

## Grundwissen Chemie Jahrgangsstufe 9, SG

Stoffgemische.....	2
Trennung von Stoffgemischen .....	2
Definition: Reinstoff .....	2
Kenneigenschaften von Reinstoffen .....	3
Dalton-Atommodell.....	3
Aufbau von Atomen .....	3
Chemische Formeln.....	3
Benennung von einfachen Molekülen .....	4
Aufstellen von Reaktionsgleichungen .....	4
Stoffmengen und chemisches Rechnen .....	5
Energieumsatz bei Reaktionen.....	6
Alkane.....	6
Verbrennungsreaktion .....	6
Metalle: Eigenschaften.....	6
Elektronengas-Modell: .....	7
Salze: Eigenschaften .....	7
Salze: Aufbau .....	7
Benennung von Ionen .....	8
Benennung von Salzen .....	8
Ordnungsprinzipien des Periodensystems.....	9
Energiestufenmodell .....	9
Aufbau des Periodensystems .....	9
Edelgaskonfiguration.....	10
Redoxreaktionen .....	10
Elektrolyse von Salzlösungen bzw. –schmelzen.....	10
Bildung von Salzen aus den Elementen.....	10

## Stoffgemische

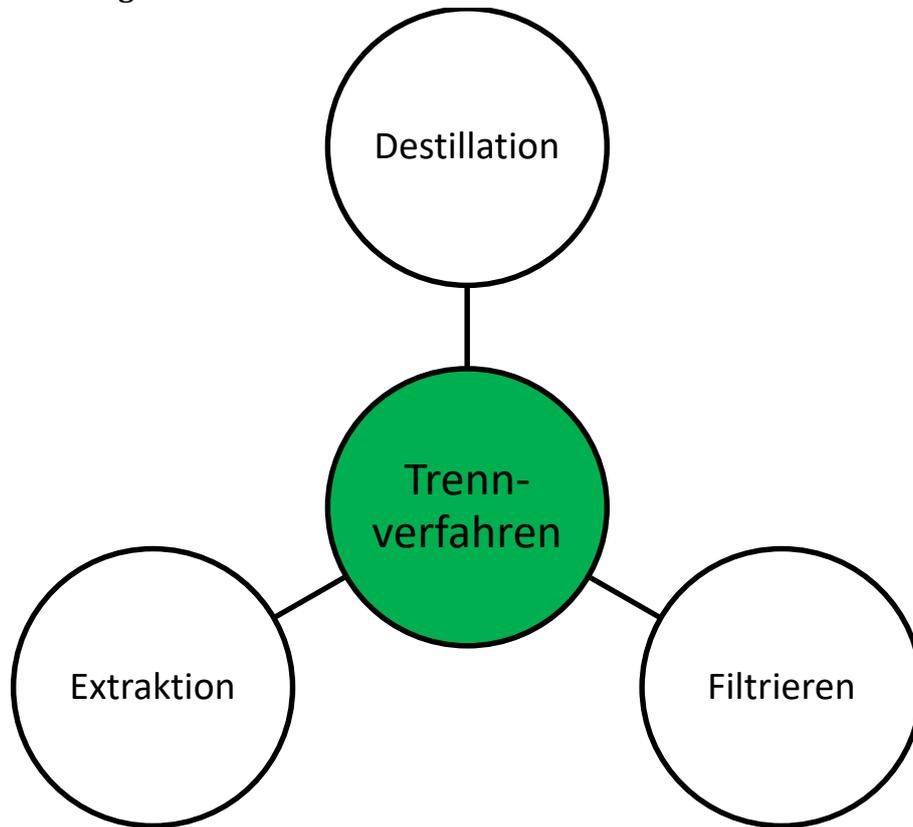
**Homogene** Stoffgemische (Reinstoffe im Gemisch nicht unterscheidbar):

	Feststoff	Flüssigkeit	Gas
in Feststoff	<b>feste Lösung / Legierung</b>	-	-
in Flüssigkeit	<b>Lösung</b>	<b>Lösung</b>	<b>Lösung</b>
in Gas	-	-	<b>Gasgemisch</b>

**Heterogene** Stoffgemische (Reinstoffe im Gemisch in unterschiedlichen Phasen):

	Feststoff	Flüssigkeit	Gas
in Feststoff	<b>Gemenge</b>	-	poröse Gesteine
in Flüssigkeit	<b>Suspension</b>	<b>Emulsion</b>	Schaum
in Gas	<b>Rauch</b>	<b>Nebel</b>	-

## Trennung von Stoffgemischen



### Definition: Reinstoff

Ein Reinstoff ist ein Stoff, der im Gegensatz zu Stoffgemischen nur aus einer Teilchensorte besteht. Er besitzt bestimmte, unveränderliche Kenneigenschaften. Deshalb können Reinstoffe durch physikalische Trennverfahren nicht mehr weiter getrennt werden. Beispiele: Wasser, Natrium, Kupfer, Alkohol, Essigsäure, Kochsalz

### Kenneigenschaften von Reinstoffen

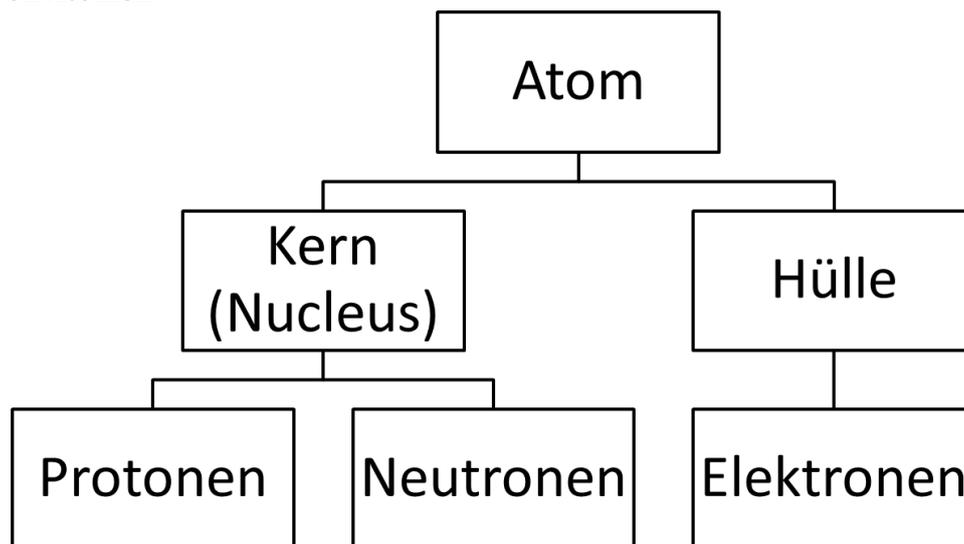
- Siede- und Schmelztemperatur
- Dichte
- Löslichkeit
- elektrische Leitfähigkeit

### Dalton-Atommodell

John Dalton konzipierte eines der ersten wissenschaftlichen Atommodelle:

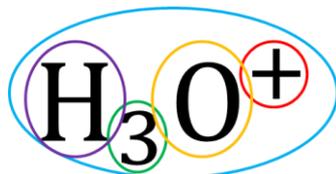
- Jeder Stoff besteht aus kleinsten, nicht weiter teilbaren, kugelförmigen Teilchen, sog. Atomen.
- Alle Atome eines Elements sind gleich groß und haben die gleiche Masse. Atome eines anderen Elements unterscheiden sich davon.
- Atome werden bei chemischen Reaktionen nur anders angeordnet. Sie können aber weder verschwinden noch spontan entstehen.
- Die Teilchen einer Verbindung enthalten immer Atome in einem genau festgelegten Zahlenverhältnis.

### Aufbau von Atomen



Ein Atom besteht aus einem positiv geladenen Atomkern und der Hülle mit negativ geladenen Elektronen. Die Anzahl von Protonen und Elektronen ist bei einem Atom immer gleich.

### Chemische Formeln



Die links stehende Formel beinhaltet folgende Aussagen: Das betreffende Teilchen besteht aus drei Wasserstoffatomen und einem Sauerstoffatom. Außerdem ist es ein einfach positiv geladenes Ion.

**Achtung!** Verändert man die Anzahl der Atome oder Ladungen, erhält man eine andere Teilchensorte. Der entsprechende Stoff hat fast immer komplett andere Stoffeigenschaften.  $\text{H}_2\text{O}$  ist z.B. die Formel von Wasser, das vollkommen harmlos ist, während  $\text{H}_2\text{O}_2$  die Formel für Wasserstoffperoxid ist, das unter anderem zum Bleichen von Haaren verwendet werden kann und ziemlich stark ätzend ist.

### Benennung von einfachen Molekülen

Soweit kein historisch gewachsener Trivialname (z.B. Wasser, Lachgas, Ammoniak) für einen molekular gebauten Stoff, dessen Teilchen aus zwei Atomsorten bestehen, existiert, wird dieser wie folgt benannt:

- Formel:  $X_aY_b$
- Benennung: griechisches Zahlwort für a + Name von X + griechisches Zahlwort für b + Teil des lateinischen Namens von Y + Endsilbe -id
  - Bsp:  $N_2O_5$
  - griechisches Zahlwort für 2: di
  - Name von N: Stickstoff
  - griechisches Zahlwort für 5: penta
  - lateinischer Name von Y: ox(ygenium)
  - Endsilbe -id
  - Also: Distickstoffpentaoxid



Weitere Beispiele:

- Kohlenstoffdioxid:  $CO_2$
- Dihydrogensulfid:  $H_2S$
- Schwefelhexafluorid:  $SF_6$
- Phosphortrichlorid:  $PCl_3$
- Tetraphosphordecaoxid:  $P_4O_{10}$

### Aufstellen von Reaktionsgleichungen

Nach Dalton dürfen keine Atome verschwinden oder entstehen. Entsprechend müssen auf beiden Seiten einer Reaktionsgleichung die Zahlen aller Atome genau gleich sein.

Bsp.: Ammoniak reagiert mit Sauerstoff zu Stickstoffmonoxid und Wasser

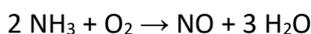
1. Ermitteln der Edukte und Produkte:



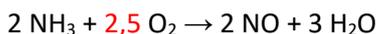
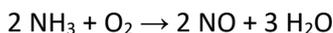
Die Formeln dürfen nicht verändert werden, denn damit hätten wir andere Stoffe.

2. Ausgleichen der Atomzahlen links und rechts durch Koeffizienten vor den einzelnen Teilchen.

Empfehlenswert ist es, zuerst einmal nicht passende Atomzahlen auszugleichen und dann immer weiter anzupassen. Wir beginnen hier einmal mit den Wasserstoffatomen:



Als Nächstes: Stickstoffatome und dann Sauerstoffatome:



Es sind nur natürliche Zahlen erlaubt, also multiplizieren wir alle Koeffizienten mit 2 und erhalten die fertige Gleichung:



Komplizierter als diese Gleichung wird es so gut wie nie.

Das richtige Ausgleichen von Reaktionsgleichungen ist u.a. notwendig für die Berechnung von Mengenverhältnissen beim Mischen von Chemikalien.

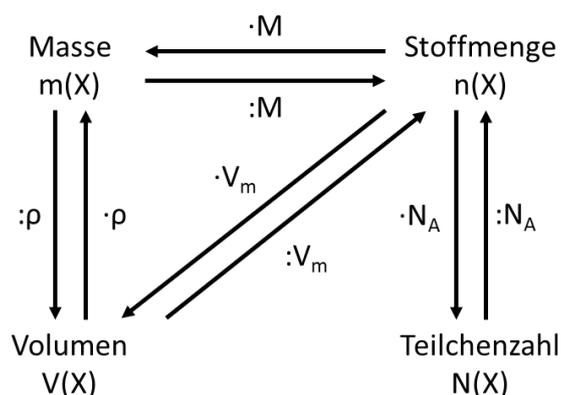
### Stoffmengen und chemisches Rechnen

Da bei chemischen Reaktionen sehr viele Teilchen reagieren, verwenden Chemiker für die sehr große Zahl von  $6,022 \cdot 10^{23}$  Teilchen die Einheit Mol. Ein Mol Wasser besteht demnach  $6,022 \cdot 10^{23}$  Wassermolekülen oder ein Mol Eisen aus  $6,022 \cdot 10^{23}$  Eisen-Atomen.

Wichtige Zahlenwerte und Größen:

Name	Bedeutung	Wert
Avogadro-Konstante $N_A$	Anzahl der Teilchen in einem Mol	$6,022 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{mol}}$
molares Volumen eines Gases $V_m$	Volumen, das ein Mol Gas einnimmt	bei 0°C : $22,4 \frac{\text{L}}{\text{mol}}$ bei 20 °C: $24 \frac{\text{L}}{\text{mol}}$
Dichte $\rho$	Masse eines bestimmten Stoffvolumens	stoffabhängig (Einheit: $\frac{\text{g}}{\text{L}}$ oder $\frac{\text{kg}}{\text{L}}$ )
molare Masse $M$	Masse von einem Mol eines Stoffes	ablesbar aus dem Periodensystem (Einheit: $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$ )
Teilchenmasse $m_A$	Masse eines einzelnen Atoms, Moleküls, etc.	gleicher Zahlenwert wie molare Masse (Einheit: u)

Diese Grafik zeigt, wie man die Größen ineinander umrechnen kann:



Als Formeln ausgedrückt (die man nach allen drei Größen auflösen können sollte):

$$M(X) = \frac{m(X)}{n(X)}$$

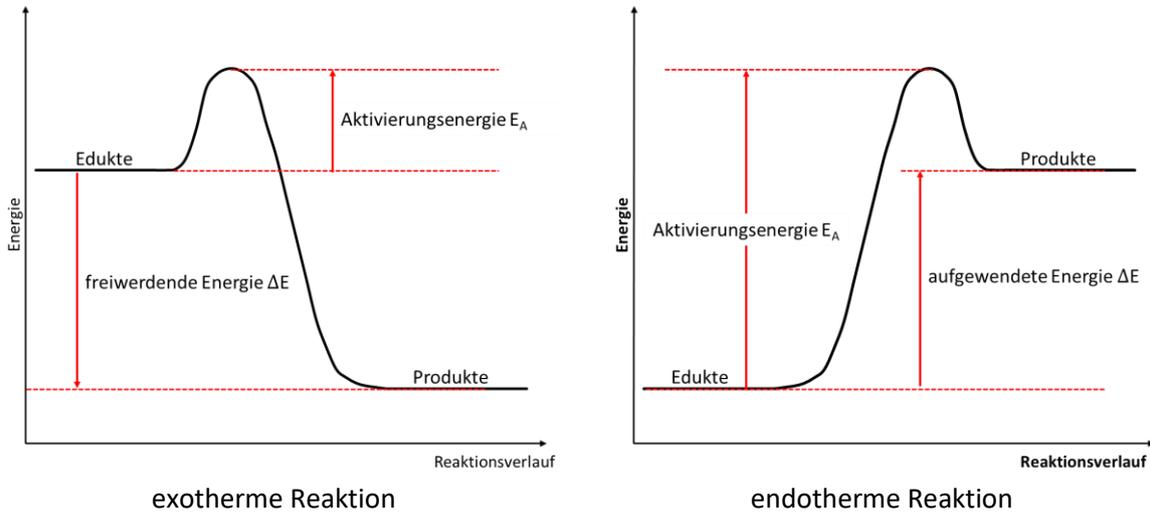
$$V_m = \frac{V(X)}{n(X)}$$

$$n(X) = \frac{N(X)}{N_A}$$

$$\rho(X) = \frac{m(X)}{V(X)}$$

## Energieumsatz bei Reaktionen

Bei chemischen Reaktionen wird immer Energie aufgenommen (endotherme Reaktion) oder abgegeben (exotherme Reaktion). Diese Änderung der inneren Energie kommt dadurch zustande, dass beim Spalten oder Bilden von chemischen Bindungen Energie benötigt oder Energie frei wird.



Die Aktivierungsenergie lässt sich durch Zugabe eines Katalysators senken.

## Alkane

Alkane sind eine Gruppe von Kohlenwasserstoffen, deren Vertreter z.B. in Erdgas oder Benzin vorkommen. Die Namen der ersten zehn Vertreter sollte man auswendig können.

Name	Summenformel
Methan	CH <sub>4</sub>
Ethan	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>
Propan	C <sub>3</sub> H <sub>8</sub>
Butan	C <sub>4</sub> H <sub>10</sub>
Pentan	C <sub>5</sub> H <sub>12</sub>
Hexan	C <sub>6</sub> H <sub>14</sub>
Heptan	C <sub>7</sub> H <sub>16</sub>
Octan	C <sub>8</sub> H <sub>18</sub>
Nonan	C <sub>9</sub> H <sub>20</sub>
Decan	C <sub>10</sub> H <sub>22</sub>
<i>allgemeines Alkan</i>	C <sub>n</sub> H <sub>2n+2</sub>

## Verbrennungsreaktion

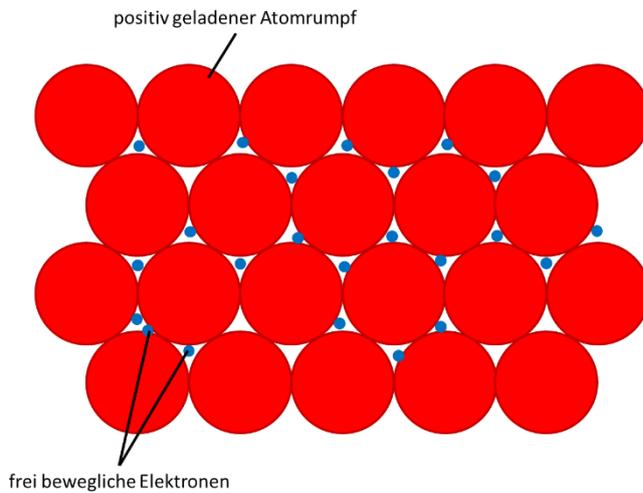
Darunter versteht man die Reaktion eines Stoffes mit Sauerstoff. Bei der Verbrennung von Alkanen entsteht dabei meistens Kohlenstoffdioxid und Wasser. Die freiwerdende Energie kann z.B. zum Heizen oder zur Fortbewegung (Verbrennungsmotor) eingesetzt werden. Das entstehende Kohlenstoffdioxid fördert allerdings den Treibhauseffekt.

## Metalle: Eigenschaften

- meist relativ hohe Schmelz- und Siedetemperaturen
- Biugsamkeit
- metallischer Glanz

- elektrische Leitfähigkeit
- gute Wärmeleitfähigkeit

### Elektronengas-Modell:



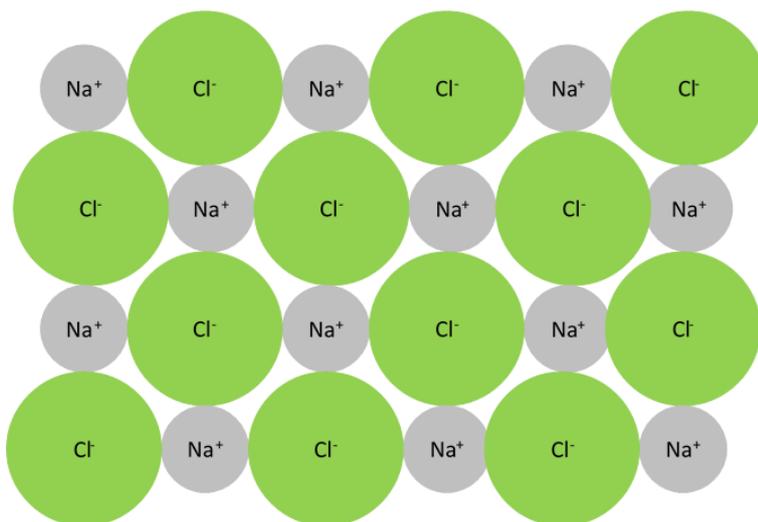
Die Elektronen sind frei beweglich (→ Leitfähigkeit) und wirken wie eine Art Kleber, der die Atomrümpfe zusammenhält (→ hohe Schmelztemperatur). Die Atomrümpfe lassen sich aber mit ein bisschen Kraft gegeneinander verschieben (→ Biegsamkeit).

### Salze: Eigenschaften

- bilden Kristalle
- spröde
- als Feststoff nicht elektrisch leitfähig
- in Lösung oder als Schmelze elektrisch leitfähig

### Salze: Aufbau

Beispiel: Natriumchlorid-Kristall



Salze zeichnen sich durch einen Aufbau aus Anionen (negativ geladen) und Kationen (positiv geladen) aus. Zwischen den Ionen wirken starke elektrostatische Anziehungskräfte in alle Richtungen (Ionenbindung).

### Benennung von Ionen

Prinzipiell gilt, dass einatomige Kationen immer wie das Element selbst heißen.  $\text{Na}^+$  ist also ein Natrium-Ion. Bei den Anionen muss zum Teil auf die lateinischen Namen der Elemente zurückgegriffen und daran die Endsilbe –id angehängt werden.  $\text{F}^-$  heißt zwar – wie zu erwarten – Fluorid-Ion, aber  $\text{O}^{2-}$  wird als Oxid-Ion bezeichnet (von lat. Oxygenium = Sauerstoff) und  $\text{S}^{2-}$  ist ein Sulfid-Ion (lat. sulphur = Schwefel).

Um den Sachverhalt noch zu verkomplizieren, gibt es noch Ionen, die aus mehreren Atomen bestehen, wie z.B.  $\text{NH}_4^+$  (Ammonium-Ion). Bei diesen sogenannten **Molekül-Ionen** bleibt uns nichts anderes übrig, als die Namen und die Formeln **auswendig zu lernen**.

Bei Elementen, die unterschiedliche Ionen bilden können (v.a. Nebengruppenmetalle), wird die Ladung folgendermaßen angegeben: ein Eisen(III)-Ion ist nichts anderes als  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$  hingegen ist das Eisen(II)-Ion.

### Benennung von Salzen

Ionen kommen in der Natur fast nie getrennt vor. Wo ein Kation ist, muss auch ein Anion sein. Verbindungen, die aus Anionen und Kationen aufgebaut sind, werden als **Salze** bezeichnet. Diese werden einfach über die zusammengesetzten Namen der Ionen (ohne Zahlwörter) benannt. Dazu muss man den Namen und die Formel (inklusive Ladung) der Ionen auswendig können. Das Verhältnis der Ionen wird immer so gewählt, dass die Summe der Ladungen aller Ionen Null ergibt. Tritt ein Molekül-Ion mehrfach auf, so muss eine Klammer um alle Atome dieses Molekül-Ions gesetzt werden.

- $\text{Na}_2\text{O}$ : Natriumoxid
- $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ : Calciumnitrat
- $\text{FeSO}_4$ : Eisen(II)-sulfat
- $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ : Ammoniumsulfid

**Wichtig!** Die Formeln bei Salzen geben **nur das Verhältnis** der Ionen zueinander an und werden deswegen als **Verhältnisformeln** bezeichnet. Bitte nicht mit Molekülformeln verwechseln, bei denen die genauen Zahlen der Atome pro Molekül angegeben werden.

Woran erkennt man, dass man ein Salz oder einen molekular gebauten Stoff vor sich hat?

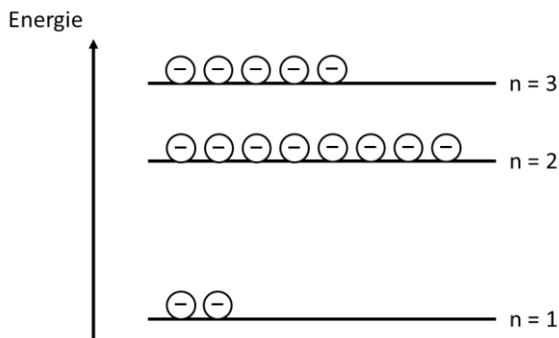
	<b>Salz</b>	<b>molekular gebauter Stoff</b>
<b>enthaltene Elemente</b>	Möglichkeit 1: Kombination aus mindestens einem Element der linken Seite des Periodensystems (Metalle) und einem aus der rechten Seite (Nichtmetalle)	Kombination verschiedener Nichtmetall-Atome (rechte Seite des Periodensystems)
	Möglichkeit 2: Auftreten mindestens eines auswendig gelernten Molekül-Ions	
<b>Art der Formel</b>	Verhältnisformel (gibt nur das <u>Zahlenverhältnis</u> an, muss so weit wie <u>möglich gekürzt</u> werden)	Summenformel (gibt die genauen Anzahlen der Atome pro Molekül an, darf <u>nicht gekürzt</u> werden)

## Ordnungsprinzipien des Periodensystems

### Energiestufenmodell

Die Elektronen in der Hülle von Atomen haben diskrete Energieniveaus, d. h. die Energie eines Elektrons kann nur bestimmte Werte annehmen. In jedem Atom treten bestimmte Energiestufen auf, die von Elektronen besetzt werden können. Diese Energieniveaus werden von unten (niedrige Energie des Elektrons) nach oben aufgefüllt. Die maximale Zahl an Elektronen in einer Energiestufe ist  $2n^2$ , d.h. in der ersten Energiestufe kommen maximal zwei Elektronen vor, in der zweiten maximal acht ( $2 \cdot 2^2$ ), in der dritten maximal 18, usw.

Dadurch ergibt sich z.B. für ein Phosphoratom (15 Elektronen) folgendes Schema:



Die Elektronen in der höchsten besetzten Energiestufe (hier  $n = 3$ ) werden als **Valenzelektronen** bezeichnet.

### Aufbau des Periodensystems

		Gruppe																	
		1	2	13	14	15	16	17	18								18		
1	1,0080	H																He	4,0026
2	6,94	Li	9,0122	Be	10,81	B	12,011	C	14,007	N	15,999	O	18,998	F	19,00	Ne	20,180		
3	22,990	Na	24,305	Mg	26,982	Al	28,085	Si	30,974	P	32,06	S	35,45	Cl	39,948	Ar	39,948		
4	39,098	K	40,078	Ca	69,723	Ga	72,630	Ge	74,922	As	78,971	Se	79,904	Br	83,798	Kr	83,798		
5	85,468	Rb	87,620	Sr	114,82	In	118,71	Sn	121,76	Sb	127,60	Te	126,90	I	131,29	Xe	131,29		
6	132,91	Cs	137,33	Ba	204,38	Tl	207,20	Pb	208,98	Bi	209,98	Po	(210)	At	(222)	Rn	(222)		
7	223	Fr	(226)	Ra	(286)	Nh	(289)	Fl	(288)	Mc	(293)	Lv	(294)	Ts	(294)	Og	(294)		

Alle Elemente einer Hauptgruppe haben die gleiche Anzahl an Valenzelektronen

Alle Elemente einer Periode haben dieselbe höchste besetzte Energiestufe

Aus dem abgebildeten Periodensystem lassen sich folgende Daten ablesen:

Ordnungszahl	17	Atomgewicht	35,451
Symbol	Cl		
Name	Chlor		
Elektronegativität	3,16	Dichte	3,21
		Serie	

### Edelgaskonfiguration

Die Atome der meisten Elemente reagieren so, dass sie durch Elektronenaufnahme oder -abgabe den sog. **Edelgaszustand** erreichen. Dabei werden immer so viele Elektronen aufgenommen oder abgegeben, dass die Elektronenzahl dann der des „nächsten“ Edelgasatoms entspricht. Elemente der ersten Hauptgruppe geben also bei Reaktionen meistens ein Elektron ab (sieben aufnehmen wäre wesentlich komplizierter), während Elemente der sechsten Hauptgruppe meistens zwei Elektronen aufnehmen. Daraus ergeben sich folgende typische Ionenladungen:

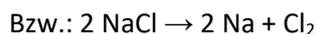
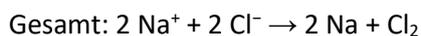
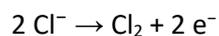
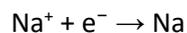
Hauptgruppe	Ladung des Ions	Beispiel	Hauptgruppe	Ladung des Ions	Beispiel
I	+1	Na <sup>+</sup>	V	-3	N <sup>3-</sup>
II	+2	Ca <sup>2+</sup>	VI	-2	S <sup>2-</sup>
III	+3	Al <sup>3+</sup>	VII	-1	Br <sup>-</sup>

Die Elemente der vierten und der achten Hauptgruppe bilden meistens keine Ionen.

## Redoxreaktionen

### Elektrolyse von Salzlösungen bzw. -schmelzen

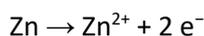
Salzlösungen und -schmelzen lassen sich durch Anlegen von Strom elektrolysieren. Dabei reagieren die enthaltenen Kationen durch Aufnahme und die Anionen durch Abgabe von Elektronen zu Atomen, z.B.

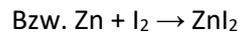
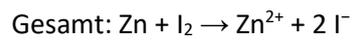
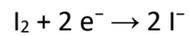


Die Abgabe von Elektronen wird als **Oxidation** bezeichnet, die Aufnahme als **Reduktion**. Über dieses Verfahren lassen sich aus Salzen die meisten Metalle und Nichtmetalle herstellen.

### Bildung von Salzen aus den Elementen

Durch Reaktion eines Metalls mit einem Nichtmetall bildet sich ein Salz. Dabei handelt es sich mehr oder weniger um die Umkehrung der Elektrolyse, z. B.





Die Bildung eines Salzes ist meistens exotherm. Die Triebkraft hierbei ist die **Gitterenergie**, die frei wird, wenn sich die Anionen und Kationen zu einem geordneten Ionengitter zusammenlagern.

Das **Oxidationsmittel** ist das Teilchen, das den jeweiligen Reaktionspartner oxidiert, es nimmt dabei Elektronen auf und wird selbst reduziert. Das **Reduktionsmittel** ist das Teilchen, das den jeweiligen Reaktionspartner reduziert, es gibt dabei Elektronen ab und wird selbst oxidiert.