

Grundwissen Chemie Klasse 9
Camerloher-Gymnasium Freising

Stand 2018/19

Stoffe und die Teilchenebene

Stoffe können unterschieden werden in:

a) Reinstoffe:

Ein Reinstoff besteht ausschließlich aus einer **einzigen Sorte kleinster 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	Lösung	Rauch
flüssig/flüssig	Lösung	Emulsion
flüssig/gasförmig	Lösung	Nebel/Schaum
gasförmig/gasförmig	Gasgemisch	-

Übungsbeispiele:

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

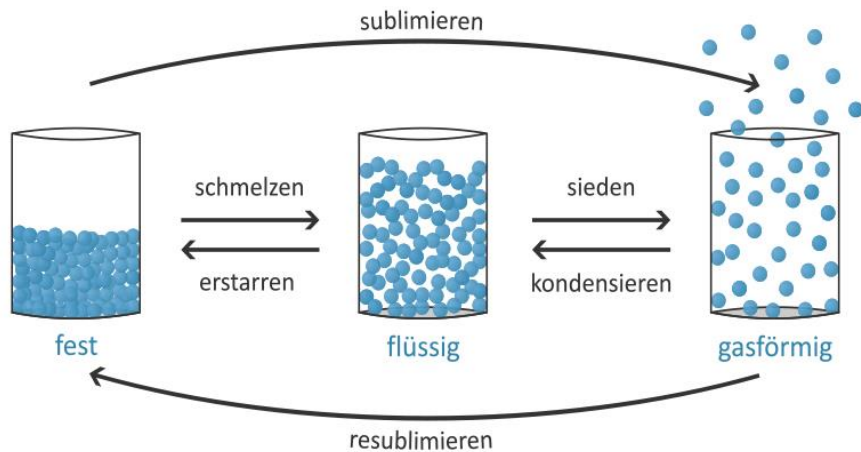
Teilchenmodell und Aggregatzustände

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

- Atom:** Bausteine der Materie.
- Molekül:** Ein Molekül ist ein Verband von Atomen, die durch Elektronenpaarbindungen zusammengehalten werden.
- Ion:** durch 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:

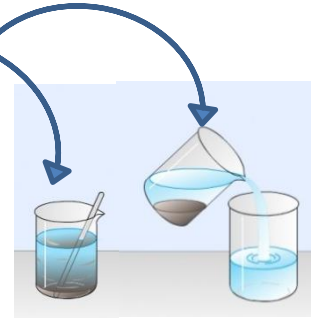


Grundsätzlich gilt: Bei Zufuhr von Energie bewegen sich die Teilchen heftiger die Abstände zwischen ihnen werden größer und sie nehmen mehr Raum ein. Bei Energieabnahme verhält es sich entsprechend umgekehrt.

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. Wie würdest du folgendes Stoffgemisch trennen?
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 Energieumwandlung abläuft.
 - **Teilchenebene:** Umgruppierung und Veränderung von Teilchen (Ion -> Atom), die Anzahl bleibt aber erhalten.
- > Stoffumwandlung: es entstehen Stoffe mit neuen Eigenschaften
- > Energieumwandlung: innere Energie -> z.B. Wärmeenergie;

Die **Änderung der inneren Energie ΔE_i** (= die in Stoffen „gespeicherte“, chemische Energie), die bei einer chemischen Reaktion auftritt wird dabei als **Reaktionsenergie ΔH** bezeichnet.

$$\Delta H = \Delta E_i = E_i(\text{Produkte}) - E_i(\text{Edukte}) \quad [\text{Faustregel: Ende} - \text{Anfang}]$$

Um eine chemische Reaktion zu „starten“ braucht es die **Aktivierungsenergie E_A** (=Energie, die einem Teilchen zur Trennung von seinem Teilchenverband zugeführt werden muss). Diese beeinflusst den Betrag der Reaktionsenergie ΔH nicht.

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

Wir unterscheiden:

exotherme ($\Delta H < 0$; Energie wird frei) vs. **endotherme** ($\Delta H > 0$; Energie wird aufgenommen/gespeichert) Reaktionen.

Es gibt drei **Reaktionsarten:**

- a) Synthese (=Aufbau) $A + B \rightarrow AB$
- b) Analyse (=Zersetzung) $AB \rightarrow A + B$
- c) Umsetzung $AB + C \rightarrow A + BC$

Aufstellen einer Reaktionsgleichung

- Ermittle die Summenformeln der Edukte und Produkte.
- links vom Reaktionspfeil stehen die Edukte (Ausgangsstoffe)

- rechts vom Reaktionspfeil stehen 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) gibt die Stoffmenge an, die reagiert/gebildet wird. Die einzelnen Summenformeln der Edukte und Produkte dürfen nicht verändert werden

Übungsaufgaben:

1. Zeichne ein beschriftetes Energiediagramm.
 - 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. Skizziere das Energiediagramm zu einer allgemeinen exothermen Reaktion mit Einsatz eines Katalysators.
3. 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-}
4. Begründe warum es sich bei der Elektrolyse von Wasser um eine chemische Reaktion handelt!
5. Elementares Kupfer scheidet sich auf einem Eisennagel ab, der in eine Lösung von Kupfer(II)-chlorid getaucht ist. Aus dem Nagel bildet sich dabei Eisen(II)-chlorid. Formuliere die Reaktionsgleichung und stelle fest, ob es sich um eine Analyse, Synthese oder Umsetzung handelt.

Chemische Symbol- und Formelsprache

Die chemische Formel/**Summenformel** gibt den Aufbau eines Elements bzw. einer Verbindung auf Teilchenebene mithilfe von Elementsymbolen an.

Wir unterscheiden im Detail:

- **Molekülformel/Lewis-Formel/Valenzstrichformel** = exakte Anzahl gebundener Teilchen (-> 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 Lewis-Formel:

Variante A:

1. Notiere die Valenzschreibweisen der einzelnen Atome; Atom mit größter Ordnungszahl steht mittig
2. Verbinde einzelne Elektronen zu Elektronenpaaren.
3. Überprüfe die Oktettregel und ergänze ggf. Formalladungen.

Variante B:

1. Ermittle die Anzahl vorliegender Valenzelektronen aller beteiligten Atome
2. Ermittle die Anzahl der idealerweise gewünschten Valenzelektronen (=Edelgasregel)
3. Bilde Differenz 2 – 1 und dividiere durch zwei. Dies ergibt die Anzahl bindender Elektronenpaare.
4. Bilde 1 – 3 und dividiere durch zwei. Dies ergibt die Anzahl nichtbindender Elektronenpaare.
5. Verteile die bindenden und nb. EP nach Edelgasregel an die einzelnen Atome und ergänze ggf. Formalladungen.

Aufstellen einer Verhältnisformel:

1. Elementsymbole schreiben
2. Wertigkeiten ermitteln.
3. Kreuzregel anwenden und vollständig kürzen.

Benennung:

- Bei Salzen:

Zuerst wird das Metallkation, dann das Nichtmetallanion mit 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 Wertigkeit mit einer römischen Ziffer 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-}

- Bei Molekülen:

Benennung i.d.R. von links nach rechts den Elementsymbolen folgend. Da exakte Teilchenanzahl bekannt wird diese mit Vorsilben mono-, di-, tri-, tetra-, penta-, hexa-, .. angegeben.

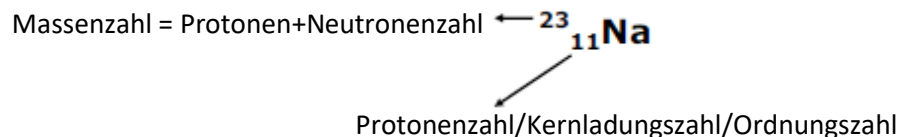
Übungsaufgaben:

1. Formuliere die LEWIS-Formel zu folgenden Molekülen: Stickstoff, Kohlenstoffdioxid, Ammoniak, Methan (CH_4), Hydroxid-Ion OH^- .
2. 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?
3. 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-)



Isotope: Atome desselben Elements mit anderer Neutronenzahl.

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

Die Energiestufen werden von innen nach außen mit nach ihren Energiewerten 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 äußersten Energiestufe nennt man **Valenzelektronen**.

Die Anzahl lässt sich an der Hauptgruppen ablesen (außer He)

(->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 zwei NM-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

Salze

Salze können durch eine Reaktion von Metallatomen mit Nichtmetallatomen entstehen.

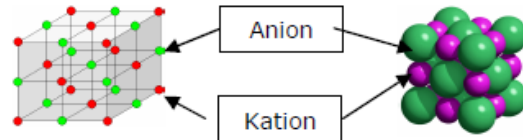
Dabei entstehen durch Elektronenaufnahme- und abgabe Ionen.

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 dar. (siehe Heft 9.Klasse)

Eigenschaften: Kristallinität, Sprödigkeit, elektrische Leitfähigkeit in Lösungen und Schmelzen

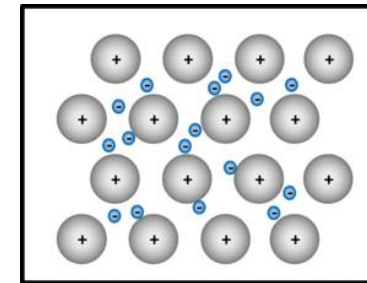
! Erklärung über die Ionenbindung ! (siehe Heft 9.Klasse)

Übungsaufgaben:

1. Formuliere die Ionengleichungen zur Bildung von Mg_3N_2 , CaO , KI , $BaCl_2$ und Aluminiumfluorid.
2. Fertige eine beschriftete Skizze des Magnesiumchloridkristalls (auf die Koordinationszahl wird keinen Wert gelegt) an.
3. Bilde die Verhältnisformeln für folgende Verbindungen. Gib an aus welchen Ionen die Salze aufgebaut sind.
 - a) Lithiumoxid
 - b) Natriumphosphid
 - c) Kaliumbromid
 - d) Calciumphosphat

Metalle

Die Metallatome geben ihre Valenzelektronen ab, dadurch entstehen positiv geladene „Metall-Atomrümpfe“ und frei bewegliche Elektronen (= „Elektronengas“). Die positiv geladenen „Atomrümpfe“ bilden ein dicht gepacktes **Metallgitter** und werden vom negativ geladenen „Elektronengas“ zusammengehalten. (Metallbindung)



Eigenschaften: elektrische Leitfähigkeit, Wärmeleitfähigkeit, Verformbarkeit, Metallglanz

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

Moleküle

Nichtmetallatome bilden eine **Elektronenpaarbindung = Atombindung = kovalente Bindung**, dargestellt durch die Valenzstrichformel (Lewis-Formel). Das heißt, die reagierenden Nichtmetallatome teilen sich gemeinsame Valenzelektronen und es entsteht mindestens ein bindendes Elektronenpaar.

Es kann zu Einfachbindungen, Doppelbindungen oder Dreifachbindungen kommen.

Die Elemente Wasserstoff, Stickstoff, Sauerstoff, Fluor, Chlor, Brom, Iod bestehen aus zweiatomigen Molekülen: **H₂, N₂, O₂, F₂, Cl₂, Br₂, I₂**.

(Merkhilfe: der HNO-Arzt und alle Halogene)

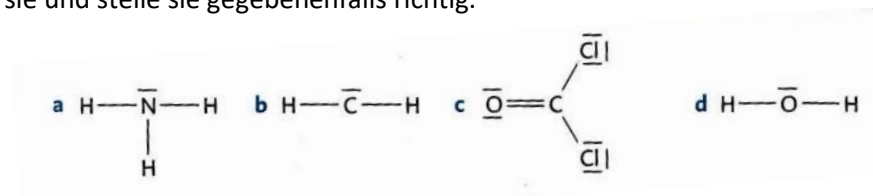
Siehe auch Hinweise zum Aufstellen der Lewis-Formel!

Übungsaufgaben:

1. Zeichne die Valenzstrichformeln für folgende Verbindungen:

HBr, SF₂, H₃O⁺, NH₃, KI, NO₃⁻, O₂

2. Folgende Valenzstrichformeln sind z.T. unvollständig oder falsch. Überprüfe sie und stelle sie gegebenenfalls richtig.



3. Markiere alle Stoffe, die molekulare Stoffe sind und begründe deine Auswahl.

NaCl, CHCl₃, MgO, NO₂, C₃H₈

4. 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

Chemisches Rechnen - Stöchiometrie