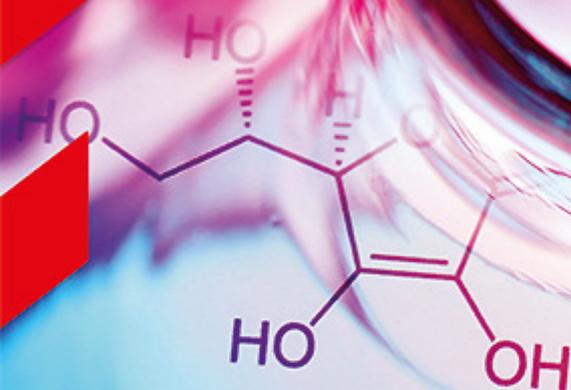


GYMNASIUM

TRAINING

MEHR
ERFAHREN



Chemie
Fit für die Oberstufe

STARK

Inhalt

Vorwort

Teilchen und Stoffe	1
1 Überblick über die verschiedenen Teilchenarten	2
2 Atome und Modellvorstellungen	3
2.1 Der Aufbau der Atome – die Entwicklung der Atommodelle	3
2.2 Die Besetzung der Schalen mit Elektronen	7
2.3 Das Element Kohlenstoff und seine Modifikationen	9
2.4 Das gekürzte Periodensystem der Elemente	11
 Aufgaben	14
 Zusammenfassung und Selbsteinschätzung der Grundkenntnisse ..	16
3 Symbol- und Formelsprache in der Chemie	18
 Aufgaben	21
 Zusammenfassung und Selbsteinschätzung der Grundkenntnisse ..	22
4 Moleküle und molekulare Stoffe	23
4.1 Molekülformel und Nomenklatur	23
4.2 Elektronenpaarbindung und Molekülorbitale	24
 Aufgaben	27
 Zusammenfassung und Selbsteinschätzung der Grundkenntnisse ..	29
5 Ionen – Teilchen der Salze	30
 Aufgaben	33
 Zusammenfassung und Selbsteinschätzung der Grundkenntnisse ..	34
6 Metalle	35
 Aufgaben	36
 Zusammenfassung und Selbsteinschätzung der Grundkenntnisse ..	37
7 Struktur und Eigenschaften	38
 Aufgaben	41
 Zusammenfassung und Selbsteinschätzung der Grundkenntnisse ..	43

Energieumsatz bei chemischen Reaktionen	45
1 Der Energiebegriff	46
1.1 Die innere Energie	46
1.2 Die Reaktionsenergie	47
 Aufgaben	47
 Zusammenfassung und Selbsteinschätzung der Grundkenntnisse ..	48
2 Energieumsatz und Energiediagramme	49
2.1 Exotherme Reaktionen	49
2.2 Endotherme Reaktionen	50
2.3 Aktivierung chemischer Reaktionen	50
 Aufgaben	52
 Zusammenfassung und Selbsteinschätzung der Grundkenntnisse ..	55
Chemische Reaktionen	55
1 Reaktionsgleichungen und Arten von Reaktionen	56
1.1 Allgemeines zum Aufstellen von Reaktionsgleichungen	56
1.2 Aufstellen von Reaktionsgleichungen	57
1.3 Reaktionstypen	58
 Aufgaben	59
 Zusammenfassung und Selbsteinschätzung der Grundkenntnisse ..	62
2 Gleichgewichtsreaktionen	63
 Aufgaben	64
 Zusammenfassung und Selbsteinschätzung der Grundkenntnisse ..	65
3 Säure-Base-Reaktionen	66
3.1 Wesentliche Fachbegriffe	66
3.2 Säuren und saure Lösungen	69
3.3 Basen und basische (alkalische) Lösungen	71
3.4 Die Neutralisation	72
3.5 Stoffmengenkonzentration und pH-Wert	73
3.6 Titrationsen	75
 Aufgaben	76
 Zusammenfassung und Selbsteinschätzung der Grundkenntnisse ..	80
4 Redoxreaktionen	82
4.1 Wesentliche Fachbegriffe	82
4.2 Die Oxidationszahl	83
4.3 Aufstellen von Redoxgleichungen	84

4.4	Grundlagen der Elektrochemie	87
	Aufgaben	91
	Zusammenfassung und Selbsteinschätzung der Grundkenntnisse ..	93

Quantitative Aspekte chemischer Reaktionen 95

1 Mengenangaben in der Chemie 96

1.1 Masse 96

1.2 Stoffmenge 97

 Aufgaben 97

2 Molare Einheiten 98

2.1 Molare Masse 98

2.2 Molares Volumen 99

2.3 Stoffmengenkonzentration 99

 Aufgaben 100

3 Rechnen mit Reaktionsgleichungen 101

 Aufgaben 102

 Zusammenfassung und Selbsteinschätzung der Grundkenntnisse .. 104

Organische Chemie 105

1 Einführung und Überblick 106

2 Kohlenwasserstoffe 107

2.1 Stoffklassen der Kohlenwasserstoffe 107

2.2 Strukturen der Kohlenwasserstoffe –
Alkane, Alkene und Alkine im Vergleich 107

2.3 Benennung der Kohlenwasserstoffe 112

2.4 Physikalische Eigenschaften der Kohlenwasserstoffe 114

2.5 Reaktionen der Kohlenwasserstoffe 117

 Aufgaben 121

 Zusammenfassung und Selbsteinschätzung der Grundkenntnisse .. 124

3 Sauerstoffhaltige Kohlenwasserstoffe 125

3.1 Stoffklassen der sauerstoffhaltigen Kohlenwasserstoffe 125

3.2 Strukturen der sauerstoffhaltigen Kohlenwasserstoffe
im Vergleich 125

3.3 Benennung der sauerstoffhaltigen Kohlenwasserstoffe 128

3.4 Physikalische Eigenschaften der sauerstoffhaltigen
Kohlenwasserstoffe 130

3.5	Reaktionen der sauerstoffhaltigen Kohlenwasserstoffe	134
	Aufgaben	144
	Zusammenfassung und Selbsteinschätzung der Grundkenntnisse ..	149
4	Biomoleküle	150
4.1	Überblick	150
4.2	Fette	150
4.3	Kohlenhydrate	153
4.4	Aminosäuren und Proteine	157
	Aufgaben	159
	Zusammenfassung und Selbsteinschätzung der Grundkenntnisse ..	162
5	Tabellarische Übersichten	163
Lösungen		167
	Stichwortverzeichnis	209
	Quellenverzeichnis	213

Autoren:

Katrin Kutzi (Organische Chemie)

Jürgen Rojacher (Chemische Reaktionen, Quantitative Aspekte chemischer Reaktionen)

Harald Steinhofer (Teilchen und Stoffe, Energieumsatz bei chemischen Reaktionen)

Vorwort

Liebe Schülerin, lieber Schüler,

mit Chemie haben Sie für die Oberstufe die Naturwissenschaft gewählt, die sich mit dem Aufbau, den Eigenschaften und der Umwandlung von Stoffen beschäftigt. Im Unterricht werden Sie sich mit einigen für Sie komplett neuen Themen wie Farbstoffen, Kunststoffen und Reaktionsgeschwindigkeiten bzw. einigen bisher nur kurz angesprochenen Themen wie Gleichgewichtsreaktionen beschäftigen.

In den letzten drei bzw. beiden Jahren haben Sie zum Teil sehr detailliertes Faktenwissen aus den verschiedensten Bereichen der Chemie, aber auch viele grundlegende Basiskonzepte erlernt und eingeübt. Genau auf diesen Grundlagenkenntnissen aus der Mittelstufe baut nun der Lehrplan der Oberstufe und damit der zu behandelnde Stoff im Fach Chemie auf: Aromatische Kohlenwasserstoffe, Biomoleküle, Säure-Base-Reaktionen und Redoxreaktionen.

Unser Ziel war es, ein Buch zu schreiben, das

- knapp und prägnant die wesentlichen **Grundlagen zusammenfasst**,
- diese Inhalte trotzdem umfangreich und anschaulich erklärt,
- und mit **vielen Übungsaufgaben** am Ende jedes Themenbereiches und anhand **ausführlicher Lösungen** eine selbstständige Kontrolle des Lernerfolges bietet.

Durch die umfassende Wiederholung des Chemiestoffes aus der Mittelstufe und durch die selbstständige Bearbeitung der zahlreichen Übungsaufgaben sind Sie bestens auf die Chemie in der Oberstufe vorbereitet.

Viel Spaß und viel Erfolg in der gymnasialen Oberstufe wünschen Ihnen der Stark-Verlag und die Autoren!

Neben dem Übergang von Elektronen gibt es jedoch auch noch die Möglichkeit, dass Elektronen geteilt werden. Das Kohlenstoffatom geht in nahezu allen seinen Verbindungen vier Elektronenpaarbindungen (siehe S. 24 f.) ein (siehe dazu auch Organische Chemie, ab S. 107).

2.4 Das gekürzte Periodensystem der Elemente

Die derzeit bekannten 118 Elemente sind im Periodensystem der Elemente (PSE) nach der Protonenzahl (siehe S. 4) in Perioden angeordnet. Dabei werden Elemente mit ähnlichen chemischen Eigenschaften in Gruppen (8 Hauptgruppen, 10 Nebengruppen) zusammengefasst. Aus dem PSE lassen sich viele Informationen entnehmen, im Hinblick auf die Oberstufe wird im Folgenden jedoch nur auf die Hauptgruppen des gekürzten PSE eingegangen.

Einteilung der Elemente

Aus der Stellung der Elemente im Periodensystem lässt sich ableiten, ob eher metallische oder nichtmetallische Eigenschaften vorliegen (siehe Abb. 9). Eine theoretische Diagonale, die durch die **Halbmetalle** Bor, Silicium, Arsen, Tellur und Astat verläuft, trennt dabei die Elemente mit metallischem Charakter (siehe dazu auch S. 35 f.) von denen mit ausgeprägtem Nichtmetallcharakter. Die Halbmetalle liegen mit ihren Eigenschaften wie der elektrischen Leitfähigkeit, der Wärmeleitfähigkeit, dem metallischen Glanz und der Verformbarkeit zwischen den jeweiligen Eigenschaften der Metalle und Nichtmetalle. Das PSE dient vor allem als Übersicht und bietet viele Zusatzinformationen und Daten zu den jeweiligen Elementen.

H							He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra						

Metalle
 Halbmetalle
 Nichtmetalle

Abb. 9: Gekürztes Periodensystem mit Metallen, Halbmetallen und Nichtmetallen

Die Wertigkeit

Die Zusammensetzung bei Verbindungen ist nicht beliebig. Beispielsweise existiert für die Verbindung aus Aluminium und Sauerstoff nur die chemische Formel Al_2O_3 . Ebenso gibt es für die Verbindung, die aus Magnesium und Schwefel entsteht, nur die Formel MgS . Hierzu hat man den Begriff der **Wertigkeit** definiert: Die Wertigkeit eines Elements bezeichnet die Anzahl der Wasserstoffatome, die ein Atom des Elements (theoretisch) binden kann.

Mithilfe dieser Zahl kann man chemische Formeln aufstellen und korrekt benennen (siehe auch S. 59 f.).

Die Wertigkeit der Elemente der Hauptgruppen lässt sich direkt aus dem **Periodensystem** bestimmen: Bei den Elementen der ersten vier Hauptgruppen entspricht die Wertigkeit meist ihrer Hauptgruppennummer. Von Hauptgruppe V bis VII nimmt die Wertigkeit wieder jeweils um eins ab. Die Elemente der VIII. Hauptgruppe, die Edelgase besitzen die Wertigkeit 0; oft wird für diese Hauptgruppe auch gar keine Wertigkeit angegeben (siehe Tab. 3).

Hauptgruppennummer	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Wertigkeit	I	II	III	IV	III	II	I	0

Tab. 3: Die Wertigkeiten der Hauptgruppenelemente (abgesehen von wenigen Ausnahmefällen)

Alle Nebengruppenelemente und wenige Hauptgruppenelemente besitzen mehrere Wertigkeiten.

Trends innerhalb der Hauptgruppen

Im Folgenden werden wichtige Elementeneigenschaften und die jeweiligen vorliegenden Trends im Periodensystem erläutert (siehe Abb. 10).

- **Zahl der Hauptschalen:** Die Zahl der Hauptschalen bleibt innerhalb jeder Periode konstant, in den Hauptgruppen nimmt die Anzahl von oben nach unten hin zu.
- **Zahl der Valenzelektronen:** Die Zahl der Valenzelektronen bleibt innerhalb einer Hauptgruppe gleich, sie steigt jedoch innerhalb jeder Periode an.
- **Ionisierungsenergie:** Darunter versteht man die Mindestenergie, die benötigt wird, um ein Elektron vollständig aus dem Atom und damit aus dem Anziehungsbereich des Kerns zu entfernen.

Die Ionisierungsenergie nimmt innerhalb jeder Hauptgruppe von oben nach unten ab. Die Valenzelektronen sind aufgrund der steigenden Anzahl der Energiestufen immer weiter vom Kern entfernt und erfahren deshalb eine

geringere Anziehung durch den positiv geladenen Kern. Innerhalb jeder Periode nimmt die Ionisierungsenergie jedoch von links nach rechts zu, da die Anziehungskraft des Kerns auf die Valenzelektronen wächst, weil sowohl die Kernladungszahl als auch die Zahl der Elektronen eines jeden Elements zunimmt. Deshalb wird immer mehr Energie benötigt, um die elektrostatische Wechselwirkung zwischen dem positiven Atomkern und den negativ geladenen Valenzelektronen zu überwinden und die Valenzelektronen aus der äußersten Schale zu entfernen.

- **Elektronenaffinität:** Hierdurch wird die Neigung eines Atoms bezeichnet, ein Elektron aufzunehmen.

Die Elektronenaffinität nimmt innerhalb jeder Hauptgruppe mit der steigenden Zahl der besetzten Energiestufen von oben nach unten ab. Da der Atomradius größer wird, verringert sich die Anziehungskraft des Kerns auf die Valenzelektronen und die Aufnahme eines Elektrons wird erschwert. Innerhalb jeder Periode nimmt die Elektronenaffinität von links nach rechts zu. Die Anziehungskraft des Kerns auf die Valenzelektronen wächst, was die Aufnahme eines weiteren Elektrons erleichtert.

- **Atomradius:** Dieser nimmt innerhalb jeder Hauptgruppe mit der steigenden Zahl der besetzten Energiestufen von oben nach unten zu. Innerhalb einer Periode nimmt der Atomradius von links nach rechts ab. Dies liegt an der erhöhten elektrostatischen Wechselwirkung zwischen dem positiven Atomkern und den negativ geladenen Valenzelektronen, weswegen sich die Elektronenhülle zusammenzieht und der Atomradius sich verkleinert.
- **Elektronegativität:** Unter diesem Begriff versteht man die Fähigkeit eines Atoms, Elektronen innerhalb einer Elektronenpaarbindung an sich zu ziehen.

Die Elektronegativität ist abhängig von der Kernladungszahl eines Atoms und dem Atomradius. Sie nimmt also innerhalb einer Hauptgruppe von unten nach oben und innerhalb einer Periode von links nach rechts zu. Mit Fluor befindet sich das elektronegativste Element im PSE rechts oben. Die Elektronegativität der beteiligten Atome ist ein Anhaltspunkt für die Polarität einer Elektronenpaarbindung (siehe dazu auch S. 27). Die Edelgase stellen eine Ausnahme dieser Regel dar, für diese Elemente wird kein Wert für die Elektronegativität angegeben, da sie praktisch keine Verbindungen eingehen (siehe S. 8).

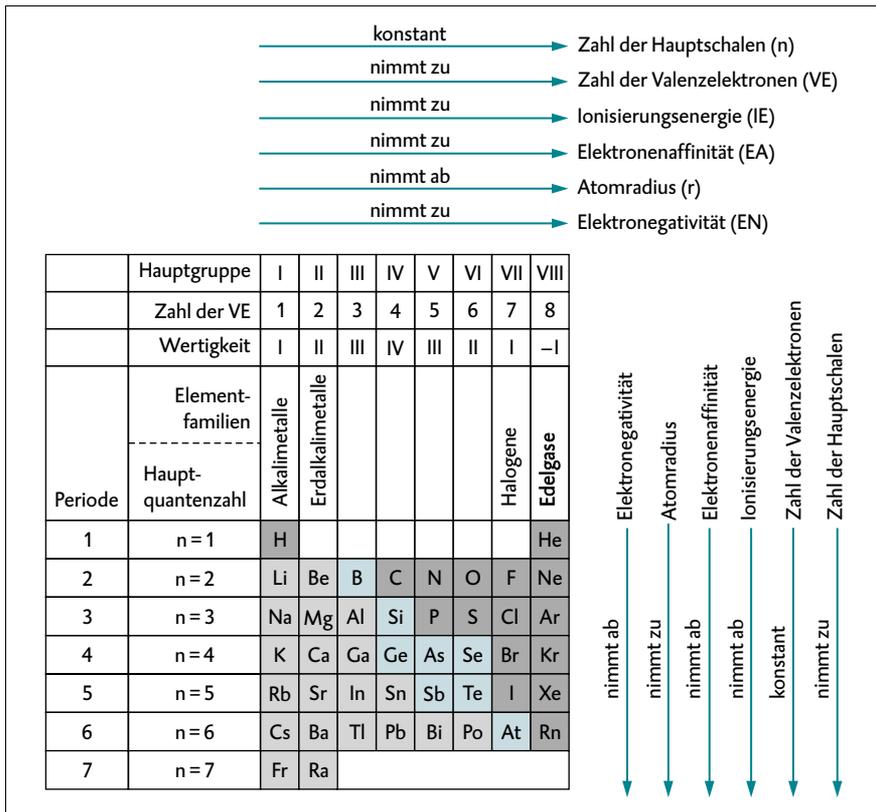


Abb. 10: Trends einiger Elementeigenschaften innerhalb der Hauptgruppen

Aufgaben



- Geben Sie die vier Kernaussagen der Atomhypothese nach DALTON an und beschreiben Sie, welche Aussagen nach heutigem Wissensstand falsch sind!
- Atommodelle sind Vorstellungen vom Aufbau der Atome, die sich im Laufe der Zeit gemäß dem jeweiligen Wissensstand verändert haben.
 - Vergleichen Sie die Atommodelle von RUTHERFORD und BOHR hinsichtlich Gemeinsamkeiten und Unterschiede.
 - Definieren Sie, was man unter einem Orbital versteht.

3 Ergänzen Sie die tabellarische Übersicht der Atombausteine.

Baustein	Symbol	Ladung	Masse	Aufenthaltsbereich im Atom
			1 u	
	n			
			0,0006 u	

4 Durch die Symbolschreibweise im Periodensystem der Elemente werden die Bausteine der Atome eines Elementes angegeben.

- Benennen Sie die Symbole Z und A mit Fachbegriffen!
- Geben Sie für die folgenden Elemente die jeweilige Zahl an Protonen, Neutronen und Elektronen an, ohne dabei das PSE zurate zu ziehen. Stellen Sie dann die jeweilige Elektronenkonfiguration auf.



- Leiten Sie aus der folgenden Symbolschreibweise die Atombausteine dieses speziellen Kohlenstoffatoms ab.



- Laut Periodensystem der Elemente ist für das Kohlenstoffatom die Nukleonenzahl A jedoch mit der Zahl 12 angegeben. Geben Sie den Fachbegriff für diese Abweichung an und erläutern Sie diesen.

5 Gold gehört zu den Edelmetallen.

- Geben Sie die Elektronenkonfigurationsschreibweise der Goldatome unter Berücksichtigung der Aufbauregel an.
- Vergleichen Sie das Ergebnis mit der Elektronenkonfiguration, die im PSE angegeben ist, und diskutieren Sie mögliche Unterschiede.

6 Sauerstoff und Stickstoff sind wichtige Elemente, deren Atome in vielen Verbindungen vorkommen.

- Geben Sie die Symbolschreibweise für beide Elemente im Periodensystem an und stellen Sie die jeweilige Elektronenkonfigurationsschreibweise für die Atome der beiden Elemente auf.
- Vergleichen Sie die Atome der beiden Elemente hinsichtlich wichtiger Tendenzen, die man dem PSE entnehmen kann.



Zusammenfassung und Selbsteinschätzung der Grundkenntnisse

Themenbereich

- **Bausteine der Atome**

Der Atomkern besteht aus den Nukleonen: positiv geladene **Protonen** und ungeladene **Neutronen**, die jeweils eine relative Masse von 1 u besitzen. Die Atomhülle enthält die nahezu masselosen, negativ geladenen **Elektronen**.

😊 ☹️ 😞

- **Atommodelle**

Der Atomkern ist sehr klein, positiv geladen und enthält aufgrund der Nukleonen fast die gesamte Atommasse. Nach dem Kern-Hülle-Modell ist der Atomkern von einer nahezu masselosen Atomhülle umgeben, in der sich die negativ geladenen Elektronen befinden. Nach dem Schalenmodell befinden sich die Elektronen in der Atomhülle auf festgelegten Energiestufen. Laut Orbitalmodell sind diese Energiestufen unterteilt in Aufenthaltsräume für ein bis maximal zwei Elektronen.

- **Isotope**

Isotope eines Elements besitzen zwar gleiche Elektronen- und Protonenzahl, aber aufgrund der verschiedenen Neutronenzahl unterscheiden sie sich in der Nukleonenzahl und damit in der Atommasse.

- **Valenzelektronen**

Die Elektronen der jeweils höchstbesetzten Energiestufe eines Atoms werden als Valenzelektronen bezeichnet und bestimmen das chemische Reaktionsverhalten eines Atoms.

- **Elektronenkonfiguration**

Die Elektronen des jeweiligen Elements werden nach der Aufbauregel auf die verschiedenen Energiestufen und -niveaus verteilt.

- **Wertigkeit**

Unter dem Begriff Wertigkeit eines Elements versteht man die Anzahl der Wasserstoffatome, die ein Atom des Elements binden kann. Die Wertigkeit lässt sich üblicherweise direkt aus dem PSE ableiten.

(Fortsetzung siehe nächste Seite)

Themenbereich



- **PSE**

Die Ordnung der Elemente erfolgt nach steigender Protonenzahl. Dabei sind die Elemente mit gleicher Anzahl an Valenzelektronen und damit mit ähnlichen chemischen Eigenschaften in senkrechten Hauptgruppen angeordnet.

Alle Elemente mit gleicher Valenzschale befinden sich dagegen in der entsprechenden waagrecht angegebenen Periode.

Die Elektronegativität, also die Fähigkeit eines Atoms, Bindungselektronen an sich zu ziehen, steigt innerhalb einer Periode von links nach rechts und innerhalb einer Hauptgruppe von unten nach oben.

Lösungen

- 1 Die vier Kernaussagen laut DALTON lauten:
- Elemente bestehen aus Atomen, kleinsten nicht weiter teilbaren Teilchen.
Diese Aussage ist falsch, da es Protonen, Neutronen und Elektronen gibt.
 - Die Atome eines Elements sind gleich und besitzen die gleiche Masse. Es gibt also so viele Atomarten, wie es Elemente gibt.
Diese Aussage ist richtig. Da es jedoch Isotope gibt, existieren weniger Elemente als es Atomarten gibt.
 - Atome können durch chemische Vorgänge weder vernichtet noch erzeugt werden.
Diese Aussage ist bis auf die Ausnahme des radioaktiven Zerfalls richtig.
 - Atome werden bei chemischen Reaktionen voneinander getrennt, neu angeordnet und in einem ganz bestimmten Zahlverhältnis verknüpft.
Diese Aussage ist richtig.
- 2 a **Gemeinsam** ist beiden Atommodellen, dass ein Atom aus einem sehr kleinen, positiv geladenen Atomkern aufgebaut ist, der die Atommasse enthält. Dieser ist von einer nahezu masselosen Atomhülle umgeben, in der sich die negativ geladenen Elektronen befinden.
Ein **Unterschied** besteht darin, dass laut dem Schalenmodell in der Atomhülle jedoch geschlossene Schalen (= Energiestufen) zu unterscheiden sind, auf denen die Elektronen den Atomkern umkreisen.
- b Unter einem Orbital versteht man einen Aufenthaltsraum von ein bis maximal zwei Elektronen mit bestimmter räumlicher Struktur, in dem sich das Elektron bzw. die beiden Elektronen mit einer bestimmten Wahrscheinlichkeit aufhält bzw. aufhalten.

3

Baustein	Symbol	Ladung	Masse	Aufenthaltsbereich im Atom
Proton	p^+	positiv	1 u	Atomkern
Neutron	n	neutral	1 u	Atomkern
Elektron	e^-	negativ	0,0006 u	Atomhülle

- 4 a Während Z die Protonenzahl (= Kernladungszahl, Ordnungszahl) bezeichnet, symbolisiert A die Nukleonenzahl (= Massenzahl).

Beispiel	Protonen	Elektronen	Neutronen	Elektronenkonfiguration
${}_{15}^{31}\text{P}$	15	15	16	$1^2 2^8 3^5$
${}_{9}^{19}\text{F}$	9	9	10	$1^2 2^7$
${}_{16}^{32}\text{S}$	16	16	16	$1^2 2^8 3^6$

- c Die angegebene Atomsorte des Elementes Kohlenstoff hat eine Protonenzahl von sechs und damit ist die Anzahl der **Protonen** sechs. Da Kohlenstoff ein ungeladenes Atom ist, muss die Anzahl der Protonen im Atomkern gleich der Anzahl der Elektronen in der Atomhülle sein. Die Anzahl der **Elektronen** beträgt also ebenfalls sechs. Die angegebene Atomsorte des Elementes Kohlenstoff hat eine Nukleonenzahl von 14. Indem man von der Anzahl der Nukleonen, also 14, die Anzahl der Protonen, also sechs, abzieht, erhält man die Anzahl der Neutronen. Die Anzahl der **Neutronen** ist somit acht.
- d Die beiden unterschiedlichen Atomsorten des Elements Kohlenstoff besitzen sechs Elektronen und sechs Protonen. Sie unterscheiden sich einzig in der Anzahl der Neutronen, im Beispiel acht und im Periodensystem sechs. Die beiden unterschiedlichen Atomsorten unterscheiden sich also nur in der Anzahl der Neutronen und damit der Masse, diese bezeichnet man also als Isotope.
- 5 a Es müssen 79 Elektronen laut dem Schachbrett-Code verteilt werden: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^9$
- b Laut PSE ist jedoch die tatsächliche Elektronenkonfiguration folgendermaßen angegeben:
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1 4f^{14} 5d^{10}$ angegeben.
 Anscheinend ist es energetisch günstiger, wenn die 5d-Orbitale vollständig gefüllt sind. Dafür wurde ein Elektron aus dem 6s-Orbital in das 5d-Orbital verschoben.

6 a	Element	Symbolschreibweise	Elektronenkonfiguration
	Sauerstoff	${}^8_8\text{O}$	$1^2 2^6$
	Stickstoff	${}^7_7\text{N}$	$1^2 2^5$

b Da sich Stickstoff und Sauerstoff innerhalb der gleichen Periode (der 2. Periode) befinden, bleibt bei ihren Atomen die Zahl der Hauptschalen mit $n=2$ konstant, jedoch steigt die Zahl der Valenzelektronen von links nach rechts an: Sauerstoffatome besitzen mit sechs Valenzelektronen ein Valenzelektron mehr als Stickstoffatome.

Außerdem sind beim Sauerstoffatom neben Elektronenaffinität und Elektronegativität auch die Ionisierungsenergie höher als beim Stickstoffatom. Der Atomradius dagegen ist beim Stickstoffatom größer.

7 Bor, Br, Aluminium, Fluor, Fe, Kupfer, Cobalt, Hg, Mangan, Si, K, Calcium, Pb

8 a Al_2O_3 : Aluminiumionen : Sauerstoffionen 2 : 3
 $(\text{NH}_4)_2\text{S}$: Ammoniumionen : Sulfidionen 2 : 1
 H_2O_2 : Wasserstoffatome : Sauerstoffatome 2 : 2
 CH_4 : Kohlenstoffatome : Wasserstoffatome 1 : 4

b	Formelschreibweise	Benennung
	Al_2O_3	Aluminiumoxid
	$(\text{NH}_4)_2\text{S}$	Ammoniumsulfid
	H_2O_2	Wasserstoffperoxid (Diwasserstoffdioxid)
	CH_4	Methan

9 Mg_3N_2 , FeO , Al_2S_3 , K_2O , H_2O_2 , C_4H_{10} , P_4O_{10} , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, NH_4OH

10 a $\overset{\text{IV}}{\text{Pb}}\overset{\text{II}}{\text{O}_2}$ $\overset{\text{II}}{\text{Zn}}\overset{\text{II}}{\text{S}}$ $\overset{\text{VI}}{\text{S}}\overset{\text{II}}{\text{O}_3}$ $\overset{\text{IV}}{\text{S}}\overset{\text{II}}{\text{O}_2}$ $\overset{\text{III}}{\text{Fe}}\overset{\text{I}}{\text{Cl}_3}$ $\overset{\text{III}}{\text{Fe}}\overset{\text{I}}{(\text{OH})_3}$ $\overset{\text{II}}{\text{Cu}}\overset{\text{VI}}{\text{SO}_4}$

b Blei(IV)-oxid, Zink(II)-sulfid (Zinksulfid ist ausreichend), Schwefeltrioxid, Schwefeldioxid, Eisen(III)-chlorid, Eisen(III)-hydroxid, Kupfer(II)-sulfat

11 Verbinden sich zwei Wasserstoffatome zu einem Wasserstoffmolekül, so durchdringen sich die beiden mit **einem Elektron** besetzten **Atomorbitale**. Für die Elektronen entsteht durch Überlappung ein gemeinsamer Aufenthaltsbereich, das **Molekülorbital**, das beide Atomkerne umschließt. Die hohe



© **STARK Verlag**

www.stark-verlag.de

info@stark-verlag.de

Der Datenbestand der STARK Verlag GmbH ist urheberrechtlich international geschützt. Kein Teil dieser Daten darf ohne Zustimmung des Rechteinhabers in irgendeiner Form verwertet werden.

STARK