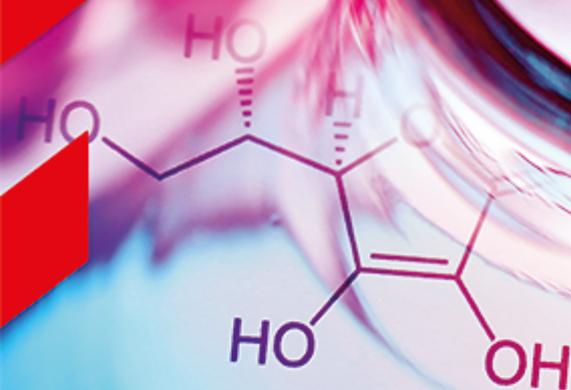


GYMNASIUM

TRAINING

MEHR  
ERFAHREN



Chemie  
Fit für die Oberstufe

**STARK**

# Inhalt

Vorwort

<b>Teilchen und Stoffe</b> .....	<b>1</b>
1 <b>Überblick über die verschiedenen Teilchenarten</b> .....	<b>2</b>
2 <b>Atome und Modellvorstellungen</b> .....	<b>3</b>
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 <b>Symbol- und Formelsprache in der Chemie</b> .....	<b>18</b>
 Aufgaben .....	21
 Zusammenfassung und Selbsteinschätzung der Grundkenntnisse ..	22
4 <b>Moleküle und molekulare Stoffe</b> .....	<b>23</b>
4.1 Molekülformel und Nomenklatur .....	23
4.2 Elektronenpaarbindung und Molekülorbitale .....	24
 Aufgaben .....	27
 Zusammenfassung und Selbsteinschätzung der Grundkenntnisse ..	29
5 <b>Ionen – Teilchen der Salze</b> .....	<b>30</b>
 Aufgaben .....	33
 Zusammenfassung und Selbsteinschätzung der Grundkenntnisse ..	34
6 <b>Metalle</b> .....	<b>35</b>
 Aufgaben .....	36
 Zusammenfassung und Selbsteinschätzung der Grundkenntnisse ..	37
7 <b>Struktur und Eigenschaften</b> .....	<b>38</b>
 Aufgaben .....	41
 Zusammenfassung und Selbsteinschätzung der Grundkenntnisse ..	43

<b>Energieumsatz bei chemischen Reaktionen .....</b>	<b>45</b>
<b>1 Der Energiebegriff .....</b>	<b>46</b>
1.1 Die innere Energie .....	46
1.2 Die Reaktionsenergie .....	47
 Aufgaben .....	47
 Zusammenfassung und Selbsteinschätzung der Grundkenntnisse ..	48
<b>2 Energieumsatz und Energiediagramme .....</b>	<b>49</b>
2.1 Exotherme Reaktionen .....	49
2.2 Endotherme Reaktionen .....	50
2.3 Aktivierung chemischer Reaktionen .....	50
 Aufgaben .....	52
 Zusammenfassung und Selbsteinschätzung der Grundkenntnisse ..	55
<b>Chemische Reaktionen .....</b>	<b>55</b>
<b>1 Reaktionsgleichungen und Arten von Reaktionen .....</b>	<b>56</b>
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
<b>2 Gleichgewichtsreaktionen .....</b>	<b>63</b>
 Aufgaben .....	64
 Zusammenfassung und Selbsteinschätzung der Grundkenntnisse ..	65
<b>3 Säure-Base-Reaktionen .....</b>	<b>66</b>
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 Titrationen .....	75
 Aufgaben .....	76
 Zusammenfassung und Selbsteinschätzung der Grundkenntnisse ..	80
<b>4 Redoxreaktionen .....</b>	<b>82</b>
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
<b>Quantitative Aspekte chemischer Reaktionen .....</b>		<b>95</b>
1	<b>Mengenangaben in der Chemie .....</b>	<b>96</b>
1.1	Masse .....	96
1.2	Stoffmenge .....	97
	Aufgaben .....	97
2	<b>Molare Einheiten .....</b>	<b>98</b>
2.1	Molare Masse .....	98
2.2	Molares Volumen .....	99
2.3	Stoffmengenkonzentration .....	99
	Aufgaben .....	100
3	<b>Rechnen mit Reaktionsgleichungen .....</b>	<b>101</b>
	Aufgaben .....	102
	Zusammenfassung und Selbsteinschätzung der Grundkenntnisse ..	104
<b>Organische Chemie .....</b>		<b>105</b>
1	<b>Einführung und Überblick .....</b>	<b>106</b>
2	<b>Kohlenwasserstoffe .....</b>	<b>107</b>
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	<b>Sauerstoffhaltige Kohlenwasserstoffe .....</b>	<b>125</b>
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
<b>4</b>	<b>Biomoleküle .....</b>	<b>150</b>
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
<b>5</b>	<b>Tabellarische Übersichten .....</b>	<b>163</b>
<b>Lösungen .....</b>		<b>167</b>
	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  $\text{Al}_2\text{O}_3$ . Ebenso gibt es für die Verbindung, die aus Magnesium und Schwefel entsteht, nur die Formel  $\text{MgS}$ . 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).

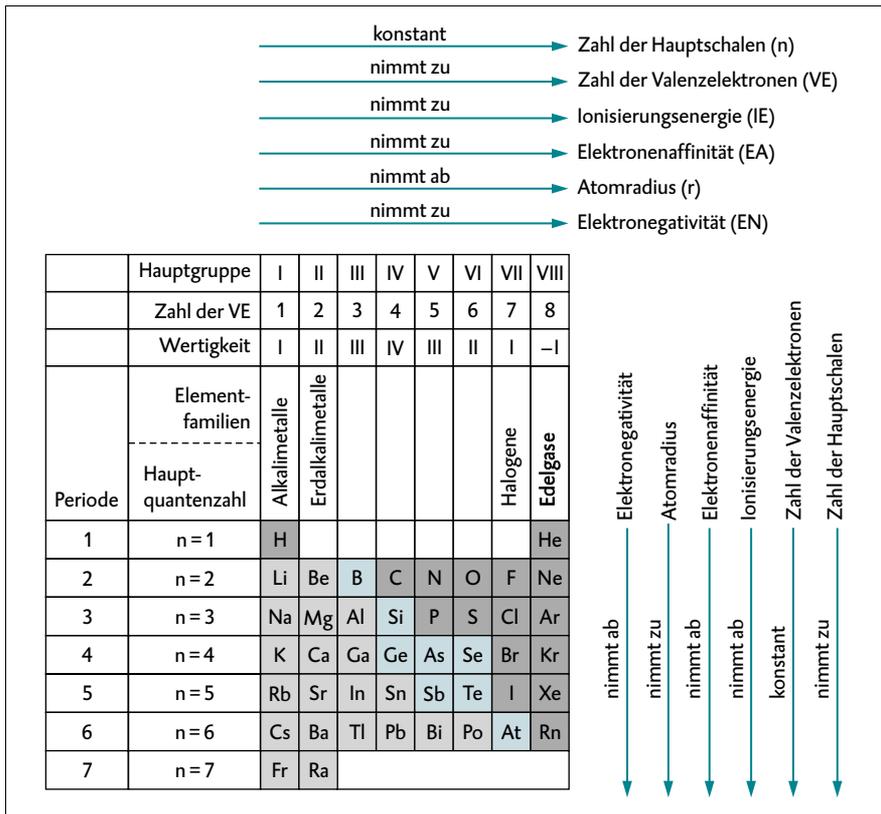


Abb. 10: Trends einiger Elementeigenschaften innerhalb der Hauptgruppen

**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  $\text{Al}_2\text{O}_3$ : Aluminiumionen : Sauerstoffionen 2 : 3  
 $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ : Ammoniumionen : Sulfidionen 2 : 1  
 $\text{H}_2\text{O}_2$ : Wasserstoffatome : Sauerstoffatome 2 : 2  
 $\text{CH}_4$ : Kohlenstoffatome : Wasserstoffatome 1 : 4

b

Formelschreibweise	Benennung
$\text{Al}_2\text{O}_3$	Aluminiumoxid
$(\text{NH}_4)_2\text{S}$	Ammoniumsulfid
$\text{H}_2\text{O}_2$	Wasserstoffperoxid (Diwasserstoffdioxid)
$\text{CH}_4$	Methan

9  $\text{Mg}_3\text{N}_2$ ,  $\text{FeO}$ ,  $\text{Al}_2\text{S}_3$ ,  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{C}_4\text{H}_{10}$ ,  $\text{P}_4\text{O}_{10}$ ,  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{NH}_4\text{OH}$

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](http://www.stark-verlag.de)

[info@stark-verlag.de](mailto: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**