

Stoffe und die Teilchenebene

Stoffe können unterschieden werden in:

a) Reinstoffe:

Ein Reinstoff besteht ausschließlich aus einer **einzigen Sorte Teilchen**.

Dabei unterscheidet man **Elemente** (chemisch nicht weiter zerlegbar; nur eine Atomsorte, z.B. Natrium Na, Chlor Cl₂) und **Verbindungen** (werden aus mindestens zwei Atomsorten gebildet und sind chemisch zerlegbar, z.B. Natriumchlorid). Reinstoffe sind **durch physikalische Methoden nicht weiter zu trennen**.

Reinstoffe besitzen **charakteristische Kenneigenschaften** wie z.B. Schmelzpunkt, Siedepunkt, Dichte, elektrische Leitfähigkeit, Wärmeleitfähigkeit.

b) Stoffgemische:

Stoffgemische bestehen aus verschiedenen Sorten kleinster Teilchen. Stoffgemische lassen sich mit physikalischen Methoden in ihre Reinstoffe trennen.

Wir unterscheiden **homogene** Stoffgemische und **heterogene** (verschiedene Phasen erkennbar) Stoffgemische:

Aggregatzustände der Komponenten	Beispiel für homogenes Gemisch	Beispiel für heterogenes Gemisch
fest/fest	Legierung	Feststoffgemisch
fest/flüssig	Lösung	Suspension
fest/gasförmig	-	Rauch
flüssig/flüssig	Lösung	Emulsion
flüssig/gasförmig	Lösung	Nebel/Schaum
gasförmig/gasförmig	Gasgemisch	-

Übungsbeispiele:

- Gib an, ob es sich um ein Element, eine Verbindung oder ein Stoffgemisch handelt?
a) Alufolie b) Wasser c) Schwefel d) Graphit e) Luft
- Ordne die Beispiele den Stoffgemischen zu.
a) Messing b) Waschpulver c) Salzwasser e) Hautlotion f) Fanta
g) Bananenmilch

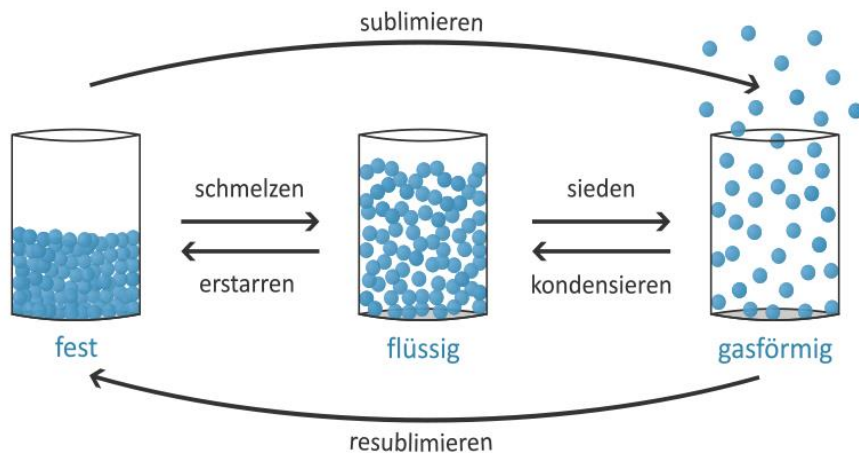
Teilchenmodell und Aggregatzustände

Reinstoffe können aus den folgenden **drei Teilchenarten** aufgebaut sein:

- a) **Atom**: Bausteine der Materie.
- b) **Molekül**: Ein Molekül ist ein Verband von mehreren Atomen.
- c) **Ion**: nach Abgabe oder Aufnahme von Elektronen geladenes Teilchen;
Kation (positiv geladen), Anion (negativ geladen)

Jeder Reinstoff kann die Aggregatzustände fest, flüssig und gasförmig annehmen. Die Übergänge zwischen den Aggregatzuständen bezeichnen wir mit den folgenden Fachbegriffen.

Vorstellung im Teilchenmodell:

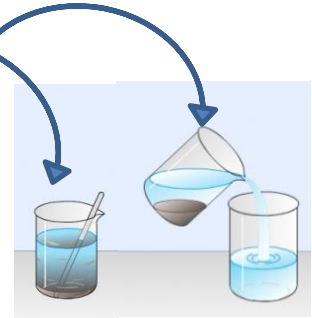


Grundsätzlich gilt: Bei Zufuhr von Energie bewegen sich die Teilchen schneller, die Abstände zwischen ihnen werden größer und sie nehmen mehr Raum ein. Bei Energieabnahme verhält es sich entsprechend umgekehrt.

Verschiedene Aggregatzustände werden z.B. bei der Trennung von Stoffgemischen ausgenutzt, ebenso wie weitere wichtige Kenneigenschaften der enthaltenen Reinstoffe des Gemisches:

Trennverfahren

- unterschiedliche Dichte: Sedimentieren, Dekantieren
- unterschiedliche Teilchengröße: Sieben, Filtrieren
- unterschiedliche magnetische Eigenschaften
- unterschiedliche Siedetemperatur: Destillieren



Übungsbeispiele:

1. Beschreibe die Ordnung und Bewegung der Teilchen in den verschiedenen Aggregatzuständen
2. Beschreibe, wie man folgendes Stoffgemisch trennen könnte. Gehe auf passende Trennverfahren und eine sinnvolle Reihenfolge ein.
Mehl, Salz, Wasser, Erbsen
3. Folgendes Gemisch wird destilliert (Siedetemperatur): Ethanol (78°C), Leichtbenzin (120°C), Petroleum (180°C). Beschreibe, welche Beobachtung gemacht werden kann.

Die chemische Reaktion

Kennzeichen:

- **Stoffebene:** Vorgang, der unter Stoff- und Energieumsatz abläuft.
- **Teilchenebene:** Umgruppierung und Veränderung von Teilchen (z.B. Ion → Atom), deren Anzahl aber letztlich erhalten bleibt.

→ Stoffumwandlung: es entstehen neue Stoffe mit neuen Eigenschaften

→ Energieumsatz: Veränderung des Gehalts innerer Energie durch z.B.

Abgabe/Aufnahme von Wärme an/aus der Umgebung

→ Masse der Edukte und Produkte bleibt in Summe jeweils erhalten (Masseerhalt)

Die **Änderung der inneren Energie ΔE_i** (= die in Stoffen „gespeicherte“ Energie), die bei einer chemischen Reaktion auftritt wird dabei als **Reaktionsenergie** bezeichnet. $\Delta E_i = E_i(\text{Produkte}) - E_i(\text{Edukte})$ [Faustregel: Ende – Anfang]

Um eine chemische Reaktion zu „starten“ braucht es die **Aktivierungsenergie E_A** (= Energie, die einem Teilchen zur Trennung seines Teilchenverbands bzw. Lösen seiner chemischen Bindungen zugeführt werden muss). Diese beeinflusst den Betrag der Reaktionsenergie nicht!

Katalysatoren können dabei die chemische Reaktion beschleunigen, die Aktivierungsenergie senken und gehen am Ende unverändert aus der Reaktion hervor.

Wir unterscheiden:

Exotherme ($\Delta E_i < 0$, Energie wird frei) vs. **endotherme** ($\Delta E_i > 0$; Energie wird aufgenommen/gespeichert) Reaktionen. (Energiediagramm siehe Heft!)

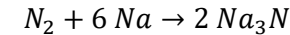
Aufstellen einer Reaktionsgleichung

- Ermittle die Summenformeln der Edukte und Produkte.
- links vom Reaktionspfeil stehen die Edukte (Ausgangsstoffe), rechts die Produkte (Endstoffe)
- der Reaktionspfeil steht für „reagiert zu“
- links und rechts muss dieselbe Anzahl der einzelnen Elementsymbole stehen → Ausgleichen mithilfe von Koeffizienten! Koeffizienten (=Zahlen vor den Formeln)

geben die Stoffmenge an, die reagiert/gebildet wird. Die einzelnen

Summenformeln der Edukte und Produkte dürfen nicht verändert werden!

Reaktion von Stickstoff mit Natrium zu Natriumnitrid:



Vorstellung auf Teilchenebene zur Elektrolyse von Wasser:



Wichtige Nachweisreaktionen:

- Nachweis für Wasserstoff: **Knallgasprobe** (Probe erzeugt über Bunsenbrennerflamme in Reagenzglas einen Pfeifton)
- Nachweis für Sauerstoff: **Glimmspanprobe** (Probe lässt einen glimmenden Holzspan wieder aufleuchten (entzünden))
- Nachweis für Kohlenstoffdioxid: **Kalkwasserprobe** (Kalkwasser (Calciumhydroxid-Lösung) trübt sich unter Zugabe der Probe)

Übungsaufgaben:

1. Zeichne ein beschriftetes Energiediagramm und kennzeichne bei b) den Unterschied bei Einsatz eines Katalysators.
 - a) Magnesium reagiert mit Sauerstoff unter heller Lichterscheinung zu Magnesiumoxid.
 - b) Erhitzt man Kalkstein auf etwa 1000°C so zersetzt er sich zu gebranntem Kalk und Kohlenstoffdioxid.
2. Stelle die folgenden Reaktionsgleichungen auf.
 - a) Synthese von Zink(II)-sulfid aus Zink und Schwefel.
 - b) Zerlegung von Natriumbromid in die Elemente.
 - c) Umsetzung von Magnesium mit Kohlenstoffdioxid zu Magnesiumoxid und Kohlenstoff.
 - d) Ethen (C_2H_4) und Sauerstoff werden verbrannt zu Kohlenstoffdioxid und Wasser.
 - e) Butan (C_4H_{10}) reagiert mit Sauerstoff zu Kohlenstoffdioxid und Wasser
 - f) Aluminiumhydroxid reagiert mit Schwefelsäure (H_2SO_4) zu Aluminiumsulfat und Wasser. Das Sulfation hat die Formel SO_4^{2-} .

Chemische Symbol- und Formelsprache

Die **Summenformel** gibt den Aufbau eines Elements (nur eine Atomart) bzw. einer Verbindung (verschiedene Atomarten) auf Teilchenebene mithilfe von Elementsymbolen an.

Wir unterscheiden im Detail:

- **Molekülformel** = spiegelt die exakte Anzahl gebundener Atome im Molekül wider (→ Moleküle = Nichtmetallverbindungen); Index hinter dem Elementsymbol gibt Anzahl der tatsächlich gebundenen Atome an
- **Verhältnisformel** = gibt nur ein Verhältnis an, in dem die Ionen im Gitter vorliegen (→ Salze); Indices hinter Elementsymbolen geben Verhältnis der Ionen im Gitter an

Aufstellen einer Verhältnisformel:

1. Elementsymbole schreiben
2. Ionenladungen ermitteln und bei Bedarf über den Elementsymbolen notieren.
3. Ionenladungen über Kreuz vertauschen, vollständig kürzen und als Index notieren.

Benennung:

- Bei Molekülen:

Benennung i.d.R. von links nach rechts den Elementsymbolen folgend.
(Bezeichnung des zweiten Elements mit lat./griech. Namen und der Endung -id, z.B. -oxid, -sulfid, -nitrid, -hydrid, -phosphid, -fluorid, -chlorid, -bromid, -iodid.)
Da die exakte Anzahl gebundener Atome bekannt ist, wird diese mit Vorsilben (mono-, di-, tri-, tetra-, penta-, hexa-, ..) angegeben.

- Bei Salzen:

Zuerst wird das Metallkation, dann die Bezeichnung für das Nichtmetallanion mit der Endung **-id** genannt.

Besondere Fälle:

Liegt ein Molekülion vor, dann muss eine spezifische Endung (siehe Tabelle) verwendet werden.

Liegt ein Metallkation aus den Nebengruppen vor muss dessen Ionenladung mit einer römischen Ziffer (ohne Vorzeichen) in Klammern dahinter angegeben werden.

Wichtige Molekül-Ionen:

Ammonium NH_4^+	Nitrat NO_3^-
Hydroxid OH^-	Carbonat CO_3^{2-}
Sulfat SO_4^{2-}	Phosphat PO_4^{3-}

Übungsaufgaben:

1. Erstelle die Summenformeln zu folgenden Stoffen: Eisen(III)-oxid, Diphosphorpentaoxid, Kupfer(I)-oxid, Aluminiumsulfid, Calciumhydrid, Stickstoffdioxid, Ammoniumnitrat, Schwefelhexafluorid. Handelt es sich um Molekülformeln oder Verhältnisformeln?
2. Benenne die folgenden Verbindungen: Cu_2O , SO_3 , Na_2SO_4 , AlH_3 , N_2O_4 , AgS

Atombau und Periodensystem

Kern-Hülle-Modell:

Atomkern: klein, kompakt, positiv geladen; Bausteine: Proton (p+), Neutron (n),

Atomhülle: groß, durchdringbar, negativ geladen; Bausteine: Elektronen (e-)

Massenzahl = Protonen + Neutronenzahl $\leftarrow \overset{23}{\underset{11}{\text{Na}}}$

Protonenzahl = Kernladungszahl = Ordnungszahl

Isotope: Atome desselben Elements mit anderer Neutronenzahl.

Elektronenkonfiguration: Verteilung der Elektronen auf bestimmten Energiestufen der Atomhülle (= Energiestufenmodell).

Die Energiestufen werden von unten nach oben nach ihren Energiewerten geordnet und durch die Hauptquantenzahl $n = 1, 2, 3, \dots, 7$ benannt.

Die maximale Anzahl an Elektronen pro Energiestufe beträgt $2n^2$.

Darstellungsweisen: Energiestufenmodell oder Kurzschreibweise z.B: **Al** $1^2 2^8 3^3$

Die Elektronen der höchsten Energiestufe nennt man **Valenzelektronen**. Diese sind am weitesten vom Kern entfernt, selbst am energiereichsten und lassen sich sehr leicht abspalten.

Die Anzahl lässt sich an der Hauptgruppennummer ablesen (außer bei He – nur 2)!

→ Valenzstrichformel: Elektronen als Punkte/Striche um das Elementsymbol

Edelgaskonfiguration/Oktettregel (gilt streng nur für Elemente der 2. Periode)

Die Edelgaskonfiguration ist ein sehr energiearmer/stabiler Zustand wird unterschiedlich erreicht:

- Metalle (Atome mit wenig Valenzelektronen): Elektronenabgabe → es entsteht ein Kation
- Nichtmetalle (Atome mit vielen Valenzelektronen): Elektronenaufnahme → es entsteht ein Anion oder ein Molekül (wenn mind. zwei Nichtmetall-Atome miteinander reagieren)

Ionisierungsenergie: Energie, die zum Abtrennen eines Elektrons von einem Teilchen benötigt wird

Übungsaufgaben:

1. Skizziere das Energiestufenmodell zu Schwefel und dem Natriumkation Na^+
2. Gib die Anzahl von Protonen, Neutronen und Elektronen für folgende Teilchen an: H, F, Ga, Ca^{2+} , Br^- , N^{3-}
3. Vergleiche die Größe paarweise angeschriebener Atome oder Ionen
a) Br/Br^- b) K/K^+ c) $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}$
4. Nenne die Formeln der Ionen die folgende Elemente bilden, um die Edelgaskonfiguration zu erreichen und begründe kurz: Li, S, N, C

Chemische Verbindungen

Verbindungen sind Reinstoffe, die aus mindestens zwei Atomarten bestehen.

Wir kennen zwei Arten von Verbindungen:

Ionenverbindungen = Salze

Atomverbindungen = Moleküle

Eine Ausnahme stellen die Elementmoleküle dar. Diese bestehen zwar aus je zwei Atomen, allerdings handelt es sich um dieselbe Atomart. Sie folgen der **HNO-Regel/HOFBrINCl-Regel** folgen. Sie treten stets als zweiatomige Moleküle auf:

H₂, N₂, O₂ und alle Halogene (7.Hauptgruppe) F₂, Cl₂, Br₂, I₂.

Salze

Salze können durch eine Reaktion von Metallatomen mit Nichtmetallatomen entstehen.

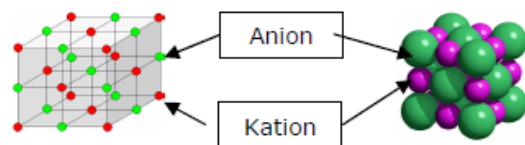
Dabei entstehen durch Elektronenaufnahme und -abgabe Ionen.

Salze sind Verbindungen, die somit aus elektrisch geladenen Teilchen, den **Ionen** aufgebaut sind. Die **Bindung in Salzen** ist eine **Ionenbindung**.

Der Zusammenhalt von Kationen und Anionen wird bewirkt durch ungerichtete, elektrostatische Anziehungskräfte.

Es bildet sich ein **Ionengitter**, das nach außen neutral ist.

Beispiel NaCl:



Ionenteilgleichungen stellen jeweils die Elektronenabgabe- bzw. aufnahmereaktion bei der Salzbildungsreaktion dar, wir sprechen dabei auch von Redoxreaktionen. (siehe Heft!)

Eigenschaften: bilden Kristalle, sind spröde, elektrisch leitfähig in Lösungen und Schmelzen, sehr hohe Siede- und Schmelztemperaturen

! Erklärung über die Ionenbindung ! (siehe Heft 9.Klasse)

Übungsaufgaben:

1. Formuliere die Redoxreaktion mit ihren Teilgleichungen zur Bildung von Mg₃N₂, CaO, KI, BaCl₂ und Aluminiumfluorid.
2. Fertige eine beschriftete Skizze des Magnesiumchloridkristalls (auf das korrekte Verhältnis wird keinen Wert gelegt) an.
3. Bilde die Verhältnisformeln für folgende Verbindungen. Gib an aus welchen Ionen die Salze aufgebaut sind.
 - a) Lithiumoxid
 - c) Kaliumbromid
 - b) Natriumphosphid
 - d) Calciumphosphat
4. Markiere alle Stoffe, die aus Molekülen bestehen und begründe deine Auswahl. NaCl, CHCl₃, MgO, NO₂, C₃H₈
5. Gegeben sind drei Siedetemperaturen und drei Stoffe. Ordne den Stoffen die Siedetemperaturen zu und begründe kurz. Kaliumchlorid, Magnesium, Wasserstofffluorid 1120°C, 20°C, 1407°C

Redoxreaktionen: Elektrolyse und Salzbildung

Bei einer Redoxreaktion handelt es sich um eine Donator-Akzeptor-Reaktion mit Elektronen. Ein Reaktionspartner (das Metallatom) gibt dabei stets Elektronen ab, der andere Partner (das Nichtmetallatom) muss Elektronen aufnehmen.

Es gilt:

Reduktion = Elektronenaufnahme(reaktion)

Oxidation = Elektronenabgabe(reaktion)

Oxidationsmittel = Partner, der den anderen oxidiert und selbst reduziert wird

Reduktionsmittel = Partner, der den anderen reduziert und selbst oxidiert wird

Also sind Salzbildungsreaktionen immer Redoxreaktionen. Diese laufen immer freiwillig ab.

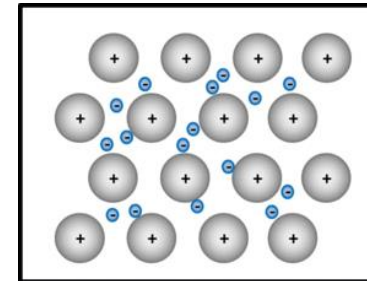
Eine **erzwungene Redoxreaktion ist die Elektrolyse**. Durch elektrischen Strom wird das Metall-Kation am Minuspol dazu „gezwungen“ Elektronen aufzunehmen und wird reduziert. Das Nichtmetall-Anion muss am Pluspol Elektronen abgeben und wird oxidiert.

Übungsaufgabe:

1. Siehe Aufgabe 1 bei den Salzen!
2. Eine Zink(II)-iodid-Lösung durchläuft eine Elektrolyse. Dabei wird am Minuspol elementares Zink gebildet und am Pluspol Iod. Formuliere die am Minus- und Pluspol ablaufende Oxidations- bzw. Reduktionsreaktion.

Metalle

Metalle liegen auf Teilchenebene als Einzelatome in Teilchenverbänden vor. Die Metallatome geben ihre Valenzelektronen ab, dadurch entstehen positiv geladene „Metall-Atomrümpfe“ (Metall-Kationen) und frei bewegliche Elektronen (= „Elektronengas“). Die positiv geladenen „Atomrümpfe“ bilden ein dicht gepacktes **Metallgitter** und werden vom negativ geladenen „Elektronengas“ zusammengehalten → **Bindungstyp: Die Metallbindung**



Eigenschaften: elektrische Leitfähigkeit, Wärmeleitfähigkeit, Verformbarkeit

! Erklärung über die Metallbindung ! (siehe Heft 9.Klasse) – v.a. in Gegenüberstellung zu den Salzen!

Chemisches Rechnen – Stöchiometrie

Bedeutung der chemischen Einheit 1 mol

$$1 \text{ mol} \approx 6 \cdot 10^{23} \text{ Teilchen}$$

Das heißt z.B.: 1 mol Wasser enthält rund $6 \cdot 10^{23}$ einzelne Wassermoleküle.

Es handelt sich dabei um die Avogadro-Konstante $N_A = 6,02214076 \cdot 10^{23}$

Wir wollen z.B. wissen: „Wie viel Gramm Natrium muss ich abwiegen, um am Ende 10 g Natriumchlorid zu erhalten?“

Häufig nötig:

molare Masse M = Addiere dazu seiner Summenformel entsprechend alle molaren Atommassen (ablesbar aus dem PSE)

$$\text{Formel: } M = \frac{m}{n}$$

$$M = \text{molare Masse in } \frac{\text{g}}{\text{mol}} \quad m = \text{Masse in Gramm} \quad n = \text{Stoffmenge in mol}$$

Für (ideale) Gase gilt außerdem als **molares Volumen** $V_m = \frac{V}{n}$

Zum Beispiel unter Normbedingg. (0°C und 1013 hPa): $V_m = 22,4 \text{ Liter/mol}$

Sehr allgemeine Tipps zum Vorgehen:

1. Stelle immer zuerst die ausgeglichene Reaktionsgleichung auf.
2. Notiere alle gegebenen Infos/Werte und achte auf die richtigen Einheiten.
3. Notiere dann, was gesucht ist und ermittle falls nötig mithilfe der molaren Massen oder dem molaren Volumen und den nötigen Stoffmengen (in mol) das Ergebnis.

Übungsaufgaben:

1. Berechne, wie viel Gramm Sauerstoff nötig ist um 10 g Wasser aus den Elementen zu erzeugen.
2. Es werden 20 g Methan (CH_4) vollständig verbrannt zu Kohlenstoffdioxid und Wasser. Berechne wie viel Gramm und wie viel Liter Kohlenstoffdioxid dabei erzeugt werden.