

# Grundlagen der Chemie

## Atome, Elemente und das Periodensystem

**Prof. Annie Powell**

Institut für Anorganische Chemie – Grundlagen der Chemie



# Elementarteilchen, Elemente

Die moderne Atomtheorie geht auf die Arbeiten von JOHN DALTON (1766 – 1844) zurück. Sie basiert auf den folgenden Gesetzen.

- **Gesetz der Erhaltung der Masse (Lavoisier, 1785)**

**Die Summe der Massen aller miteinander reagierenden Substanzen ist gleich der Masse aller Produkte.**

- **Gesetz der konstanten Proportionen (J. Proust, 1799)**

**In einer Verbindung sind stets die gleichen Elemente im gleichen Massenverhältnis enthalten.**

- **Gesetz der multiplen Proportionen (Dalton, 1803)**

**Wenn zwei Elemente A und B mehr als eine Verbindung miteinander eingehen, dann stehen die Massen von A, die sich mit einer bestimmten Masse von B verbinden, in einem ganzzahligen Verhältnis zueinander**

# Elementarteilchen, Elemente

Die Hauptpostulate der Dalton-Atomtheorie sind:

1. Elemente bestehen aus extrem kleinen Teilchen, den ATOMEN. Alle Atome eines Elementes sind gleich und die Atome verschiedener Elemente sind verschieden.
2. Bei chemischen Reaktionen werden Atome miteinander verbunden oder voneinander getrennt. Dabei werden nie Atome zerstört oder neu gebildet und kein Atom eines Elements wird verwandelt
3. Eine chemische Verbindung resultiert aus der Verknüpfung der Atome von zwei oder mehr Elementen. Eine gegebene Verbindung enthält immer die gleichen Atomsorten, die in einem festen Mengenverhältnis miteinander verknüpft sind.

## ■ Beispiele

# Elementarteilchen

Das Atom ist aus subatomaren Teilchen, den

**ELEKTRONEN, PROTONEN und NEUTRONEN,**  
aufgebaut.

	Masse (g)	Atommassen- einheiten (u)	Ladung
Elektron	$9,10939 \cdot 10^{-28}$	0,00054858	-1
Proton	$1,67262 \cdot 10^{-24}$	1,007276	+1
Neutron	$1,67493 \cdot 10^{-24}$	1,008665	0

- Eine Atommasseneinheit (u) ist  $1/_{12}$  der Masse des Atoms  $^{12}\text{C}$
- Die Einheit der Ladung ist  $e = 1,602177 \cdot 10^{-19}$  Coulomb

# Elementarteilchen

ATOMKERN – hier befinden sich die PROTONEN und NEUTRONEN (auch als NUKLEONEN bezeichnet). Der Atomkern ist positiv geladen, die Größe dieser Ladung ist von der Protonenzahl  $Z$  bestimmt.

- **$Z = \text{PROTONENZAHL}$  (auch **ORDNUNGSZAHL** bezeichnet)**

Die Gesamtzahl von Protonen und Neutronen, die Nukleonenzahl  $A$  bestimmt die Masse des Atoms. Nukleonenzahl wird auch als Massenzahl bezeichnet.

- **$A = \text{NUKLEONENZAHL} = \text{PROTONENZAHL} + \text{NEUTRONENZAHL}$**

Die ELEKTRONEN sind als negativ geladene Elektronenhülle um den zentralen Kern angeordnet.

- Atome sind elektrisch neutral. Es folgt:

$$\text{PROTONENZAHL} = \text{ELEKTRONENZAHL}$$

# Elementarteilchen

- Der Atomkern ist sehr klein im Vergleich zum Gesamtatom, enthält aber fast die gesamte Masse des Atoms. Der Durchmesser des Kerns liegt in der Größenordnung von  $10^{-15}m$  während der eines Atoms  $1 * 10^{-10}$  bis  $4 * 10^{-10}m$  beträgt.

# Atomsymbole

- Eine durch Protonenzahl und Neutronenzahl charakterisierte Atomsorte bezeichnet man als NUKLID.

A

SYMBOL

Z

- Beispiele

# Elemente

- Ein chemisches Element besteht aus Atomen mit gleicher **PROTONENZAHL**.

Die bekannten Elemente bestehen aus Atomen mit der lückenlosen Folge der Protonenzahl 1 bis 109. Atome mit gleicher Protonenzahl verhalten sich chemisch gleich. Sie besitzen die gleiche Elektronenzahl und Struktur der Elektronenhülle. Die Kerne erfahren bei chemischen Reaktionen keine Veränderung.

# Isotope

Bei einigen Elementen kommen unterschiedliche Atome vor, die sich in ihrer Nukleonenzahl unterscheiden. Solche Nuklide mit gleicher Protonenzahl aber verschiedener Neutronenzahl heißen ISOTOPE.

- Beispiele

# Ionen

Ein elektrisch geladenes Teilchen, das aus einem oder mehreren Atomen besteht, nennt man ION. Ein einatomiges Ion entsteht aus einem einzelnen Atom durch AUFNAHME (negative Ladung) oder ABGABE (positive Ladung) von einem oder mehreren Elektronen. Die Ladung des Ions wird rechts oben am Elementsymbol bezeichnet.

## ■ Beispiele



# Aufbau der Elektronenhülle

- Die Untersuchung der Wechselwirkung zwischen elektromagnetischer Strahlung und Atomen führt zu Aussagen über die Energie der Elektronen im Feld des Kerns. Nach Arbeit von Bohr, Planck, Heisenberg, de Broglie, Schrödinger u.a. wissen wir, dass die Energie der Elektronen **nur bestimmte Werte** annehmen kann.
- STRAHLUNGSENERGIE WIRD NUR AUFGENOMMEN ODER ABGEGEBEN, WENN DIESE DER DIFFERENZ ZWISCHEN ZWEI ERLAUBTEN ENERGIEZUSTÄNDEN ENTSPRICHT.

# Aufbau der Elektronenhülle

Diese erlaubten Energieniveaus eines Elektrons werden durch jeweils vier Quantenzahlen beschrieben:

1. die Hauptquantenzahl  $n$  mit den Werten  $n = 1, 2, 3, \dots$ ,
2. die Nebenquantenzahl  $l$  mit den Werten  $l = 0, 1, 2, \dots, (n-1)$ ; für  $l$  gibt es  $n$  mögliche Werte
3. die magnetische oder Orientierungs-Quantenzahl  $m$  mit den Werten  $m = -l, \dots, 0, \dots, +l$ ; für  $m$  gibt es  $2l + 1$  mögliche Werte
4. die Spinquantenzahl  $s$  mit den Werten  $+1/2$  und  $-1/2$

# Aufbau der Elektronenhülle

- Neben der Bezeichnung durch Zahlen werden die Haupt- und Neben-Quantenzahlen auch durch Buchstaben beschrieben.

	0	1	2	3	4	5	6
n		K	L	M	N	O	P
l	s	p	d	f	g		

- Ein 2p-Elektron heißt danach ein Elektron der Hauptquantenzahl 2 und Nebenquantenzahl 1. Elektronen der L-Schale sind Elektronen der Hauptquantenzahl 2.

# Aufbau der Elektronenhülle

- Besetzung der Energieniveaus: das Pauli-Verbot
- Es stimmen NIEMALS alle vier Quantenzahlen von Elektronen eines Atoms überein.
- Allgemein können  $2n^2$  Elektronen dieselbe Hauptquantenzahl aufweisen.
- Insgesamt:

<b>ns</b>	2	<b>s</b> = +1/2 oder -1/2	
<b>np</b>	6	<b>m</b> = -1, 0, +1 <b>s</b> = +1/2 oder -1/2	(m = -1,...,0,...+1)
<b>nd</b>	10	<b>m</b> = -2, -1, 0, +1, +2 <b>s</b> = +1/2 oder -1/2	(m = -1,...,0,...+1)
<b>nf</b>	14	<b>m</b> = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3 <b>s</b> = +1/2 oder -1/2	(m = -1,...,0,...+1)

# Aufbau der Elektronenhülle

- Die Energien der einzelnen Niveaus hängen von  $n$  und  $l$  ab. Für Elemente (neutrale Atome) ist ihre Abfolge:

1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s,....

- In einem Atom im **Grundzustand** besetzen die Elektronen die erlaubten Energieniveaus mit der niedrigsten Energie (Aufbauprinzip), wobei **die Hundzsche Regel** beachtet wird:

**ZUSTÄNDE GLEICHER ENERGIE WERDEN ZUNÄCHST MIT  
JEWEILS EINEM ELEKTRON BESETZT**

# Das Periodensystem der Elemente

- Hier sind die Elemente in der Folge ihrer Ordnungszahlen  $Z$  angeordnet.
- Der Aufbau folgt der Reihenfolge der nach steigenden Energien geordneten Niveaus.
- Das gewohnte Langperiodensystem entsteht, wenn Blöcke entsprechend den Nebenquantenzahlen gebildet werden.

$ns^1$	$ns^2$	$nd^1$	$nd^2$	$nd^3$	$nd^4$	$nd^5$	$nd^6$	$nd^7$	$nd^8$	$nd^9$	$nd^{10}$	$np^1$	$np^2$	$np^3$	$np^4$	$np^5$	$np^6$	
H																		He
Li	Be											B	C	N	O	F		Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl		Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br		Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I		Xe
Cs	Ba	La*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At		Rn
Fr	Ra	Ac#																

\* 58 – 71: Lanthanoide

# 90 – 103: Actinoide

# Das Periodensystem der Elemente (PSE)

- Bei der Auffüllung der Atomorbitale mit Elektronen kommt es zu periodischen Wiederholungen gleicher Elektronenanordnungen auf der jeweils äußersten Schale.
- Elemente, deren Atome analoge Elektronenkonfigurationen besitzen, haben ähnliche Eigenschaften und können zu Gruppen zusammengefasst werden.
- Beispiel: Edelgase
  - He  $1s^2$
  - Ne  $[\text{He}]2s^22p^6$
  - Ar  $[\text{Ne}]3s^23p^6$
  - Kr  $[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^6$
  - Xe  $[\text{Kr}]4d^{10}5s^25p^6$
- Mit Ausnahme von Helium haben die Edelgasatome auf der äußersten Schale die Elektronenkonfiguration  $s^2p^6$ , alle s- und p-Orbitale sind vollständig besetzt. Solche abgeschlossenen Konfigurationen sind energetisch besonders stabil.

# Das Periodensystem der Elemente (PSE)

## ■ Die Hauptgruppen

In den Hauptgruppen Ia – VIIIA (oder 1,2,13 – 18) ändert sich die Elektronenkonfiguration von  $s^1$  auf  $s^2p^6$ . Die d- und f-Orbitale der Hauptgruppenelemente sind leer oder vollständig besetzt. Die Elektronen der äußersten Schale bezeichnet man als Valenzelektronen, die sind für das chemische Verhalten verantwortlich. Die Gruppennummer der Hauptgruppenelemente gibt die Anzahl ihrer Valenzelektronen an.

## ■ Die Nebengruppen oder Übergangselemente

Bei den Nebengruppen (Ib – VIIIb oder 3 – 12) erfolgt die Auffüllung der d-Unterschalen. Sie haben die Elektronenkonfigurationen  $s^2d^1$  bis  $s^2d^{10}$ , wobei zu beachten ist, dass die s-Elektronen eine um eins höhere Hauptquantenzahl haben als die d-Elektronen.



# Das Periodensystem der Elemente (PSE)

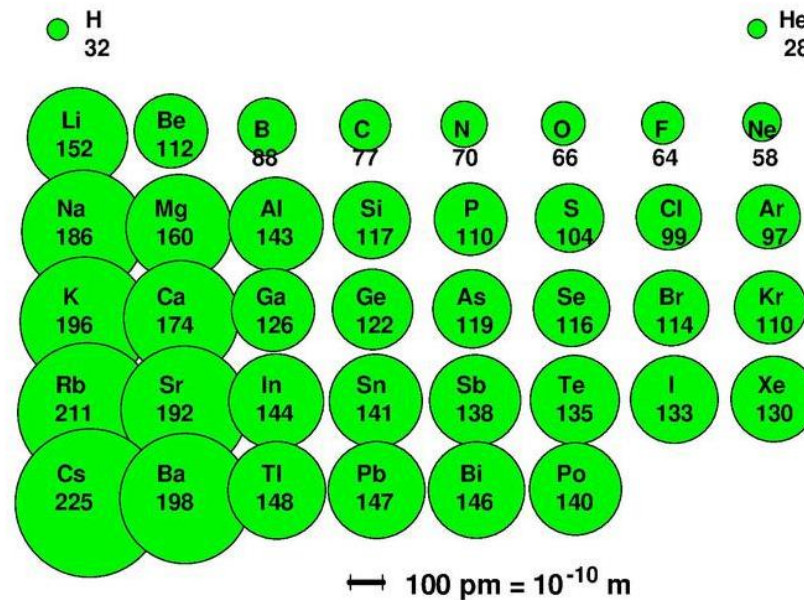
## ■ Die Lanthanoide und Actinoide

Sie gehören in die 6. bzw. 7. Periode und folgen den Elementen Lanthan bzw. Actinium. Das nach dem Aufbauprinzip zuletzt hinzugekommene Elektron besetzt ein f-Orbital, das zur zweitletzten Schale gehört.

- LINKS im Periodensystem stehen Metalle, RECHTS Nichtmetalle. Der metallische Charakter wächst innerhalb einer Hauptgruppe mit steigender Ordnungszahl.
- Die typischsten Metalle stehen im PSE links unten (Rb, Cs, Ba),
- Die typischsten Nichtmetalle stehen im PSE rechts oben (F, O, Cl).
- Alle Nebengruppenelemente, die Lanthanoiden und Actinoide sind Metalle.
- ***Die Eigenschaften der Elemente ändern sich in Abhängigkeit von ihrer Stellung im PSE.***

# Der Gang der Atomradien

- In einer Periode nehmen die Radien der Atome mit der Ordnungszahl  $Z$  ab, weil die immer größer werdende Kernladung die Elektronenhülle immer stärker zusammenzieht.
- In einer Gruppe nehmen die Radien der Atome zu, da weitere Schalen hinzukommen und diese Volumenvergrößerung nicht völlig von der Kontraktion durch die wachsenden Kernladungszahlen ausgeglichen wird.

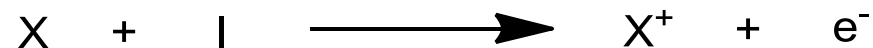


Bildquelle: [https://commons.wikimedia.org/wiki/File%3APeriodensystem\\_mit\\_Atomradien.pdf](https://commons.wikimedia.org/wiki/File%3APeriodensystem_mit_Atomradien.pdf)

# Ionisierungsenergie

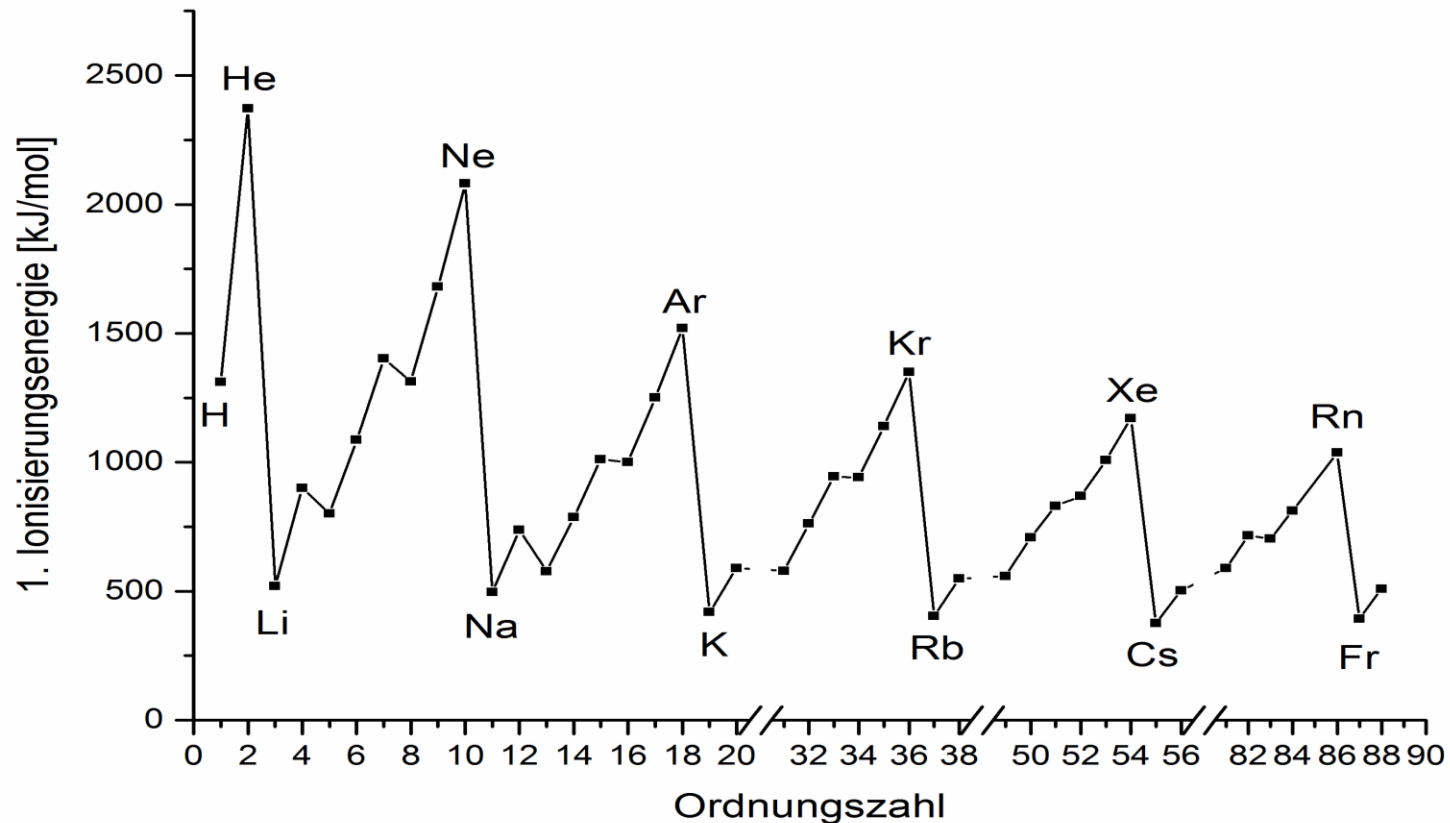
- Die 1. Ionisierungsenergie  $I_1$  eines Atoms ist die Mindestenergie, die benötigt wird, um ein Elektron vollständig aus dem Atom zu entfernen.

Atom + Ionisierungsenergie  $\rightarrow$  einfach positiv geladenes Ion + Elektron



- Die Entfernung des zweiten Elektrons erfordert die Energie  $I_2$ , des dritten  $I_3$ , etc.
- Die Ionisierungsenergie ist ein Maß für die Festigkeit, mit der das Elektron im Atom gebunden ist.
- Innerhalb einer Periode nimmt  $I$  stark zu, da aufgrund der zunehmenden Kernladung die Elektronen einer Schale stärker gebunden werden.
- Bei Edelgasen (abgeschlossenen Elektronenkonfiguration) hat  $I$  jeweils ein Maximum.
- Bei Alkalimetallen sinkt  $I$  drastisch und weist Minima auf.

# Ionisierungsenergie



- Die Ionisierungsenergien spiegeln die Strukturierung der Elektronenhülle in Schalen und Unterschalen und auch die erhöhte Stabilität halbbesetzter Unterschalen wider.

# Elektronenaffinität

- Die Elektronenaffinität  $E_a$  eines Atoms ist die Energie, die frei wird (negative  $E_a$ -Werte) oder benötigt wird (positive  $E_a$ -Werte), wenn an ein Atom ein Elektron unter Bildung eines negativ geladenen Ions angelagert wird.
- Atom + Elektron  $\rightarrow$  einfach negativ geladenes Ion + Elektronenaffinität



- Die größten  $E_a$ -Werte werden bei den Halogenen gefunden, die durch Aufnahme eines Elektrons die Elektronenkonfiguration des im PSE folgenden Edelgases erreichen.

# Atommasse, Molekülmasse, Mol

- Verbindungen entstehen durch chemische Reaktion verschiedener Elemente. Beispiel: Kohlenstoff verbrennt in Anwesenheit von Sauerstoff zu Kohlenmonoxid und Kohlendioxid. Die Summenformeln, CO und CO<sub>2</sub>, geben die Atomsorten an, aus denen eine Verbindung aufgebaut ist, sowie deren Zahlenverhältnis. Bei bekannter Atommasse damit also auch die Massenverhältnisse der in der Verbindung miteinander verbundenen Elemente.
- Die relative Molekülmasse ist die Masse eines Moleküls in Atommasseneinheiten.
- Sie ist gleich der Summe der Atommassen der im Molekül enthaltenen Atome. Besteht eine Verbindung nicht aus einzelnen Molekülen (z. B. eine Ionenverbindung wie NaCl) so wird der Begriff Formelmasse verwendet.
- Für CO<sub>2</sub>:  $12,011 + 2 * 15,999 = 44,009$
- Für NaCl:  $22,99 + 35,45 = 58,44$

# Mol

- Die Menge in Gramm eines Elements, die dem Zahlenwert der relativen Atommasse entspricht, enthält immer die gleiche Zahl von Atomen. Diese Zahl wird die Avogadro-Zahl,  $N_A$  genannt. Sie lässt sich experimentell bestimmen und entspricht:

$$N_A = 6,0022 * 10^{23}$$

- Die Stoffmenge, die aus  $N_A$  Teilchen besteht, nennt man ein Mol (SI-Symbol: mol) und ist definiert als:
- Die Stoffmenge, die aus genau so vielen Teilchen besteht, wie Atome in 12g von  $^{12}\text{C}$  enthalten sind. In diesem Sinne können Teilchen Einheiten wie Atome, Ionen, Moleküle, und Elektronen sein..
- Ein Mol einer molekularen Substanz besteht aus  $N_A$  Molekülen und hat die Masse in Gramm, deren Zahlenwert der relativen Molekülmasse entspricht.
- Beispiel  $\text{CO}_2$ :  $1 \text{ mol} * 44,009 \text{ g/mol} = 44,009 \text{ g}$

# Stöchiometrie

- Mit Hilfe der relativen Atommassen und der Summenformel einer Verbindung lassen sich die Masseanteile der einzelnen Bestandteile errechnen.

Beispiel:

Wieviel Massen-% Aluminium und Sauerstoff enthält Aluminiumoxid  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ?

Atommassen: Al = 27, O = 16. Die Formelmasse von  $\text{Al}_2\text{O}_3$  beträgt

$$2 * 27 + 3 * 16 = 102$$

- Der Masseanteil an Al ist dann:  $\frac{2*27}{102} = 0,53$
- Als Masse-% angegeben sind dies:  $0,53 * 100 = 53 \%$
- Der Masseanteil an O ist:  $\frac{3*16}{102} = 0,47 = 47\% \text{ (Massenprozent)}$



# Stöchiometrie

Umgekehrt kann man eine Summenformel errechnen.

Beispiel:

Wie lautet die Summenformel einer Verbindung mit folgendem Analyseergebnis:

- Na: 32,85 %; Al: 12,85 %; F: 54,30 %
- Atommassen: Na = 23.0; Al = 27.0; F = 19.0
- Zuerst wird nun durch Division des prozentualen Masseanteils durch die relative Atommasse das Atomzahlverhältnis Na : Al : F bestimmt zu:

$$\frac{32,85}{23} : \frac{12,85}{27} : \frac{54,30}{19} = 1,43 : 0,48 : 2,86$$

# Stöchiometrie

- Division durch den kleinsten Wert (0,48) führt zu einem ganzzahligen Verhältnis von:

$$\frac{1,43}{0,48} : \frac{0,48}{0,48} : \frac{2,86}{0,48} = 2,97 : 1 : 5,96$$

$$\rightarrow 3 : 1 : 6$$

- Unter Berücksichtigung des Analysefehlers ergibt sich so als Summenformel:  
 $\text{Na}_3\text{AlF}_6$

# Stöchiometrie

- Bei Mengenermittlung aus chemischen Gleichungen wird der Molbegriff verwendet, durch den die mikroskopische Welt der Atome mit wägbaren Mengen verknüpft wird.
- Beispiel: Bei der Reaktion von 1 mol Natriumcarbonat mit überschüssiger Salzsäure werden 2 mol Säure verbraucht und es entstehen 2 mol Natriumchlorid neben 1 mol Kohlendioxid und 1 mol Wasser.
- Die Reaktionsgleichung zeigt die molaren Mengen:
- $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- Diese Gleichung gilt genauso gut für Moleküle oder Molmengen

# Stöchiometrie

- Mit den Atommassen Na = 23, O = 16, H = 1, Cl = 35 ergeben sich die Formelmassen und diese in Gramm genommen ergeben die umgesetzten Mengen für die angegebenen Molzahlen:
- $106\text{g Na}_2\text{CO}_3 + (2 * 36)\text{g HCl} \rightarrow (2 * 58)\text{g NaCl} + 44\text{g CO}_2 + 18\text{g H}_2\text{O}$
- Eine Summenformel kann so dazu dienen, aus der eingesetzten Menge eines Reaktanden die Menge der übrigen Stoffe zu berechnen.

# Stöchiometrie

Beispiel:

Wieviel Liter  $\text{CO}_2$  entstehen bei der oben angegebenen Umsetzung aus 1 kg  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ?

$$\frac{1000g}{106g} = \frac{x}{44g}$$

$$X = 415g$$

$$\frac{415g}{44 g/mol} = 9,4mol$$

Da 1 Mol Gas ein Volumen von 22,4 L bei Normalbedingungen einnimmt, ergibt sich:

$$V = 9,4 * 22,4 L = 211 L$$