

1 Einführung

Zunächst stellt sich die Frage:

Was ist eigentlich Chemie? Die übliche Antwort lautet: „Chemie ist, wenn es stinkt und kracht!“

Man kann also bei einer chemischen Reaktion mit den Sinnen Veränderungen wahrnehmen. Zunächst bleibt jedoch verborgen, was genau geschieht. Dieses zu erforschen ist das Aufgabengebiet der Chemie.

Die Chemie ist eine exakte Naturwissenschaft, d. h. die Fragestellungen werden durch Experimente und Messungen gelöst.

Der Forschungsgegenstand ist der Stoff und seine Veränderungen bei chemischen Vorgängen:

- Die Chemie ist die Lehre von den Stoffen und den Stoffänderungen.
- Soweit sich die Physik mit den Stoffen befasst, untersucht sie Zustände und Zustandsänderungen.

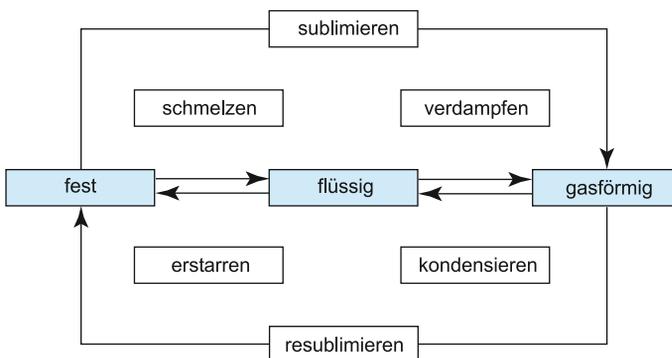
2 Übersicht über die Aggregatzustände

Stoffe können in drei Aggregatzuständen vorkommen: *fest, flüssig, gasförmig*.

Die Begriffe *Schmelzen, Erstarren, Verdampfen, Kondensieren, Sublimieren* und *Resublimieren* bezeichnen die Übergänge zwischen den Aggregatzuständen.

Beispielsweise versteht man unter einer **Sublimation** den Übergang *fest – gasförmig*, wie es z. B. beim Trocknen gefrorener Straßen möglich ist.

Der Vorgang in der umgekehrten Richtung ist die **Resublimation** und geschieht bei der Bildung von Raureif.



• **Abb. 2.1:** Die Aggregatzustände und ihre Übergänge

Der Übergang *fest* → *flüssig* → *gasförmig* erfolgt unter *Energiezufuhr*.

Der Übergang *gasförmig* → *flüssig* → *fest* geschieht unter *Entzug von Energie*.

Es gelten folgende Abkürzungen: (g) = gasförmig, (l) = flüssig, engl. liquid, (s) = fest, engl. solid

3 Stoffe, Gemische, Reinstoffe, Elemente

Früher glaubte man, die verschiedenen „Stoffe“, wie auch ihre Eigenschaften, seien das Ergebnis unterschiedlicher Mischungen von Feuer, Wasser, Erde und Luft.

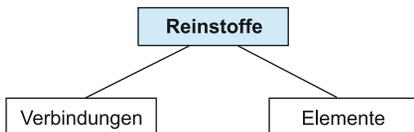
Heute ordnet man die Stoffe aufgrund ihrer chemischen Zusammensetzung ein:

■ **Tab. 3.1:** Einteilung der Stoffe

Stoff	bezeichnet jegliche Art von Materie
(Stoff-)Gemisch	kann durch verschiedene physikalische bzw. chemische Maßnahmen in seine Bestandteile (Reinstoffe) zerlegt werden
Reinstoffe	sind chemische Verbindungen bzw. Elemente
Verbindungen	bestehen aus zwei oder mehreren chemischen Elementen, die über chemische Bindungen verknüpft sind
Elemente	sind mit den gängigen chemischen Methoden nicht weiter zerlegbar

4 Die Einteilung der Reinstoffe – einige wichtige Begriffe

- **Reinstoffe** sind chemisch reine Substanzen, d. h. sie sind nicht mit anderen Stoffen vermischt.
Sie besitzen bei gleichbleibenden äußeren Bedingungen (*Druck, Temperatur*) immer die gleichen Eigenschaften, wie *Siedepunkt, Schmelzpunkt, Dichte* usw. (siehe ► Periodensystem in der vorderen Umschlagklappe).
- Sowohl chemische *Verbindungen* als auch chemische *Elemente* sind Reinstoffe.



○ **Abb. 4.1:** Was sind Reinstoffe?

- Reinstoffe, die *Verbindungen* sind, können durch spezielle chemische Maßnahmen *noch weiter zerlegt werden*.
Durch diese Zerlegungen entstehen im Endeffekt die an einer Verbindung beteiligten Elemente.
- Reinstoffe, die bereits *Elemente* sind, können *nicht weiter zerlegt* werden.

5 Elemente und ihre Symbole

Das heute gebräuchliche Formelsystem, das den einzelnen Elementen Kürzel aus einem oder zwei Buchstaben zuweist, geht auf den schwedischen Chemiker Jöns Jakob *Berzelius* zurück, der damit eine *international verwendete chemische Zeichensprache* schuf:

Jedes chemische Element erhielt ein Symbol, das von seinem lateinischen oder griechischen Namen abgeleitet wurde.

Nachfolgend werden die gebräuchlichsten und am häufigsten verwendeten Elementsymbole vorgestellt, deren sichere Beherrschung für eine weitere erfolgreiche Beschäftigung mit chemischen Grundlagen absolut erforderlich ist.

5.1 Die ersten zwanzig Elemente (Ordnungszahl 1–20)

▣ **Tab. 5.1:** Die Symbole der ersten zwanzig Elemente

H	Wasserstoff
He	Helium
Li	Lithium
Be	Beryllium
B	Bor
C	Kohlenstoff
N	Stickstoff
O	Sauerstoff
F	Fluor
Ne	Neon
Na	Natrium
Mg	Magnesium
Al	Aluminium
Si	Silicium
P	Phosphor
S	Schwefel
Cl	Chlor
Ar	Argon
K	Kalium
Ca	Calcium

5.2 Weitere wichtige Elemente

Die nachstehend genannten Elemente werden erfahrungsgemäß häufig bei der Behandlung chemischer Grundlagen gebraucht. Die Zahl in Klammern bezeichnet jeweils die Ordnungszahl. Im PSE (Periodensystem der Elemente) steht sie links unten neben dem Elementsymbol.

▣ **Tab. 5.2:** Symbole und Ordnungszahlen wichtiger Elemente

Cr	Chrom	(24)
Mn	Mangan	(25)
Fe	Eisen	(26)
Co	Kobalt	(27)
Ni	Nickel	(28)
Cu	Kupfer	(29)
Zn	Zink	(30)
Br	Brom	(35)
Ag	Silber	(47)
Cd	Cadmium	(48)
Sn	Zinn	(50)
Sb	Antimon	(51)
I	Iod	(53)
Ba	Barium	(56)
Au	Gold	(79)
Hg	Quecksilber	(80)
Pb	Blei	(82)
Ra	Radium	(88)

Die Symbole werden zum einen dazu verwendet, die *Elementnamen* zu repräsentieren, zum anderen, um *Einzelatome* eines jeweiligen Elementes zu bezeichnen.

6 Der Bau des Atoms

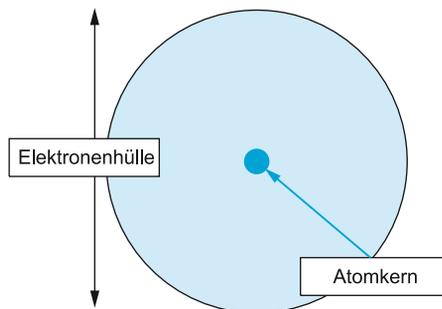
Die wesentlichen Aussagen des frühen *Dalton*-Atommodells, bei dem die Atome als winzige Massekügelchen angesehen werden, lauten wie folgt:

- Die verschiedenen Elemente bestehen aus kleinsten, bei chemischen Vorgängen ungeteilt bleibenden Atomen.
- Die Atome eines Elementes sind gleich. Sie besitzen die gleiche Masse.
- Atome *verschiedener Elemente* sind verschieden. Sie besitzen unterschiedliche Massen.

Diese Modellvorstellung wurde inzwischen erweitert (z. B. kennt man heute zusätzlich das Schalenmodell, siehe ► Kap. 7, und das Orbitalmodell, siehe ► Kap. 8) und zum Teil korrigiert.

6.1 Das Kern-Hülle-Modell

Der Nobelpreisträger *Rutherford* kam durch seine Untersuchungen zu einer Modellvorstellung für den Bau der Atome, die von einem positiv geladenen Atomkern und einer negativ geladenen Atomhülle ausgeht.

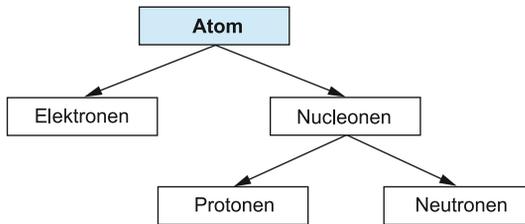


• **Abb. 6.1:** Rutherford'sches Atommodell

6.2 Bestandteile von Atomkern und Elektronenhülle

Mit Hilfe von Hochspannung lassen sich im Hochvakuum an Atomen Ladungstrennungen durchführen, was zu folgender Interpretation führte:

- Die Atomkerne vereinigen zwei Arten von *Nucleonen*, die **positiv** geladenen *Protonen* und die **neutralen** *Neutronen*.
- In der Hülle befinden sich die *Elektronen* mit ihrer **negativen** Ladung.
- Protonen, Neutronen und Elektronen bezeichnet man als *Elementarteilchen*.



Elementarteilchen	Abkürzung	Ladung
Elektron	e^-	-1 negativ
Proton	p^+ , p	+1 positiv
Neutron	n	0 neutral

• **Abb. 6.2:** Übersicht über die Elementarteilchen

Atome sind nach außen hin *neutral*, d. h. *ungeladen*, also ist die *Anzahl der Protonen gleich der Zahl der Elektronen*.

6.3 Der Bau des Atomkerns bei den einzelnen Elementen

6.3.1 Protonen

Die Zugehörigkeit eines Atoms zu einem Element richtet sich streng nach der Protonenzahl im Kern!

Also steht z. B. fest, dass Atome mit 35 Protonen im Kern *ausschließlich* dem Element *Brom* zuzuordnen sind.

Die Protonenzahl heißt auch *Ordnungszahl* oder *Kernladungszahl*.

Im **Periodensystem der Elemente** (= PSE) sind die Elemente nach der steigenden Protonenzahl in den jeweiligen Atomkernen angeordnet.

■ **Tab. 6.1:** Beispiele für Protonenzahlen in den Kernen verschiedener Elemente

Element	Protonenzahl p = Ordnungszahl (OZ)
Wasserstoff	1
Kohlenstoff	6
Brom	35
Blei	82

6.3.2 Neutronen und Isotope

In den Atomkernen ist die Neutronenanzahl n *ungefähr gleich* der Protonenzahl p .

Aber:

Die Kerne der Atome **eines** Elementes (sie besitzen die gleiche Protonenzahl p) können sich in der Zahl der Neutronen n unterscheiden.

Man bezeichnet diese unterschiedlichen Atome (Masse!) als *Isotope* ein- und desselben Elementes.

□ **Tab. 6.2:** Verschiedene Isotopenarten bei unterschiedlichen Elementen

Element	H	He	Li	C	N	O	F
p	1	2	3	6	7	8	9
$n1 < p$	0	–	–	–	–	7	–
$n2 = p$	1	2	3	6	7	8	9
$n3 > p$	2	3	4	7	8	–	10
$n4 > p$	–	–	–	8	–	–	–

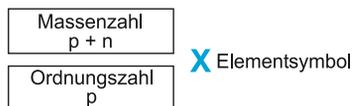
n = Neutronenanzahl, p = Protonenzahl

Man unterscheidet *Reinelemente*, die in allen Kernen dieselbe Neutronenzahl aufweisen, von den *Mischelementen*, die wesentlich häufiger sind und in deren Kernen sich die Neutronenzahlen unterscheiden.

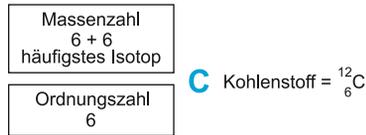
Die **Summe $p + n$** wird als **Massenzahl** bezeichnet.

6.3.3 Schreibweise

Um auf einen Blick die Kernsituation des jeweiligen Elementes erfassen zu können, wird oft die nachstehende Schreibweise verwendet:



Beispiel:



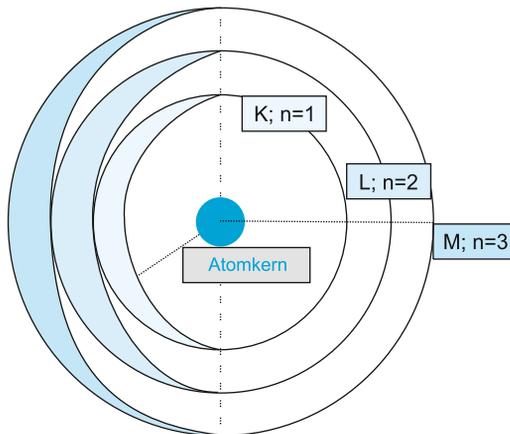
• **Abb. 6.3:** Vereinfachte Schreibweise eines Elementes

Die Dezimalbrüche für die genaue Massenzahl kommen durch eine Durchschnittsbildung der Massenzahlen „aller“ Atome (= Isotope) des betreffenden Elementes zustande.

7 Das Schalenmodell der Atomhülle

Die Elektronen e^- (nachfolgend wird immer wieder diese Abkürzung verwendet werden) ordnen sich in der Elektronenhülle des jeweiligen Atoms nach bestimmten Gesetzmäßigkeiten an.

Die Modellvorstellung geht davon aus, dass sich die energetischen Zustände (Energienstufen), denen die einzelnen e^- zugeordnet sind, zunächst vereinfacht mit **Schalen** beschreiben lassen, die **konzentrisch um den Atomkern** angeordnet sind.



• **Abb. 7.1:** Ansicht des Schalenmodells für die ersten drei Schalen K, L, M

- Bei den schwersten Atomen sind bis zu **7 Energienstufen** mit e^- besetzt.
- Auf jeder dieser Energienstufen hat eine festgelegte Zahl von e^- „Platz“.

24 Die Elementgruppen des „verkürzten“ Periodensystems

24.1 Die Hauptgruppen

Das so genannte „verkürzte“ Periodensystem enthält die Elemente der *acht Hauptgruppen*.

Die Spalten der Hauptgruppen werden im PSE mit den römischen Zahlen I bis VIII überschrieben.

Aus der chemischen Tradition heraus haben die Hauptgruppen Namen bekommen, die auch heute noch verwendet werden:

- I. Die Gruppe der Alkalimetalle
- II. Die Gruppe der Erdalkalimetalle
- III. Die Borgruppe
- IV. Die Kohlenstoffgruppe
- V. Die Stickstoffgruppe
- VI. Die Sauerstoffgruppe (Chalkogene)
- VII. Die Gruppe der Halogene
- VIII. Die Edelgase

Die übrigen Elemente des PSE gehören den

- *Nebengruppenelementen (Übergangsmetalle) bzw. Lanthanoiden und Actinoiden* an.

Die Nebengruppenelemente sind aufgrund ihres metallischen Charakters am Aufbau vieler, in der Chemie bedeutender Salze beteiligt (siehe ► Kap. 27).

24.2 Kurzcharakteristik der Hauptgruppen

I. Die Gruppe der Alkalimetalle

- Lithium, Natrium, Kalium, Rubidium, Caesium, Francium
- silbrig-weiße, niedrig schmelzende Metalle
- weich und leicht schneid- und verformbar
- sehr reaktionsfreudig, kommen in der Natur nur gebunden vor, nicht elementar
- Aufbewahrung unter Petroleum, Oxidschicht entsteht auf der Oberfläche

II. Die Gruppe der Erdalkalimetalle

- Beryllium, Magnesium, Calcium, Strontium, Barium, Radium
- leichte Metalle, geringes spezifisches Gewicht
- silbrig-weiß, ohne Oxidschicht

- reaktionsfreudig, können jedoch an der Luft aufbewahrt werden
- in der Natur in mineralischen Verbindungen (Mg auch als Zentralion im Blattfarbstoff Chlorophyll), nicht elementar

III. Die Borgruppe

- Bor, Aluminium, Gallium, Indium, Thallium
- B ist ein hartes Nichtmetall, Al und die übrigen Elemente der Gruppe sind weiche Metalle
- Al ist in der Natur an einer großen Zahl der Verbindungen der Erdkrinde beteiligt, elementar kommt es nicht vor
- B, Ga, In, Tl sind selten
- B ist im Gegensatz zu den anderen Elementen reaktionsträge

IV. Die Kohlenstoffgruppe

- Kohlenstoff, Silicium, Germanium, Zinn, Blei
- die Elemente C, Si und Ge sind Nichtmetalle, die übrigen haben ausgeprägten Metallcharakter
- die elementaren Eigenschaften sind sehr unterschiedlich
- in der mineralischen Erdkrinde kommt Si am häufigsten vor
- C ist allgegenwärtiger Bestandteil der Stoffe der belebten Natur
- Pb hat eine große Dichte – das Metall und seine Verbindungen sind sehr schwer

V. Die Stickstoffgruppe

- Stickstoff, Phosphor, Arsen, Antimon, Wismut
- der Metallcharakter nimmt innerhalb der Gruppe nach unten zu:
N ist ein typisches Nichtmetall (gasförmig), die Elemente P und As treten in metallischen und nichtmetallischen Varianten (= Modifikationen, siehe auch ► Kap. 29.2) auf, Sb und Bi sind Metalle
- N ist Hauptbestandteil der Luft (78,09 %)

VI. Die Sauerstoffgruppe (Chalkogene)

- Sauerstoff, Schwefel, Selen, Tellur, Polonium
- O ist ein gasförmiges Nichtmetall von hellblauer Farbe
- S ist ein festes, gelbes Nichtmetall
- Se, Te, Po treten auch in metallischen Varianten auf
- O ist lebenswichtiger Bestandteil der Luft und des Wassers (dort ist es in riesigen Mengen gebunden)
- die Gesamtmasse des O entspricht etwa der Masse aller übrigen Elemente

VII. Die Gruppe der Halogene

- Fluor, Chlor, Brom, Iod, Astat
- alle Halogene sind Nichtmetalle
- alle Aggregatzustände sind (bei Normalbedingungen) innerhalb dieser Hauptgruppe anzutreffen:
F und Cl sind gasförmig, Br ist flüssig, I ist fest
- die Halogene sind reaktionsfreudige Elemente, sie gehen mit nahezu allen anderen Elementen Verbindungen ein
- ihre Verbindungen mit Metallen heißen **Salze** (Halogen = Salzbildner)
- F ist das reaktivste aller Elemente

VIII. Die Edelgase

- Helium, Neon, Argon, Krypton, Xenon, Radon
- alle Edelgase sind gasförmig und außerordentlich *reaktionsträge*
- nur die schwereren Edelgasatome (Kr, Xe, Rn) bilden Verbindungen mit den reaktivsten Halogenen bzw. O und N
- sie kommen in Spuren in der Luft vor oder sind in winzigen Blasen in Mineralien eingeschlossen
- sie finden breite Verwendung in der Beleuchtungsindustrie, z. B. als Füllung von Glühlampen oder als farbgebende Komponente in Leuchtstoffröhren

Die Grundidee, im PSE Elemente mit ähnlichen Eigenschaften zu den Hauptgruppen zusammenzufassen, wird besonders in den Gruppen I, VII und VIII deutlich.

Hier erkennen wir in ersterer ausschließlich reaktive Metalle, in VII nur reaktionsfreudige Nichtmetalle und in VIII reaktionsträge Gase.

In den anderen Hauptgruppen nimmt der Nichtmetallcharakter von oben nach unten ab.

25 Die Bindungswertigkeit

Alle bisherigen Betrachtungen gaben keinerlei Aufschluss darüber, wie die einzelnen Verbindungen zustande kommen:

- Wie kommt es zu „Stoffteilchen“ wie H_2O , NH_3 , H_2SO_4 , $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$... usw.?
- Warum treten die Atome gerade in dieser Anzahl und in diesem Verhältnis zusammen?
- Aus welchen Gründen können zwei Elemente mehrere unterschiedliche Verbindungen bilden, wie z. B. FeCl_2 und FeCl_3 ?

Diese Fragen beschäftigten natürlich auch viele Forscher in der Frühzeit der Chemie. Nachdem jedoch zu dieser Zeit noch kein konkretes Wissen über Atome und Moleküle bzw. deren Bau existierte, waren die wissenschaftlichen Experimente und Gedankengänge an die makroskopischen, meist physikalischen Möglichkeiten gebunden. Die Ergebnisse dieser Arbeiten wiesen den richtigen Weg und sind auch in heutiger Zeit mit den so genannten „Verbindungsgesetzen“ Bestandteil eines jeden Chemie-Anfangsunterrichtes, wobei an dieser Stelle die chemische Lust des aufstrebenden Adepten einen ersten und meist dauerhaften Dämpfer erfährt.

In diesem Skriptum wird aus diesen und anderen Gründen auf eine Herleitung verzichtet. Der Lernende soll auf möglichst einfache Weise eine Vorstellung erhalten, wie die Atome zu Molekülen zusammenfinden.

Das Hilfsmittel der so genannten *Wertigkeit*, das in den folgenden Abschnitten behandelt wird, basiert auf den tatsächlichen Bindungseigenschaften der Atome und kann eine erste, eher schematische Vorstellung vom Entstehen einer bestimmten Molekülart vermitteln.

25.1 Definition der stöchiometrischen Wertigkeit

Unter der stöchiometrischen oder Bindungswertigkeit (kurz: Wertigkeit) eines Elementes versteht man die Anzahl an Wasserstoff-Atomen, die ein Atom des Elementes an sich binden kann oder zu ersetzen vermag.

Beispiele:

▣ **Tab. 25.1:** Wertigkeiten, bezogen auf Wasserstoff

Verbindung	Name der Verbindung	Anzahl der gebundenen H-Atome	zweites, in der Verbindung enthaltene Element	Wertigkeit der Atome des zweiten Elements
H ₂ O	Wasser	2	O	2
NH ₃	Ammoniak	3	N	3
H ₂ S	Schwefelwasserstoff	2	S	2
CH ₄	Methan	4	C	4
HCl	Chlorwasserstoff	1	Cl	1

25.2 Praktische Anwendung

Die Wertigkeit ermöglicht es, einer Vielzahl von chemischen Verbindungen ein erstes, ordnendes Prinzip bezüglich der qualitativen und quantitativen Zusammensetzung ihrer Moleküle zugrunde zu legen.

Da nicht alle Verbindungen Wasserstoff enthalten oder auch aus mehr als zwei Elementen aufgebaut sind, helfen die nachstehenden Grundregeln weiter:

- I. H hat stets die Wertigkeit 1.
- II. O ist fast immer zweiwertig (Ausnahme ist H_2O_2 – Wasserstoffperoxid).
- III. F, Cl, Br, I sind einwertig.
- IV. Innerhalb der Formeln binärer Verbindungen (= Verbindungen, bestehend aus 2 Elementen) ergeben die Produkte aus Indexzahl und Wertigkeit jeweils denselben Wert!
- V. Ein und dasselbe Element kann in verschiedenen Wertigkeitsstufen vorkommen.

„Wertigkeiten“ in Verbindungen, deren Moleküle *mehr als zwei Elemente* aufweisen, werden zweckmäßigerweise als Oxidationszahlen ermittelt. (Die Regeln zur Ermittlung von Oxidationszahlen, siehe ► Kap. 38.3.2, ähneln obigen Grundregeln).

Allerdings stellt sich mit zunehmender Kenntnis des PSE und gewohnheitsmäßiger Anwendung auch ein „Gespür“ für die Wertigkeiten „Dritter“ ein.

Um eine gewisse Sicherheit im Umgang mit Wertigkeiten zu erlangen, werden in **Tab. 25.2 binäre** Verbindungen betrachtet. Vergleichen Sie die Beispiele mit den Grundregeln!

Tab. 25.2: Beispiele zur Berechnung von Wertigkeiten

Verbindung	Name der Verbindung	bekannte Wertigkeit (Regeln I – III)	Ermittlung der unbekanntenen Wertigkeit (Regel IV)	neu ermittelte Wertigkeit
AgBr	Silberbromid	Br = 1	$1 \cdot 1 = 1 \cdot ?$	Ag = 1
Al_2O_3	Aluminiumoxid	O = 2	$3 \cdot 2 = 2 \cdot ?$	Al = 3
BaCl_2	Bariumchlorid	Cl = 1	$2 \cdot 1 = 1 \cdot ?$	Ba = 2
CO	Kohlenstoffmonoxid	O = 2	$1 \cdot 2 = 1 \cdot ?$	C = 2
CO_2	Kohlenstoffdioxid	O = 2	$2 \cdot 2 = 1 \cdot ?$	C = 4
FeCl_2	Eisen(II)-chlorid	Cl = 1	$2 \cdot 1 = 1 \cdot ?$	Fe = 2
FeCl_3	Eisen(III)-chlorid	Cl = 1	$3 \cdot 1 = 1 \cdot ?$	Fe = 3

Verbindung	Name der Verbindung	bekannte Wertigkeit (Regeln I – III)	Ermittlung der unbekanntenen Wertigkeit (Regel IV)	neu ermittelte Wertigkeit
HgO	Quecksilberoxid	O = 2	$1 \cdot 2 = 1 \cdot ?$	Hg = 2
MnCl ₂	Mangan(II)-chlorid	Cl = 1	$2 \cdot 1 = 1 \cdot ?$	Mn = 2
MnO ₂	Mangan(IV)-oxid	O = 2	$2 \cdot 2 = 1 \cdot ?$	Mn = 4
NO	Stickstoff(II)-oxid	O = 2	$1 \cdot 2 = 1 \cdot ?$	N = 2
NH ₃	Ammoniak	H = 1	$3 \cdot 1 = 1 \cdot ?$	N = 3
N ₂ O ₄	Stickstoff(IV)-oxid	O = 2	$4 \cdot 2 = 2 \cdot ?$	N = 4
PCl ₃	Phosphor(III)-chlorid	Cl = 1	$3 \cdot 1 = 1 \cdot ?$	P = 3
PCl ₅	Phosphor(V)-chlorid	Cl = 1	$5 \cdot 1 = 1 \cdot ?$	P = 5
H ₂ S	Schwefelwasserstoff	H = 1	$2 \cdot 1 = 1 \cdot ?$	S = 2
SO ₂	Schwefeldioxid	O = 2	$2 \cdot 2 = 1 \cdot ?$	S = 4
SO ₃	Schwefeltrioxid	O = 2	$3 \cdot 2 = 1 \cdot ?$	S = 6

26 Edelgaskonfiguration und Oktettregel

26.1 Die Elektronenkonfiguration der Edelgase

▣ **Tab. 26.1:** Die Elektronenkonfigurationen aller Edelgase

Edelgas	Ordnungszahl p	Elektronenanzahl auf den Hauptschalen					
		n = 1	n = 2	n = 3	n = 4	n = 5	n = 6
He	2	2					
Ne	10	2	8				

Edelgas	Ordnungs- zahl p	Elektronenanzahl auf den Hauptschalen					
		n = 1	n = 2	n = 3	n = 4	n = 5	n = 6
Ar	18	2	8	8			
Kr	36	2	8	18	8		
Xe	54	2	8	18	18	8	
Rn	86	2	8	18	32	18	8

Bei den Edelgasen ist die „äußerste“ Schale mit $8 e^-$ besetzt.
Eine Ausnahme bildet das Element He ($2 e^-$).

In [Tab. 26.1](#) wird durch die graue Unterlegung auf dieses Charakteristikum der Edelgaskonfiguration aufmerksam gemacht.

Nur bei den Edelgasen He und Ne ist die äußerste Schale zudem mit der maximal möglichen e^- -Zahl besetzt.

Kursiv dargestellte Zahlen weisen auf vollbesetzte Schalen hin.

26.2 Das Elektronenoktett

Die „ $8e^-$ -Besetzung“ (= Elektronenoktett) in den äußersten Schalen der Edelgasatomhüllen, gemeinhin als *Edelgaskonfiguration* bezeichnet, erweist sich in der chemischen Praxis als sehr *stabil*, da sie *einen besonders günstigen energetischen Zustand* darstellt. Daraus erklärt sich die beeindruckende Reaktionsträgheit dieser Elemente.

Für die anderen Elemente gilt:

Eine äußerst intensive *Triebkraft* für das Zustandekommen chemischer Reaktionen der Elemente zu Verbindungen besteht darin, dass die reagierenden Atome das *Elektronenoktett* zu erreichen suchen oder die Beteiligung daran anstreben.

Die Elemente aller anderen Gruppen des PSE verfügen von Natur aus nicht über ein Elektronenoktett der äußersten Schale.

Die Atome erlangen es in ihren Verbindungen durch Elektronenaufnahme oder -abgabe (siehe [► Kap. 27](#)) bzw. sie beanspruchen Elektronen durch gemeinsame „Nutzung“ (siehe [► Kap. 28](#)).

Diese Vorgänge in den Elektronenhüllen bewirken zwischen den beteiligten Atomen eine *chemische Bindung*.

26.3 Die Valenzelektronen

Die Elektronen der äußersten Schale werden als Außenelektronen oder *Valenzelektronen* bezeichnet.

Elemente einer Hauptgruppe haben dieselbe Anzahl von Valenzelektronen:

I.	Die Gruppe der Alkalimetalle	1 e ⁻
II.	Die Gruppe der Erdalkalimetalle	2 e ⁻
III.	Die Borgruppe	3 e ⁻
IV.	Die Kohlenstoffgruppe	4 e ⁻
V.	Die Stickstoffgruppe	5 e ⁻
VI.	Die Sauerstoffgruppe (Chalkogene)	6 e ⁻
VII.	Die Gruppe der Halogene	7 e ⁻
VIII.	Die Edelgase	8 e ⁻

Die Aufzählung verdeutlicht, dass die (Haupt-)Gruppennummer mit der Zahl der Valenzelektronen identisch ist:

Gruppennummer = Anzahl der Valenzelektronen

26.4 Ausblick auf die Vorgänge in den Elektronenhüllen während chemischer Reaktionen

Wir wissen bereits um die Ähnlichkeit der chemischen Eigenschaften (siehe ► Kap. 24.2) und die identische Konfiguration der Valenzelektronen bei den Elementen einer Hauptgruppe.

Nachstehend sollen nun die charakteristischen Eigenschaften von Hauptgruppenelementen mit den Vorgängen zur Erlangung der Edelgaskonfiguration in den Atomhüllen in Zusammenhang gebracht werden.

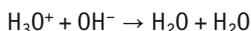
37.10 Die Neutralisationsreaktion

37.10.1 Die Bedeutung der H_3O^+ - und OH^- -Ionen

Vereinigt man Portionen von Lösungen, die sauer reagieren, kurz als *Säuren* bezeichnet, mit solchen, die *alkalische Eigenschaften* besitzen, im chemischen Gebrauch *Laugen* genannt, so kann man unter bestimmten Voraussetzungen zu einer *neutralen Lösung* gelangen:

Die *Stoffmengen* der H_3O^+ -Ionen $n(H_3O^+)$ aus der Säure und der (OH^-) -Ionen $n(OH^-)$ aus der Lauge *müssen übereinstimmen*, da dann identische Zahlen beider Ionenarten aufeinander treffen und sich zu Wasser ($pH = 7$) vereinigen.

Die Ionen aus den Lösungen *neutralisieren* sich also gegenseitig bezüglich ihrer Auswirkungen auf pH-Wert und Ladung. Infolgedessen wird die Reaktion als *Neutralisation* bezeichnet:



Treffen gleiche Stoffmengen (= *äquimolare Mengen*) von H_3O^+ -Ionen und OH^- -Ionen zusammen, so reagieren sie in einer Neutralisationsreaktion zu (neutralem) Wasser.

Wichtige Merkmale:

- Die *Neutralisationsreaktion* ist ebenfalls eine *Säure-Base-Reaktion*, da ein Protonenübergang von den H_3O^+ -Ionen auf die OH^- -Ionen stattfindet.
- Sie setzt Energie frei, ist also *exotherm*.
- Sie wird in der chemischen Praxis eingesetzt, um mittels Säuren bzw. Laugen bekannter Konzentration die unbekannte Konzentration anderer Laugen bzw. Säuren zu ermitteln. Der Vorgang ist ein *maßanalytisches Verfahren* und wird als *Säure-Base-Titration* (siehe ► Kap. 37.11) bezeichnet.

Die Ausführungen in diesem Buch beschränken sich auf Reaktionen starker Säuren mit starken Basen.

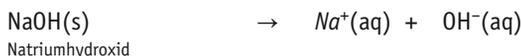
37.10.2 Salzbildung durch Neutralisation

Neben den H_3O^+ -Ionen und den OH^- -Ionen in den Säuren und Laugen, die zu Neutralisationszwecken vereinigt werden, bedürfen die dort zusätzlich vorhandenen Ionen der genaueren Betrachtung.

Diese Ionen entstammen entweder einer in der ursprünglichen Lösung vorangegangenen Säure-Base-Reaktion, z. B.



oder resultieren aus dem Lösen eines Stoffes in Wasser, z. B.

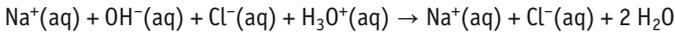


An diesem Beispiel wird deutlich, dass ein einfaches Auflösen eines Salzes eine Erhöhung von $c(OH^-)$ bedingen kann und damit eine alkalische Eigenschaft der Lösung hervorruft!

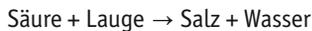
An einer Neutralisationsreaktion sind also mindestens vier Ionensorten als Edukte beteiligt:

- Oxoniumionen H_3O^+ -Ionen
- Hydroxidionen OH^- -Ionen
- Kation (Metallion, mehratomiges Kation)
- Anion (Nichtmetallion, mehratomiges Anion)

Die Gesamtgleichung für die Neutralisation von HCl (= *Salzsäure*) mit NaOH (= *Natronlauge*) lautet demgemäß:



Folglich ist durch Neutralisation eine Lösung des Salzes Natriumchlorid in Wasser entstanden:



37.11 Die Säure-Base-Titration

Die meisten praxisrelevanten Fragestellungen zu Säure-Base-Reaktionen behandeln Titrationen. Dieses *maßanalytische Verfahren* nutzt die Neutralisationsvorgänge (► Kap. 37.10), um unbekannte Stoffmengen $n(\text{H}_3\text{O}^+)$ oder $n(\text{OH}^-)$ bzw. Stoffmengenkonzentrationen $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ oder $c(\text{OH}^-)$ in sauren oder alkalischen Lösungen zu ermitteln. Dies erfolgt durch Zugabe bekannter Stoffmengen des jeweils neutralisierenden „Gegenions“.

Da in einer *neutralen Lösung* der folgende Zusammenhang gilt

$$n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{OH}^-),$$

kann also die zum Erreichen des Neutralpunktes (= *Äquivalenzpunkt*) in der „unbekannten“ sauren oder alkalischen Lösung erforderliche Stoffmenge $n(\text{OH}^-)$ bzw. $n(\text{H}_3\text{O}^+)$ durch eine dosierte, tropfenweise Zugabe einer „bekannten“ Lösung exakt bestimmt werden. Die ermittelte Stoffmenge entspricht der unbekanntem Stoffmenge.

In den Lösungen, die zu Neutralisationszwecken vereinigt werden, muss allerdings stets der Bezug zum Volumen der Lösung gewahrt bleiben – aus diesen Gründen werden stets *Stoffmengenkonzentrationen* $c(X)$ (► Kap. 35) für die Lösungen angegeben.

Veranschaulicht wird das *Erreichen des Äquivalenzpunktes* bei einer Titration entweder durch einen geeigneten *Indikator*, der dann die Farbe wechselt, oder durch das Feststellen eines *Leitfähigkeitsminimums*, da am Äquivalenzpunkt auch die Ionenkonzentration in der Lösung ein Minimum durchläuft. Im zweiten Fall spricht man von einer *Leitfähigkeitstitration*.

Die praxisrelevanten Einzelheiten der Durchführung einer Titration im Labor entnehmen Sie bei Bedarf am besten einem Schulbuch der gymnasialen Mittelstufe!

37.12 Die Berechnungen zur Säure-Base-Titration

37.12.1 Grundlegende Betrachtungen

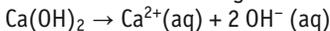
Für die Bearbeitung von stöchiometrischen Aufgaben, denen Säure-Base-Reaktionen zugrunde liegen, gibt es einige entscheidende Grundüberlegungen (vgl. auch ► Kap. 23.1):

1. Die *gebräuchlichen Größen* für die Berechnungen sind:

Masse m	Volumen V
Stoffmenge n	molare Masse M (siehe ► Kap. 21)
Stoffmengenkonzentration c	(siehe ► Kap. 35)

2. Beachten Sie den Informationsgehalt von Stoffmengenkonzentrationsangaben: Eine Natronlauge NaOH oder eine Salzsäure HCl der Stoffmengenkonzentration $c(X) = 0,1 \text{ mol/l}$ enthalten pro Liter sowohl $0,1 \text{ mol Na}^+$ - (bzw. H_3O^+)-Ionen als auch OH^- - (bzw. Cl^- -Ionen).

Bei einer Lösung von Calciumhydroxid Ca(OH)_2 dagegen verhalten sich die Ionensorten in der Lösung zahlenmäßig wie 1 : 2!



Der *Liter* einer Lösung der Stoffmengenkonzentration

$$c(\text{Ca(OH)}_2) = 0,1 \text{ mol/l}$$

enthält *0,1 mol Calciumionen Ca^{2+}* und

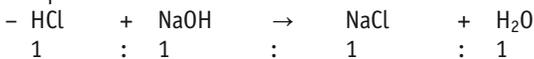
0,2 mol Hydroxidionen OH^- !

3. Bei Berechnungen zur Säure-Base-Titration formulieren Sie zuerst eine Reaktionsgleichung nach dem Vorbild der Neutralisationsreaktion:



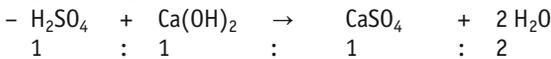
Aus dieser können Sie das Stoffmengenverhältnis Säure : Lauge entnehmen, das sich aus den Koeffizienten automatisch ergibt (vgl. ► Kap. 23.1) und das Ihnen hilft die Mengen von Säure und Lauge in Bezug zu setzen.

Beispiele:



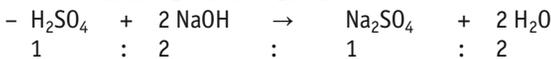
Stoffmengenverhältnis Säure : Lauge = 1 : 1

1 mol NaOH reagiert mit 1 mol HCl, dabei neutralisieren sich 1 mol Protonen und 1 mol OH-Ionen.



Stoffmengenverhältnis Säure : Lauge = 1 : 1

Bei der Reaktion von 1 mol Ca(OH)_2 mit 1 mol H_2SO_4 neutralisieren sich 2 mol Protonen und 2 mol OH^- -Ionen.



Stoffmengenverhältnis Säure : Lauge = 1 : 2

Bei dieser Reaktion ist das Stoffmengenverhältnis Säure : Lauge 1 : 2, d. h. zur Neutralisation von 1 mol H_2SO_4 benötigt man 2 mol NaOH. Gleichzeitig neutralisieren sich 2 mol Protonen und 2 mol OH^- -Ionen.

Diese vereinfachten Neutralisationsgleichungen berücksichtigen nicht die genauen Ionengegebenheiten in den Lösungen, bevor sie bei der Titration zusammengegeben werden (siehe ► Kap. 37.10), geben jedoch wertvolle Hinweise zur mengenmäßigen Berechnung.

37.12.2 Aufgaben

- Herstellung einer Lösung mit vorgegebener Stoffmengenkonzentration $c(\text{X})$:
Aus NaOH(s) und Wasser soll eine 0,75 molare Lösung hergestellt werden, d. h. $c(\text{NaOH}) = 0,75 \text{ mol/L}$.
Wie ist vorzugehen? (siehe auch ► Kap. 35)
- Titration von Natronlauge unbekannter Konzentration mit Salzsäure bekannter Konzentration:
Zu 125 ml der Natronlauge wird tropfenweise Salzsäure der Stoffmengenkonzentration $c(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol/L}$ gegeben. Am Umschlagpunkt des Indikators wird ein Verbrauch von 98 ml der Säure festgestellt.
 - Formulieren Sie die zugrunde liegende Reaktionsgleichung.
 - Berechnen Sie die Stoffmengenkonzentration $c(\text{NaOH})$ der Natronlauge.
 - Ermitteln Sie $m(\text{NaOH})$ in der Analysenlösung (125 ml).
- Titration einer wässrigen Calciumhydroxidlösung mit Schwefelsäure, d. h. $c(\text{Ca}(\text{OH})_2)$ ist unbekannt, $c(\text{H}_2\text{SO}_4)$ bekannt:
Bei der Titration von 50 ml der Calciumhydroxidlösung werden 35 ml Schwefelsäure der Stoffmengenkonzentration $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,4 \text{ mol/L}$ verbraucht.
Berechnen Sie die Masse des in der Analysenlösung gelösten Calciumhydroxids und $c(\text{Ca}(\text{OH})_2)$.
- „Rücktitration“ eines Überschusses bis zum Neutralpunkt:
Zu 100 ml einer Salzsäure ist versehentlich 1 g Natriumhydroxid gegeben worden. Jetzt reagiert die Lösung alkalisch. Die überschüssige Natronlauge wird durch 5 ml Schwefelsäure der Stoffmengenkonzentration $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,2 \text{ mol/L}$ neutralisiert.
Berechnen Sie die Stoffmenge $n(\text{NaOH})$ des überschüssigen Natriumhydroxids und die Stoffmengenkonzentration $c(\text{HCl})$ der vorgelegten Salzsäure!

Die zu den Aufgaben 2–4 gehörenden Neutralisationsgleichungen können Sie ► Kap. 37.12.1 entnehmen!

37.12.3 Lösungen

Lösung Aufgabe 1

Bekannt:

$$M(\text{NaOH}) = 40 \text{ g/mol}$$

$$n(\text{NaOH}) = 0,75 \text{ mol}$$

Gesucht:

$$m(\text{NaOH}) = ?$$

Formel:

$$m(\text{NaOH}) = n(\text{NaOH}) \cdot M(\text{NaOH})$$

Berechnung von $m(\text{NaOH})$:

$$m(\text{NaOH}) = 0,75 \text{ mol} \cdot 40 \text{ g/mol} = \underline{30 \text{ g}}$$

Vorgehensweise:

Man wiegt 30 g NaOH (s) ab, gibt die Stoffportion in ein Einliter-Eichgefäß, füllt genau bis zur Eichmarke auf und löst den Feststoff durch Umschütteln.

Lösung Aufgabe 2

Bekannt:

$$V(\text{NaOH}) = 0,125 \text{ l}$$

$$M(\text{NaOH}) = 40 \text{ g/mol}$$

$$c(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol/l}$$

$$V(\text{HCl}) = 0,098 \text{ l}$$

Gesucht:

$$c(\text{NaOH}) = ?$$

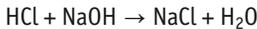
$$m(\text{NaOH}) = ?$$

Formeln:

$$m = n \cdot M$$

$$c = \frac{n}{V}$$

Neutralisation:



Säure : Lauge = 1:1

Berechnung von $n(\text{HCl})$:

$$n(\text{HCl}) = c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol/l} \cdot 0,098 \text{ l} = 0,0098 \text{ mol}$$

Aufgrund des Stoffmengenverhältnisses gilt

$$n(\text{HCl}) = n(\text{NaOH}) = 0,0098 \text{ mol}$$

Berechnung von $c(\text{NaOH})$:

$$c(\text{NaOH}) = \frac{n(\text{NaOH})}{V(\text{NaOH})} = \frac{0,0098 \text{ mol}}{0,125 \text{ l}} = 0,0784 \text{ mol/l} \approx \underline{0,08 \text{ mol/l}}$$

Berechnung von $m(\text{NaOH})$:

$$m(\text{NaOH}) = n(\text{NaOH}) \cdot M(\text{NaOH})$$

$$= 0,0098 \text{ mol} \cdot 40 \text{ g/mol} = \underline{0,392 \text{ g}}$$

Die Stoffmengenkonzentration der vorgelegten Natronlauge beträgt 0,08 mol/l, in 125 ml dieser Lösung sind 0,392 g NaOH enthalten.

Lösung Aufgabe 3

Bekannt:

$$V(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 0,05 \text{ l}$$

$$M(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 74 \text{ g/mol}$$

$$V(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,035 \text{ l}$$

$$c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,4 \text{ mol/l}$$

Gesucht:

$$m(\text{Ca}(\text{OH})_2) = ?$$

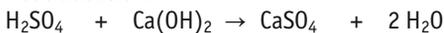
$$c(\text{Ca}(\text{OH})_2) = ?$$

Formeln:

$$c = \frac{n}{V}$$

$$m = n \cdot M$$

Neutralisation:



Säure : Lauge = 1:1