

Chemie



für den Badebetrieb

Helmut Ruß

Helmut Ruß

Chemie für den Badebetrieb

LITHO-Verlag • Wolfhagen



Mittelstr. 4, 34466 Wolfhagen, Tel: 05692/9960682 Fax: 9960683
internet: www.badeliteratur.de
e-mail: vertrieb@badeliteratur.de

Titelseite: Lovibond® Photometer-System PM 630
Poolwasseranalytik der Premiumklasse
Innovatives Datenmanagement und Bluetooth Funktion
Tintometer GmbH, Lovibond® Water Testing, Schleefstraße 8-12,
44287 Dortmund; E-Mail: verkauf@tintometer.de | www.lovibond.com

© 2015 Alle Rechte vorbehalten!
6. durchgesehene und überarbeitete Auflage 2015

ISBN: 978-3-941484-02-3 (print)
ISBN: 978-3-941484-42-9 (ebook)

Helmut Ruß

Chemie für den Badebetrieb

6. durchgesehene und aktualisierte Auflage

Vorwort des Verfassers

Das vorliegende Fachbuch „Chemie für den Badebetrieb“ enthält die chemischen Grundkenntnisse für die Bädertechnik. Es soll vor allem die Auszubildenden zum Fachangestellten für Bäderbetriebe, die Schwimmmeister sowie die in der Ausbildung tätigen Personen in Betrieb und Schule in die Lage versetzen, die z.T. komplexen chemischen Prozesse der Wasseraufbereitung zu verstehen und die umfangreichen Aufgaben der Bädertechnik besser zu bewältigen. Die chemischen Abhandlungen begleiten und ergänzen die entsprechenden Kapitel des Buches „Bädertechnik für Betrieb und Ausbildung“. Aus diesem Fachbuch wurden Teile der Abhandlungen sowie einige Richt- und Grenzwerte übernommen und der Anwendungsbezug zu den chemischen Reaktionen hergestellt. Durch Einbeziehung der neuesten DIN-Normen und Ausführungen nach dem anerkannten Stand der Technik dürfte das Buch für viele Jahre aktuell bleiben. Der stoffliche Umfang wurde weitestgehend auf die Prüfungsanforderungen und das Berufsbild des „Fachangestellte/r für Bäderbetriebe“ ausgerichtet, wobei dem Autor die langjährige Unterrichtserfahrung an der Landesfachklasse für Schwimmmeistergehilfen in Hessen, Johann-Philipp-Reis-Schule in Friedberg, wertvolle Erkenntnisse lieferte. Dieses Buch entstand unter Mitarbeit von Dirk Lindemann, Fachlehrer an der Schwimmmeisterschule in Mannheim. Der Autor bedankt sich bei den Personen, die am Manuskript durch Korrektur, Anregungen etc. mitgewirkt haben. Ein besonderer Dank gebührt den Firmen Alldos-Eichler GmbH, Pfinztal; Tintometer GmbH, Dortmund, ProMInent Dosiertechnik GmbH, Heidelberg und Bayrol Chemische Fabrik GmbH, München, die durch die Überlassung von Informationen, Vorlagen und Abbildungen zur Gestaltung des Buches beitrugen. Der Verfasser hofft, das das Buch durch die Auswahl der Stoffinhalte und deren methodisch-didaktischen Aufbereitung in allen Bundes- und deutschsprachigen Ländern eingesetzt wird und bittet die Leser um Verbesserungsvorschläge und Anregungen für die nächste Auflage.

Wolfhagen, im September 2015

Inhaltsverzeichnis

1. Der Atomaufbau	7	4. Chemische Reaktionsgleichungen ..	28
1.1 Vorstellungen vom Atomaufbau.....	7	5. Mol - Molmasse	31
1.1.1 Das Kern-Hülle-Modell von Rutherford	7	6. Die Konzentration eines Stoffes	32
1.1.2 Das Bohr'sche Atommodell	8	6.1 Volumenprozent	32
1.2 Größenverhältnisse: Atomkern/ Atomhülle	10	6.2 Massenprozent	32
1.3 Wie schwer sind Atome?.....	10	6.3 Molarität.....	33
1.3.1 Absolute Atommasse.....	10	7. Säuren und Basen (Laugen)	33
1.3.2 Relative Atommasse	11	7.1 Eigenschaften:.....	33
1.4 Atomaufbau am Beispiel ausge- wählter Elemente	11	7.2 Sicherheitsmaßnahmen beim Um- gang mit Säuren und Basen	34
2. Das Periodensystem der Ele- mente (PSE)	13	7.3 Wichtige Säuren und Basen im Bäderbereich	34
2.1 Aufbau des PSE.....	15	7.3.1 Salzsäure	34
2.1.1 Nebengruppen.....	15	7.3.2 Schwefelsäure	35
2.2 Gesetzmäßigkeiten im PSE.....	16	7.3.3 Unterchlorige Säure	35
2.2.1 Atomradien.....	16	7.3.4 Kohlensäure	36
2.2.2 Metall-/Nichtmetallcharakter	17	7.3.5 Phosphorsäure	36
2.2.3 Elektronegativität (EN).....	18	7.3.6 Natronlauge.....	36
3. Chemische Bindungen	19	7.3.7 Kalkwasser (<i>Calciumhydroxidlösung</i>)	37
3.1 Die Atombindung (Elektronenpaar- bindung, kovalente Bindung)	19	7.3.8 Ammoniakwasser (Salmiakgeist).....	37
3.1.1 Atombindung zwischen gleichen Atomen	19	7.3.9 Aluminiumhydroxid.....	37
3.1.1.1 Schreibweisen für die Atombindung.....	20	7.3.10 Eisenhydroxid	37
3.1.1.2 Doppelbindung.....	20	7.4 Entstehung von Säuren und Basen (Laugen).....	38
3.1.1.3 Dreifachbindung	20	7.4.1 Säuren	38
3.1.2 Atombindungen zwischen ver- schiedenen Atomen.....	21	7.4.1.1 Sauerstoffhaltige Säuren	38
3.1.2.1 Wiederholungsfragen	22	7.4.1.2 Sauerstofffreie Säuren.....	38
3.2 Ionenbindung	23	7.4.2 Basen.....	39
3.2.1 Entstehung.....	23	7.5 Chemischer Aufbau.....	39
3.2.2 Anwendung	25	7.5.1 Säuren	39
3.2.3 Hydratation, Dissoziation und Elektrolyse	25	7.5.2 Hydroxide und Basen	39
3.2.3.1 Hydratation	25	8. Der pH-Wert	41
3.2.3.2 Dissoziation.....	25	9. Salze	44
3.2.3.3 Wiederholungsfragen	26	9.1 Entstehung.....	44
3.2.3.4 Elektrolyse	27	9.1.1 Neutralisation.....	44
3.3 Metallbindung.....	28	9.1.2 Reaktion von Metallen mit..... Nichtmetallen.....	46
		9.1.3 Reaktion von Säuren mit unedlen Metallen	47

9.1.4 Reaktion von Säuren mit Metalloxiden	47	11.3.7 Aufhärtung und Enthärtung	60
9.1.5 Reaktion von Säuren mit Salzen	48	11.3.8 Temperatur	61
9.1.5.1 Zusammenfassung	49	11.3.9 Regen	61
9.2 Aufbau	49	11.4 pH-Wert-Regelung	61
9.3 Benennung	49	11.5 pH-Wert-Messung	62
9.4 Chemische Formel von Salzen	50	11.5.1 Kolorimetrische pH-Wert-Messung	62
9.5 Wichtige Salze im Bäderbereich	51	11.5.1.1 Indikatoren	62
9.6 Wirkung auf den pH-Wert	51	11.5.1.2 Komparatoren	65
10. Wasser	53	11.5.1.3 Universalindikatoren	65
10.1 Der Wasserkreislauf	53	11.5.2 Elektrometrische pH-Wert- Messung (pH-Meter)	66
10.2 Wasserverschmutzung	54	11.5.2.1 Theoretische Grundlagen	66
10.3 Trinkwasser und Trinkwasserge- winnung	54	11.5.2.2 Aufbau des pH-Meters	66
10.4 Beckenwasser	55	11.5.2.3 Anwendung der Einstabmess- ketten im Bäderbereich	67
10.5 Physikalische und chemische Eigenschaften des Wassers	56	11.5.2.4 Nachteile der elektro-metri- schen pH-Wert-Messung	68
11. pH-Wert des Beckenwassers	57	12. Redoxpotential	69
11.1 Welche Probleme können bei einem zu niedrigen pH-Wert (pH<6,5) des Beckenwassers auftreten?	57	12.1 Der Redox-Begriff	69
11.1.1 Korrosion von Metallen	57	12.2 Redoxreaktionen in wässriger Lösung	69
11.1.2 Zerstörung kalkhaltiger Baustoffe	57	12.3 Die Redox-Spannungsreihe	70
11.1.3 Störung der Flockung	58	12.4 Redoxpotential des Beckenwassers	72
11.1.4 Bildung von Chloraminen	58	13. Oxidierbarkeit	74
11.2 Welche Probleme können bei einem zu hohen pH-Wert (pH >7,6 bzw. >7,8) des Beckenwassers auftreten?	58	14. Der Nitratgehalt	75
11.2.1 Verminderte Desinfektionswirkung	58	15. Beckenwasser-Desinfektion	76
11.2.2 Zerstörung des Säureschutz- mantels der Haut	59	15.1 Krankheitserreger	76
11.2.3 Erhöhte Kalkabscheidung	59	15.2 Mikrobiologische Anforderungen an Beckenwasser	77
11.2.4 Verminderte Flockungswirkung	59	15.3 Anforderungen an ein Becken- wasser-Desinfektionsmittel	77
11.3 Welche Ursachen können für pH- Wert-Veränderungen verantwort- lich sein?	59	15.4 Zugelassene Desinfektionsmittel	78
11.3.1 Das Füllwasser	59	15.4.1 Chlor	78
11.3.2 Überdosierungen bei pH-Korrekturen	60	15.4.1.1 Freies wirksames Chlor	78
11.3.3 Überdosierungen durch Desin- fektionsmittel	60	15.4.1.2 Gebundenes, wirksames Chlor	80
11.3.4 Einfluss von Marmorkies	60	15.4.1.3 Trihalogenmethane	81
11.3.5 Dolomitfilter	60	15.4.1.4 Die Messung des Chlorgehalts	81
11.3.6 Flockung	60	15.4.2 Natriumhypochlorit	85
		15.4.3 Calciumhypochlorit	85
		15.4.4 Trichlorisocyanursäure	86
		15.4.4.1 Einsatz der stabilisierten Chlorverbindungen in der Becken- wasseraufbereitung	86

15.5 Verfahrenskombinationen zur Desinfektion..... 88

15.5.1 Ozonung-Chlorung 88

15.5.2 Chlor-Chlordioxidverfahren..... 88

16. Wasserhärte89

16.1 Begriff der Wasserhärte..... 89

16.2 Karbonathärte 91

16.2.1 Entstehung..... 91

16.2.2 Auswirkungen auf das Beckenwasser 92

16.2.2.1 Pufferwirkung 92

16.2.2.2 Kalkausfällung 93

16.3 Nichtkarbonathärte..... 94

16.4 Härtemessung..... 95

16.4.1 Die Maßeinheiten der Wasserhärte 96

16.4.2 Die neuen Begriffe der Wasserhärte .. 96

16.4.2.1 Säurekapazität bis pH 4,3 96

16.4.2.2 Summe der Erdalkalimetalle..... 97

16.5 Enthärtungsverfahren 97

16.5.1 Ionenaustauscher..... 97

16.5.2 Phosphat- und Silikatdosierungen..... 98

16.5.3 Behandlung des Wassers mit Magnetfeldern..... 99

16.5.4 Schnellentkalkung durch Kalkmilch.. 99

16.5.5 Säurezugabe 99

16.6 Aufhärtungsverfahren 99

16.6.1 Zuleiten von Soda oder Natron..... 99

16.6.2 Filtermaterial aus Dolomit 100

17. Flockung.....100

17.1 Zweck der Flockung 100

17.2 Der Flockungsvorgang..... 101

17.3 Einflüsse auf die Flockung..... 101

17.3.1 pH-Wert..... 101

17.3.2 Karbonathärte..... 102

17.3.3 Strömungsgeschwindigkeit 102

17.3.4 Sonstige konstruktive Einflüsse 102

17.4 Zugelassene Flockungsmittel..... 103

17.4.1 Aluminiumsulfat 103

17.4.2 Aluminiumchloridhexa-hydrat 103

17.4.3 Aluminiumhydroxichloride..... 104

17.4.4 Aluminiumhydroxichlorid-sulfat 104

17.4.5 Natriumaluminat 104

17.4.6 Eisenhaltige Flockungsmittel..... 104

18. Welche Werte gelten nach der DIN 19643 für die wichtigsten chemischen Parameter ?..106

19. Korrosion und Korrosionsschutz107

19.1 Chemische Korrosion..... 107

19.2 Elektrochemische Korrosion..... 107

19.3 Spezielle Formen der Korrosion 108

19.3.1 Interkristalline Korrosion..... 108

19.3.2 Korrosion in Kaltwasserleitungen.... 109

19.3.3 Korrosion in Warmwasserbehältern und Warmwasserleitungen..... 110

19.3.4 Steinbildung 111

19.4 Sonstige Korrosionsformen im Bäderbereich 111

19.4.1 Korrosion in Dampfheizungsanlagen..... 111

19.4.2 Korrosion von Heizölbehältern..... 111

19.4.3 Korrosion durch Abgase 111

19.4.4 Korrosion durch Schwimmbadwasseraufbereitung 112

Lösungsvorschläge zu den Übungen 115

Sachwortverzeichnis / Index131

Literaturnachweis135

Nachweis der Abbildungen.....135

1. Der Atomaufbau

Alle Materie der Welt besteht aus Atomen. Atome sind sehr klein. Man kann sie mit bloßem Auge nicht sehen und auch nicht mit dem Mikroskop oder dem Elektronenmikroskop. Da man Atome nicht sehen kann, hat alles Wissen über den Aufbau von Atomen Modellcharakter.

Beim Aufbau von Atomen muss man sich also stets vergegenwärtigen, dass wir es mit Modellvorstellungen zu tun haben und nicht mit milliardenfach vergrößerte Realität.

In diesem Buch wird ein einfaches Modell, das „Bohr’sche Atommodell“ näher erläutert. Es wurde von dem dänischen Physiker Nils Bohr entwickelt.

Modelle sind ganz allgemein Vorstellungen („Bilder“) von der Wirklichkeit. Sie werden der Wirklichkeit niemals ganz entsprechen und sie werden sich mit der Zunahme neuer experimenteller Erkenntnisse ständig ändern.

1.1 Vorstellungen vom Atomaufbau

1.1.1 Das Kern-Hülle-Modell von Rutherford

Ein entscheidendes Experiment für die Entwicklung eines leistungsfähigen Atommodells wurde von dem Engländer Ernest Rutherford 1911 durchgeführt. Er beschloss dünnste Goldfolien mit energiereichen α -Strahlen (=kleinste Masseiteilchen, positiv geladen). Als radioaktive Strahlungsquelle wurde Radium in einem Bleiblock verwendet.

Um kontrollieren zu können, welchen Weg die α -Teilchen nehmen, umgab Rutherford die Versuchseinrichtung mit einem Filmstreifen (Leuchtschirm), auf dem jedes auftreffende α -Teilchen einen Punkt hinterließ.

Feststellungen und Beobachtungen:

Der größte Teil der α -Teilchen durchdrang ungehindert die Goldfolie. Nur sehr wenige α -Teilchen, etwa 1 von 20.000 wurde mehr oder weniger stark abgelenkt oder in die Ausgangsrichtung zurückgeworfen.

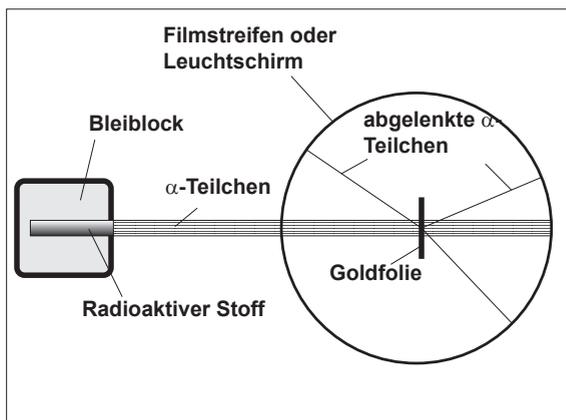


Abb. 1: Streuversuch nach Rutherford

Schlussfolgerung:

Die wenigen reflektierten oder abgelenkten Teilchen mussten auf ein kleines massives Zentrum gestoßen sein. Rutherford nannte dieses Zentrum **Atomkern**.

Aus der Tatsache, dass die meisten α -Teilchen die Goldfolie ungehindert passierten, schloss Rutherford, dass die Atome überwiegend aus einer fast masselosen, nahezu leeren **Atomhülle** bestehen müssen.

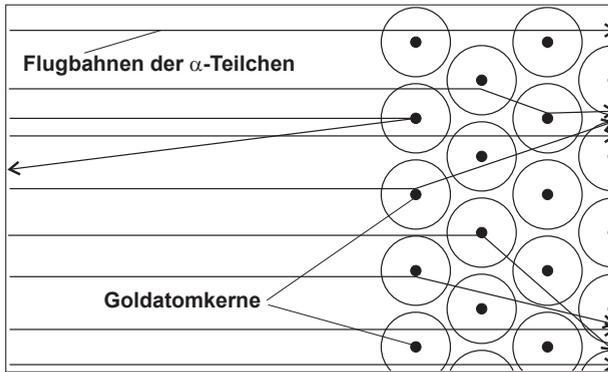
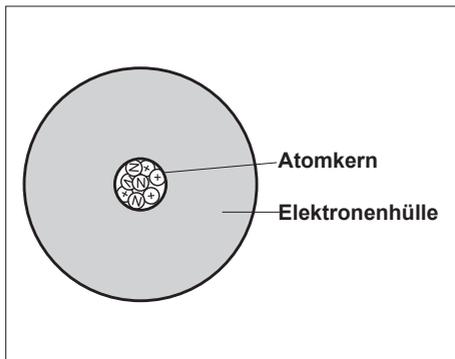


Abb. 2: Modelldarstellung zur Deutung des Streuversuchs

Die positiv geladenen α -Teilchen durchdringen den Raum, den die Goldatome einnehmen, größtenteils ohne Ablenkung. Nur wenn sie sehr dicht am Kern eines Goldatoms vorbeifliegen, werden sie von dem positiven Kern merklich abgelenkt. Wenn sie einen Atomkern treffen, prallen sie in die Ausgangsrichtung zurück.

1.1.2 Das Bohr'sche Atommodell



Atome bestehen aus einem Atomkern und einer Atomhülle. **Atomkern:** sehr klein, positiv geladen, enthält die Elementarteilchen Protonen (positiv geladen) und die Neutronen (elektrisch neutral). **Atomhülle:** enthält die Elementarteilchen Elektronen (negativ geladen).

Abb. 3: Atomkern und Atomhülle

Ähnlich wie die Planeten um die Sonne kreisen, bewegen sich die Elektronen um den Atomkern. Im Gegensatz zu den Planeten, von denen jeder eine eigene Bahn hat und jeder einen anderen Abstand von der Sonne hat, hat im Atom nicht jedes Elektron eine eigene Bahn (man nennt das im Atom nicht Bahn, sondern *Schale*), sondern auf jeder Schale haben mehrere Elektronen Platz. Auf den verschiedenen Schalen kann sich nur eine begrenzte Zahl von Elektronen bewegen.

Man bezeichnet die Schalen mit Großbuch-

staben: **K**-(1.Schale), **L**-(2.Schale), **M**-(3.Schale), **N**-Schale (4.Schale) usw.

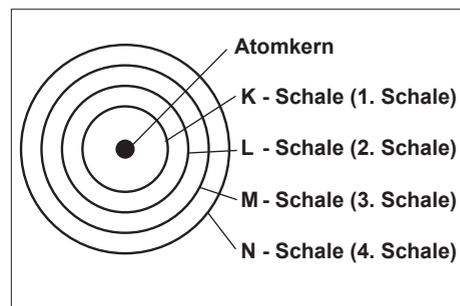


Abb. 4: Die ersten 4 Elektronenschalen

Die Besetzung der Elektronenschalen erfolgt nach der Formel:

$$2 n^2 \quad (n = \text{Schalenzahl})$$

Man erhält auf diese Weise die *maximale* Elektronenzahl.

1. Schale (K-Schale):

$$2 n^2 \quad n = 1 \quad 2 \times 1 \times 1 = 2 \text{ Elektronen}$$

(max. auf der 1. Schale)

2. Schale (L-Schale):

$$2 n^2 \quad n = 2 \quad 2 \times 2 \times 2 = 8 \text{ Elektronen}$$

(max. auf der 2. Schale)

3. Schale (M-Schale):

$$2 n^2 \quad n = 3 \quad 2 \times 3 \times 3 = 18 \text{ Elektronen}$$

(max. auf der 3. Schale)

4. Schale (N-Schale):

$$2 n^2 \quad n = 4 \quad 2 \times 4 \times 4 = 32 \text{ Elektronen}$$

(max. auf der 4. Schale)

Die errechnete maximale Elektronenzahl ist ab der 5. Schale ein rein theoretischer Wert, da es Atome mit so vielen Elektronen nicht gibt. Die 3. und die 4. Schale kann maximal nur 18 bzw. 32 Elektronen aufnehmen, wenn es nicht die äußerste Schale, also eine innere Schale ist. (Anwendung bei den Nebengruppenelementen im PSE).

Die äußerste Schale kann maximal nur 8 Elektronen aufnehmen.

Ist dieser Zustand erreicht, spricht man auch von der *Edelgaskonfiguration (Edelgaszustand)* eines Atoms, da bei Edelgasen (=Elemente der 8. Hauptgruppe im PSE, siehe auch Kapitel 2.1) die äußerste Schale grundsätzlich mit 8 Außenelektronen besetzt ist. Die Elektronen der äußersten Schale bezeichnet man auch oft als Außenelektronen oder Valenzelektronen. (abgeleitet vom lat. *valere*: den Ausschlag geben, imstande sein; denn nur Außenelektronen sind an chemischen Reaktionen beteiligt).

Zum weiteren Verständnis des Bohr'schen Atommodells berufen wir uns auf Grundlagen der Elektrotechnik. Alle elektrisch geladenen Teilchen verhalten sich nach dem Grundgesetz der Elektrostatik:

Gleichnamige Ladungen stoßen sich ab. Ungleichnamige Ladungen ziehen sich an!

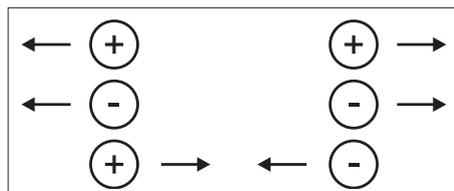


Abb. 5: Gleichnamig geladene Teilchen stoßen sich ab. Ungleichnamige ziehen sich an.

Die Kraft der Anziehung bzw. der Abstoßung lässt mit zunehmendem Abstand der geladenen Teilchen voneinander sehr stark nach.

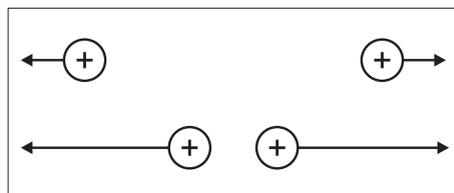
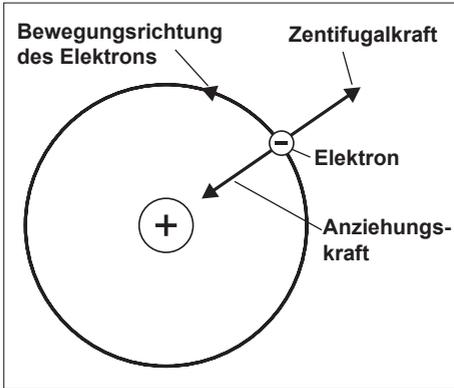


Abb. 6: Die Stärke der Abstoßungskraft nimmt mit zunehmendem Abstand ab.

Protonen und Elektronen ziehen sich also gegenseitig an. Warum fallen die Elektronen dann nicht in den Atomkern zu den Protonen?

Begründung: Die elektrostatische Anziehungskraft zum Atomkern hin wird von einer gleichgroßen Kraft vom Atomkern weg neutralisiert, der Zentrifugalkraft. Die um den Atomkern kreisenden Elektronen besitzen eine bestimmte Energie, die verhindert, dass die Elektronen in den Kern stürzen.



Die Zentrifugalkraft tritt überall dort auf, wo sich etwas auf seiner Kreisbahn um einen Mittelpunkt bewegt. Das Zusammentreffen von Anziehungskraft und Zentrifugalkraft bewirkt, dass der kreisende Teil weder auf den Mittelpunkt hin fällt noch ganz aus dem Kreis entweicht, sondern auf seiner Kreisbahn bleibt.

Abb. 7: Die Zentrifugalkraft wirkt der Anziehungskraft entgegen und bewirkt, dass die Elektronen auf ihrer Kreisbahn bleiben

1.2 Größenverhältnisse: Atomkern/Atomhülle

Atomkerne sind sehr klein. Der Durchmesser des Atomkerns (10^{-13} cm) ist mehr als 100.000-mal kleiner als der Durchmesser des gesamten Atoms.

Zum Vergleich:

Wäre der Atomkern so groß wie ein Steck-

nadelkopf von 2 mm Durchmesser, so würde der Durchmesser der Atomhülle 200 Meter betragen. Der sehr kleine Atomkern enthält aber fast die gesamte Masse eines Atoms, während die Elektronenhülle nahezu masseloser ist.

1.3 Wie schwer sind Atome?

Die Atome aller Elemente (Elemente sind Grundstoffe, die chemisch nicht mehr zerlegbar sind. Sie bestehen aus vielen Atomen) unterscheiden sich in Größe, Anzahl der Elementarteilchen (= Protonen, Neutronen, Elektronen) und Masse. Wie die Größe (siehe Kapitel 1.2), ist die Masse der Atome sehr gering.

1.3.1 Absolute Atommasse

Die Masse eines Protons beträgt

$$1,67 \times 10^{-24} \text{ g}$$

$$= 0,000.000.000.000.000.000.00167 \text{ g}$$

Die Masse eines Neutrons entspricht etwa der Masse eines Protons.

Die Masse eines Elektrons ist noch rund 2000-mal kleiner als die Masse eines Protons bzw. Neutrons und beträgt

$$9,11 \times 10^{-28} \text{ g}$$

Die Masse eines Elektrons ist daher für die Gesamtmasse eines Atoms fast ohne Bedeutung und für die Berechnung der Atommasse zu vernachlässigen.

Die absolute Atommasse (Einheit g) setzt sich daher zusammen aus der Masse der Protonen und der Masse der Neutronen. Sie ist unvorstellbar klein. Ihre Werte bewegen sich zwischen

$$10^{-24} \text{ g und } 10^{-22} \text{ g}$$

Beispiele: Wasserstoffatom: $1,67 \times 10^{-24}$ g (Das einfachste Wasserstoffatom hat im Atomkern nur 1 Proton. Die absolute Atommasse des Wasserstoffs entspricht daher der Protonenmasse).

Kohlenstoffatom: 20×10^{-24} g

1.3.2 Relative Atommasse

Das Rechnen mit solch unvorstellbar kleinen Atommassen, wie in Kap.1.3.1 angegeben ist sehr umständlich. Man ist deshalb international übereingekommen, die Atommassen in einer anderen geeigneteren Einheit anzugeben. Als Bezugsgröße wählte man das Kohlenstoffatom, da es besonders stabil ist.

Die Atommasseneinheit „1 u“ ist der 12.Teil der Masse des Kohlenstoffatoms (Kohlenstoffisotops)

$${}^1_6\text{C}$$

[„u“ ist übersetzt aus dem Englischen „unit“ und bedeutet Einheit.]

${}^1_6\text{C}$: links unten an das Elementsymbol schreibt man die Protonenzahl (auch Kernladungszahl oder Ord-

nungszahl im Periodensystem der Elemente genannt), links oben an das Elementsymbol schreibt man die Massenzahl, die sich aus der Zahl der Protonen und der Zahl der Neutronen eines Atoms zusammensetzt.

Isotope: Die Atome eines Elements haben immer die gleiche Protonenzahl; sie unterscheiden sich aber in der Neutronenzahl und damit auch in der Massenzahl. Solche Atome oder Atomkerne bezeichnet man als *Isotope*. So besteht z.B. das Element Bor zu 80% aus Atomen mit der Neutronenzahl 6 bzw. Massenzahl 11(u) und zu 20% aus Atomen mit der Neutronenzahl 5 bzw. Massenzahl 10(u). Berechnet man nach diesen Angaben die durchschnittliche Massenzahl, so erhält man den Wert 10,8(u). Die errechnete Massenzahl stimmt mit dem im PSE angegebenen Wert überein. Die im PSE angegebene Atommasse (Kommazahl) ergibt sich also aus dem Mischungsverhältnis der verschiedenen Isotope.

1.4 Atomaufbau am Beispiel ausgewählter Elemente

1. Beispiel:

Das am einfachsten gebaute Atom ist das Wasserstoffatom. Der Atomkern besteht aus einem einzigen Proton (positiv geladen). Die Kernladungszahl beträgt daher 1+. In der Atomhülle kreist 1 Elektron (negativ) auf einer Schale.

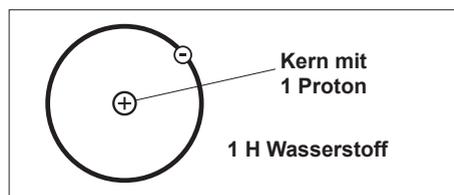


Abb. 8: Das Wasserstoff-Atom hat ein Elektron

2. Beispiel:

Die Atome des Elementes **Helium** haben jeweils im Atomkern 2 Protonen und meist 2 Neutronen (siehe Begriff: „Isotop“) Die Atomhülle besitzt ebenfalls 2 Elektronen auf einer Schale.

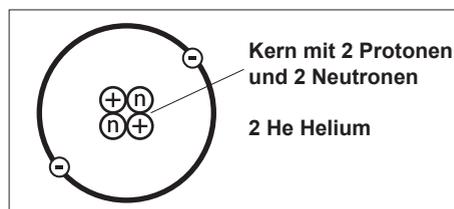


Abb. 9: Das Helium-Atom hat 2 Elektronen

3. Beispiel:

Die Atome des Elements *Lithium* haben jeweils im Atomkern 3 Protonen und meist 4 Neutronen. Die Atomhülle besitzt in diesem Fall 2 Schalen. Auf der 1. Schale (K-Schale) kreisen 2 Elektronen (sie ist damit voll besetzt und abgesättigt); auf der 2. Schale (K-Schale, äußerste Schale) befindet sich 1 Elektron. Das Lithiumatom hat daher insgesamt 3 Elektronen.

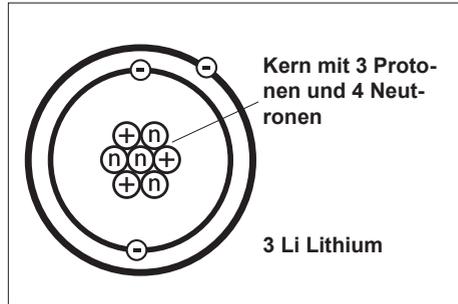


Abb. 10: Das Lithium-Atom hat 3 Elektronen

4. Beispiel:

Bor-Atom

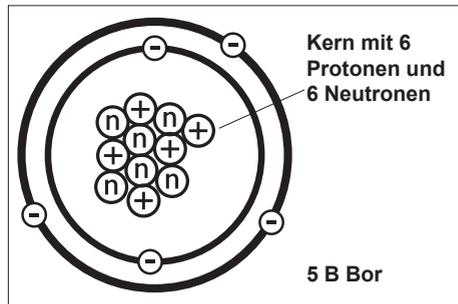


Abb. 11: Das Bor-Atom hat 5 Elektronen

$^{35}_{17}\text{Cl}$ (Chlor) ableiten?
 Was können Sie aus der Angabe ableiten?

Das Atom enthält 17 Protonen. Die Kernladungszahl beträgt demnach 17+.

Da ein Atom nach außen hin neutral ist, gilt:
Zahl der Protonen im Atomkern entspricht Zahl der Elektronen in der Atomhülle

Die Zahl der Elektronen beträgt daher in diesem Fall ebenfalls 17; davon sind:
 2 Elektronen auf der 1. Schale (K-Schale)
 8 Elektronen auf der 2. Schale (L-Schale)
 7 Elektronen auf der 3. Schale (M-Schale, äußerste Schale)

Für alle Atome gilt auch:
 Massenzahl = Protonenzahl zuzüglich Neutronenzahl

Wie in Kapitel 1.3 ausgeführt, resultiert die Atommasse aus dem Mischungsverhältnis der einzelnen Isotope. Das genaue Mischungsverhältnis ist Tabellen zu entnehmen.

So besteht das Element Chlor zu 75,5 % aus Atomen der Massenzahl 37 (u) und zu 24,5 % aus Atomen der Massenzahl 35 (u). Die Atome der Massenzahl 37(u) besitzen im Atomkern 20 Neutronen, die der Massenzahl 35 (u) haben 18 Neutronen.

[Die Zahl der Protonen bleibt bei allen Atomen desselben Elements gleich und beträgt in diesem Fall 17.]

Wiederholungsfragen

1. Welche Erkenntnisse brachte der Rutherford'sche Versuch?
2. Wirken zwischen Neutronen und Elektronen anziehende Kräfte?
3. Warum müssen wir annehmen, dass sich die Elektronen in der Atomhülle ständig bewegen?
4. Wie setzt sich die Masse eines Atoms fast ausschließlich zusammen?
5. Wie ist die Elektronenverteilung auf den einzelnen Schalen beim Atom Chlor?
6. Welche Elementarteilchen sind für chem. Reaktionen von Bedeutung?
7. Was versteht man unter der Edelgaskonfiguration eines Atoms?
8. Ein Atomkern werde durch eine Kugel von 1 cm Durchmesser dargestellt. Welchen Durchmesser müsste die dazugehörige, in gleichem Verhältnis vergrößerte Atomhülle haben?
9. Das Element Magnesium besteht zu 78,7% aus Atomen der Massenzahl 24(u), 10,1% aus Atomen der Massenzahl 25(u) und zu 11,2% aus Atomen der Massenzahl 26(u). Berechnen Sie die Atommasse und vergleichen Sie das Ergebnis mit dem im Periodensystem der Elemente angegebenen Wert!
10. Das K-Atom (Atommasse 39u) enthält 19 Elektronen. Wie groß ist die Ladung des Atomkerns? Wie viele Neutronen sind darin enthalten?

2. Das Periodensystem der Elemente (PSE)

Ein Element ist ein Grundstoff, der aus Atomen mit der gleichen Protonenzahl besteht. Reiner Sauerstoff ist z.B. ein Element oder reines Lithium usw. Die Kurzzeichen chemischer Elemente nennt man Symbole. Sie sind vom lateinischen Wort des Elements abgeleitet.

Beispiele für Kurzzeichen

Element	Lateinischer Name	Symbol (Kurzzeichen)
Wasserstoff	Hydrogenium	H
Eisen	Ferrum	Fe
Stickstoff	Nitrogenium	N

Vor etwa 100 Jahren (man kannte damals den Aufbau der Atome aus Protonen, Neutronen und auf Schalen kreisenden Elektronen noch nicht), entdeckte man, dass bestimmte Gruppen von Elementen ähnliche Eigenschaften haben. Der Russe Dimitri

Mendelejew (1834-1907) und der Deutsche, Robert Meyer (1830-1895), ordneten unabhängig voneinander die Elemente nach steigenden Atommassen. Dabei stellten sie fest, dass in bestimmten Abständen (Perioden) immer Elemente mit ähnlichen Eigenschaften auftraten und fassten diese in Gruppen zusammen.

Daraus entstand eine regelmäßige Anordnung von Elementen, das so genannte *Periodensystem der Elemente (abgekürzt PSE)*. Heutzutage sind die Elemente im PSE jedoch nicht nach steigenden Atommassen geordnet, sondern nach steigender Protonenzahl. Daher nennt man die Protonenzahl auch die Ordnungszahl im PSE. Das Periodensystem ist das wichtigste Hilfsmittel in der Chemie. Es ist unentbehrlich bei der Aufstellung von chemischen Reaktionsgleichungen.