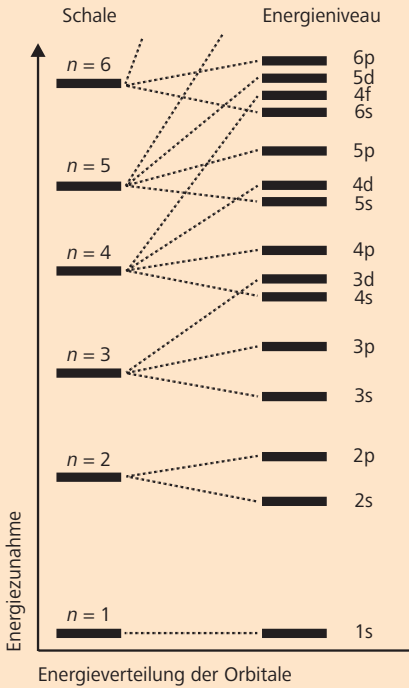
Die Aufteilung der Elemente im Periodensystem erfolgt in Haupt- und Nebengruppen. Die Nebengruppen enthalten zusätzliche Untergruppen: die Lanthanoide und die Aktinoide.

- Bei den *Hauptgruppen* wird die äußere Schale nach und nach besetzt, und zwar von s^1 auf s^2p^6 . Die d- und f-Orbitale sind entweder *leer* oder *vollständig besetzt*.
- In den *Nebengruppen* erfolgt die Auffüllung der d-Orbitale, diese Elemente werden auch als *Übergangselemente* bezeichnet.
- Bei den *Lanthanoiden* und *Actinoiden* werden zusätzliche Orbitale, sogenannte f-Orbitale, aufgefüllt.

MERKE

Die Gruppennummer der *Hauptgruppenelemente* gibt die Anzahl ihrer Valenzelektronen an. *Nebengruppenelemente* haben verschiedene Anzahlen von Valenzelektronen, da sich auch die Elektronen der nächsten energieärmeren d-Orbitale an Bindungen beteiligen können.

BEACHTEN Die Anzahl der Elemente in einer Periode ist nicht immer identisch mit der maximalen Elektronenaufnahmefähigkeit der Schalen, die ja $2n^2$ beträgt.



- d-Orbitale 23
- Drehwinkel, spezifischer 225
- Dreifachbindung 40
- Durchschnittsgeschwindigkeit 68
- Duroplaste 192

- E**delgaskonfiguration 31
- Edelmetalle 121
- Elastomere 193
- Elektrolyse 137
- Elektronegativität 32
- Elektronenaffinität 30
- Elektronenakzeptor 111
- Elektronenbahn 16
- Elektronendonator 111
- Elektronengas 36
- Elektronen, gepaarte 24
- Elektronenkonfiguration 24, 25
- Elektronenpaar
 - , bindendes 38
 - , freies 38
- Elektronenpaarbindung 28, 37
- Elektronenschale, Maximalbesetzung 18
- elektrophile Addition 203
- elektrophile Substitution 207
- Elementaranalyse 226
- Elementfamilien 26
- Eliminierung 205
- Enantiomere 223
- endergonische Reaktion 62
- endotherme Reaktion 50
- Energiedissipation 59
- Energieminimierung 59
- Entropie 60
- Ester 169
 - , Bildung 215
 - , Hydrolyse 171
- Ether 160
- exergonische Reaktionen 62
- exotherme Reaktion 50

- F**ARADAY-Konstante 141
- FARADAY'sche Gesetze 139
- Farbstoffe 194
- FEHLING-Probe 233
- Fette 171
- Fettsäuren 166, 172
- FISCHER-Projektion 223
- freie Reaktionsenthalpie 62
- FRIEDEL-CRAFTS-Reaktion 209
- Fruchtester 169
- Fructose 179
- funktionelle Gruppe 156
- Funktionsisomerie 220

- g**alvanische Halbzelle 126
- galvanisches Element 125, 128
- Gasgesetze 241
- Geschwindigkeitsgesetz 72
- Geschwindigkeitskonstante 72
- Gesetze, chemische 11
- GIBBS-HELMHOLTZ-Gleichung 62
- Gitterenergie 55
- Gitterenthalpie 55, 247
- Gleichgewichtskonstante 77
 - , Bestimmung 79
 - , Gasreaktion 78
- Gleichgewichtsreaktion 77
- Glucose 179
- Glykogen 184

- H**alogenkohlenwasserstoffe 152
- Hauptgruppen 26
- Hauptquantenzahl 20
- HAWORTH-Projektion 180
- HEISENBERG'sche Unschärferelation 20
- heterogene Reaktion 65
- heterolytische Spaltung 200
- Hexosen 179
- homogene Reaktion 65
- homologe Reihe 141
- homolytische Spaltung 200

- HUND'sche Regel 25
 Hybridisierung 41
 Hydratation 57
 Hydratationsenthalpie 58, 247
 Hydrolyse 100
 hydrophob 147
 Hydroxid-Ion 90
- I**ndikator 106
 induktiver Effekt (I-Effekt) 210
 Innenwiderstand 130
 Inversionstemperatur 64
 Ionenbindung 28, 34
 Ionengitter 34
 Ionenprodukt 95
 Ionisierungsenergie 29
 isoelektrischer Punkt 187
 Isomerie 218
 –, geometrische 221
 –, optische 222
- K**atalysator 74
 Kathode 138
 Kern-Hülle-Modell 12
 Ketone 161
 Kettenabbruchreaktion 203
 Kettenisomerie 219
 Kettenreaktion 201
 KKK-Regel 213
 Klemmenspannung 130
 Knopfzellen 131
 Kohlenhydrate 178
 Kohlenstoffatom
 –, anomeres 180
 –, asymmetrisches 223
 Kohlenwasserstoff
 –, Benennungsregeln 145
 –, Eigenschaften 147
 Kollisionstheorie 69
 konjugiertes Redoxpaar 111
 konjugiertes Säure-Base-Paar 93
 Kontaktkorrosion 123
- Konzentrations-Zeit-Diagramm 68
 Korrosion 120
 Korrosionsschutz 124
 Kunststoffe
 –, Eigenschaften 191
 –, Herstellung 191
 –, Nachhaltigkeit 194
- L**anthanoide 26
 Leitfähigkeit, elektrische 36
 LEWIS-Säuren und -Basen 93
 LEWIS-Schreibweise 33
 L-Form 224
 lipophil 147
 Lithium-Ionen-Akkumulator 134
 Lithium-Polymer-Akkumulator 135
 Lokalelement 123
 Löslichkeit 248
 Löslichkeitsprodukt 87, 248
 Lösungsenthalpie 57
 Lösungsgleichgewicht 85
- M**agnetquantenzahl 21
 Makromoleküle 191
 Maltose 182
 Massenwirkungsgesetz 78
 Mehrfachbindung 39
 mesomere Grenzstrukturen 150
 mesomerer Effekt (M-Effekt) 211
 Metallbindung, -gitter 28, 35
meta-Stellung 220
 Micellen 177
 molare Masse 230
 Molekül 37
 Molekülgitter 46
 Molekülorbital 38
 Momentangeschwindigkeit 67
 Monomere 191
 monomolekulare Reaktion 71
 Monosaccharide 179
 Mutarotation 182

- N**ebengruppen 26
Nebenquantenzahl 21
Neutralisation 104
Nickel-Metallhydrid-
Akkumulator 133
Ninhydrin-Reaktion 236
Nitrierung 209
Nitronium-Ion 209
Normalbedingungen 51
nucleophile Substitution 205
- O**berflächenspannung 176
Oktettregel 31
Opferanode 124
optische Aktivität 222, 225
Orbital 20
–, Darstellungen 24
–, Energieniveauschema 27
ortho-Stellung 220
Oxidationsmittel 111
Oxidationszahl 112
Oxonium-Ion 37
- P**arachinon 160
Paraffine 148
para-Stellung 220
Partialdruck 78
PAULI-Prinzip 21, 25
Peptidbindung 187
Periodensystem 25, 251
Phenole 158
Phenolphthalein 198
Photon 15
Phthaleine 198
pH-Wert 96
–, Pufferlösung 101
–, Salzlösung 100
–, schwache Säuren und Basen 99
 π -Bindung 40
 π -Komplex 204
 pK_B -Wert 98, 249
 pK_S -Wert 98, 249
- pOH-Wert 96
Polarisationsspannung 138
Polyaddition 191, 213
Polyamide 216
polycyclische Kohlenwasserstoffe 150
Polyester 216
Polykondensation 191, 216
Polymere 202
Polymerisation 191, 202
Polysaccharide 184
p-Orbitale 23
Postulat 16
Primärstruktur 189
Prinzip vom kleinsten Zwang 84
Protein
–, Eigenschaften 191
–, Struktur 188
Protolyse 93, 94
Protonenakzeptor 91
Protonendonator 91
Puffergleichungen 102
Pufferlösungen 101
- Q**uantentheorie 15
Quantenzahl 16, 22
Quellenspannung 130
- R**acemate 225
Radikale 200
radikalische Polymerisation 202
radikalische Substitution 201
Reaktionsenthalpie 52
Reaktionsentropie 61
Reaktionsgeschwindigkeit 66
–, Beeinflussung 70
Reaktionsordnung 72
Reaktionsumkehr 63
Redoxgleichgewicht 111, 127
Redoxgleichung 115
Redoxpotenzial 127
Redoxreaktion 110
Redoxreihe 121

Reduktionsmittel 111
 RGT-Regel 70
 RUTHERFORD-Modell 12
 RUTHERFORD'scher Streuversuch 13

Saccharose 183
 Satz von AVOGADRO 242
 Satz von HESS 54
 Sauerstoffkorrosion 121
 Säure 89
 Säure-Base-Indikator 106
 Säure-Base-Reaktion 93
 Säure-Base-Theorie 91
 Säurekonstante 98
 Säurekorrosion 120, 121
 Säurestärke 97
 Schalenmodell der Atomhülle 18
 Seifen 174
 Sekundärstruktur 189
 σ -Bindung 39
 σ -Komplex 207
 s -Orbitale 22, 23
 Spannungsreihe, elektrochemische 128, 250
 sp -Hybridisierung 45
 sp^2 -Hybridisierung 43
 sp^3 -Hybridisierung 41
 Spinquantenzahl 21
 SSS-Regel 213
 Standardbedingungen 51
 Standardbildungsenthalpie 51
 Standardentropie 61
 Standardpotenziale 128
 Stärke 184
 Stellungsisomerie 219
 Stereoisomerie 218
 Strukturformel 38

Tenside 175
 Tertiärstruktur 190
 Theorie von BRÖNSTED 91

Thermoplaste 192
 THOMSON-Modell 12
 Titration 106
 –, Durchführung 108
 Titrationskurve 105
 TOLLENS-Probe 234
 Triglyceride 171
 Triphenylmethanfarbstoffe 198

Übergangselemente 26
 Überspannung 139
 unedle Metalle 121

Valenzelektronen 19
 Valenzschale 19
 VAN-DER-WAALS-Bindung 28, 49
 Veresterung 214
 Verseifung 171
 Volumengesetz von
 GAY-LUSSAC 241

Wachse 169
 Waschvorgang 177
 Wasserenthärter 178
 Wasserlöslichkeit 48
 Wasser, Molekülstruktur 48
 Wasserstoffbrückenbindung 28, 46
 Wasserstoff, Linienpektrum 17
 Wertigkeit 31

Xanthoprotein-Reaktion 237

Zersetzungsspannung 138
 Zustandsgleichungen 241
 Zweitsubstitution 209
 Zwitter-Ion 186

Damits im Mündlichen rundläuft!

Was genau ist die Ausgangssituation?

- Mündliches Prüfungsfach:
→ langfristige Vorbereitung und Zeitplan erstellen

ODER

- Das Bestehen des Abis ist nur durch gute mündliche Prüfung möglich:
→ voller Lerneinsatz

ODER

- Reine Notenverbesserung:
→ Aufwand und Erfolgsaussichten abwägen

Prüfungsumfeld sondieren

- Sind Hilfsmittel (Wörterbuch, Formelsammlung) erlaubt?
- Stellen Sie sich auf den Prüfer ein, z. B. auf seine Fragetypen.
- Nehmen Sie (sofern möglich) als Hospitant an einer Prüfung teil.

Inhalte abklären

- Informieren Sie sich genau über Verlauf und Gewichtung der einzelnen Prüfungsteile.
- Sprechen Sie mit dem Prüfer Prüfungsschwerpunkte ab.
- Bereiten Sie sich auch auf Nebengebieten vor.

In der Prüfung

Nutzen Sie die Vorbereitungszeit!

- Lesen Sie die Aufgabe genau durch. Unterstreichen Sie die wesentlichen Stellen.
- Notieren Sie stichwortartig die Antworten. Fangen Sie mit dem an, was Sie wissen.
- Verwenden Sie ein separates Blatt für spontane Ideen.
- Achten Sie unbedingt auf die Zeit.

Vortrag und Kolloquium (Prüfungsgespräch)

Achten Sie auf

- eine nachvollziehbare Gliederung,
- die Verwendung von Fachbegriffen,
- Satzbau und Stil (keine Umgangssprache).

Überzeugen Sie mit einer guten Argumentation:

- Belegen Sie Ihre Aussagen.
- Stellen Sie Zusammenhänge her.
- Begründen Sie Ihren Standpunkt.
- Überlegen Sie sich Beispiele.
- Unterscheiden Sie zwischen Wichtigem und Unwichtigem.
- Geben Sie einen Ausblick.

Verhaltenstipps

- Begrüßen Sie alle Prüfenden.
- Wiederholen Sie anfangs noch einmal das Thema.
- Lenken Sie das Gespräch auf Bereiche, in denen Sie sich auskennen.
- Weiten Sie geschlossene Fragen nach Fakten aus.
- Zeigen Sie am Schluss der Prüfung Selbstsicherheit.

Bewertungskriterien üben

- Analysieren Sie die speziellen Fragetechniken Ihres Lehrers im Unterricht.
- Üben Sie Antworten auf offene und geschlossene Fragen.
- Gewinnen Sie Routine bei der mündlichen Mitarbeit im Unterricht oder bei Kurzreferaten und analysieren Sie die Rückmeldungen Ihrer Lehrer zu
 - fachlicher Richtigkeit und Vollständigkeit,
 - logischem Aufbau,
 - Ihrem sprachlichen Ausdruck (Fachbegriffe, ganze Sätze) sowie
 - Ihrer Darstellung und dem Medieneinsatz.

Inhalte eingrenzen

- Welche Themen waren in den letzten vier Halbjahren relevant?
- Achten Sie auf Hinweise Ihres Lehrers.
- Achten Sie darauf, welche Referatsthemen vergeben werden.

Chemie Abi

Das Kompaktwissen für die Oberstufe:

- Atombau und chemische Bindung
- Energetik und Geschwindigkeit chemischer Reaktionen
- chemisches Gleichgewicht
- Säuren und Basen, Oxidation und Reduktion
- organische Stoffklassen und organische Reaktionen
- Isomerie und Analyse organischer Verbindungen

Praktisch aufbereitet mit über 150
Verständnis fördernden Schaubildern

Für Referate, Klausuren, Tests und
die Abiturprüfung

ISBN 978-3-411-87189-6
8,99 € (D) · 9,30 € (A)

