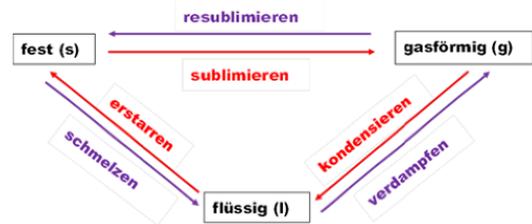


## Grundwissen Chemie – 8 NTG (G9) - LWG



### Aggregatzustände

#### Stoffebene

Beschreibung der Eigenschaften und Veränderungen mit allem was man **sehen, fühlen, schmecken, hören** und riechen kann

#### Spezifische Eigenschaften = Stoffeigenschaften

Typische Eigenschaften, an denen man einen Stoff erkennen kann, wie Farbe, Geruch, Schmelz- und Siedetemperatur, el. Leitfähigkeit, Löslichkeit, Dichte.

#### Teilchenmodell

- (1) Alle Stoffe bestehen aus **kleinsten Teilchen**.
- (2) Zwischen den Teilchen wirken **Anziehungskräfte**.
- (3) Alle Teilchen befinden sich in ständiger, regelloser Bewegung (**Brownsche Bewegung**), die mit steigender Temperatur zunimmt.

#### Teilchenebene

**Erklärung** der beobachteten Eigenschaften und Veränderungen mit Hilfe **der Vorstellung kleinster Teilchen** als Bausteine.

#### Diffusion

Diffusion ist der Vorgang, bei dem sich Teilchen aufgrund der **Eigenbewegung** (= Brownsche Molekularbewegung) ausbreiten. Die Geschwindigkeit der Bewegung ist u.a. abhängig von der Temperatur.

#### Schmelz- und Siedetemperatur

Die Schmelz- und Siedetemperaturen hängen jeweils von der **Masse** der Teilchen ab und von den zwischen den Teilchen wirkenden **Anziehungskräften**.

#### Reinstoff

Sie bestehen aus einer **einzigsten Stoffart** und zeigen bei gleichen Temperatur- und Druckverhältnissen stets die **gleiche Stoffeigenschaft**.

#### Gemisch

Es besteht aus mindestens **zwei Reinstoffen** und hat somit **Mischeigenschaften**  
z.B. Öle besitzen als Gemisch keinen exakten Siedepunkt, sondern besitzen Siedebereiche

#### homogenes Gemisch

**Die einzelnen Bestandteile** des Gemischs sind (selbst mit dem Mikroskop) **nicht unterscheidbar**. z.B. Zuckerwasser

#### heterogenes Gemisch

**Die einzelnen Bestandteile** des Gemischs **sind erkennbar**.  
z.B. frisch gepresster Orangensaft

**Lösung** s= fest; l = flüssig; g=gasförmig

homogenes, flüssiges Gemisch:

s in l, z.B. Zuckerwasser

l in l, z.B. Schnaps = Alkohol in Wasser

g in l, z.B. Mineralwasser = Kohlenstoffdioxid in Wasser

#### Suspension

heterogenes Gemisch s in l ; z.B. trübes Teichwasser = Sand/Lehm in Wasser

## Emulsion

heterogenes Gemisch I in I; z.B. Milch = flüssiges Fett in Wasser

## Glimmspanprobe; = Nachweisreaktion für Sauerstoff:

Ein glimmender Holzspan wird vorsichtig in ein Reagenzglas geschoben, in dem man Sauerstoff vermutet. Flammt der Glimmspan auf, so ist Sauerstoff enthalten.

## Knallgasprobe; = Nachweisreaktion für Wasserstoff:

Ein gasgefülltes Reagenzglas wird kopfunter an eine Flamme gehalten. Ertönt ein pfeifender Knall, war Wasserstoff enthalten.

## Kalkwasserprobe; = Nachweisreaktion für Kohlenstoffdioxid:

Ein Gas wird in **Kalkwasser** (= Calciumhydroxid-Lösung) geleitet. Bildet sich ein weißer Niederschlag, so enthält das Gas Kohlenstoffdioxid.

## Atom

Atome sind die **Grundbausteine eines Stoffes**. Es gibt so viele **Atomsorten wie Elemente**.

## Element

**Reinstoff**, der sich durch **keine der gebräuchlichen physikalischen und chemischen Methoden weiter zerlegen lässt**. Beispiele: Natrium (Na), Wasserstoff (H<sub>2</sub>)

„HOFBrlNCI“

Die Elemente Wasserstoff (H<sub>2</sub>), Sauerstoff (O<sub>2</sub>), Fluor (F<sub>2</sub>), Brom (Br<sub>2</sub>), Iod (I<sub>2</sub>), Stickstoff (N<sub>2</sub>) und Chlor (Cl<sub>2</sub>) kommen als zweiatomige Moleküle vor.

## Verbindung

**Reinstoff**, der sich durch **chemische Methoden weiter zerlegen lässt**. (Besteht aus mind. zwei verschiedenen Elementen); Beispiel: Wasser (H<sub>2</sub>O), eine Verbindung aus den Elementen Wasserstoff und Sauerstoff

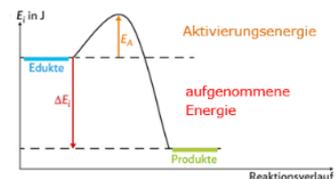
## Chemische Reaktion

Vorgänge, bei denen aus Reinstoffen **neue Reinstoffe entstehen**. Sie sind neben der Stoffveränderung stets mit einem **Energieumsatz** verbunden.

## Exotherme Reaktion

Eine chemische Reaktion bei der **Energie frei wird**.

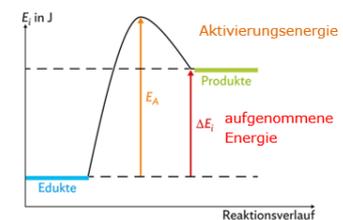
$$\Delta E_i < 0$$



## endotherme Reaktion

Eine chemische Reaktion bei der **Energie aufgenommen wird**.

$$\Delta E_i > 0$$



## Aktivierungsenergie

Die zur **Ingangsetzung** einer chemischen Reaktion notwendige Energie. Sie führt die Edukte in einen **reaktionsbereiten Zustand** über.

## Katalysator

Katalysatoren sind Stoffe, die die **Aktivierungsenergie herabsetzen** und so die **Reaktion beschleunigen**. Sie nehmen an der Reaktion teil, **liegen am Ende aber unverbraucht vor**.

## Molekül

Ein Teilchen, das aus zwei oder mehreren aneinander gebundenen **Nichtmetallatomen** besteht.  
z.B. H<sub>2</sub>O (Wasser)

## Trivialnamen wichtiger Moleküle

**Wasser** H<sub>2</sub>O, **Ammoniak** NH<sub>3</sub>, **Kohlenstoffdioxid** CO<sub>2</sub>, **Wasserstoffperoxid** H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>

### Benennung des zweiten Nichtmetalls in einer Molekülformel

Sauerstoff (-oxid), Schwefel (-sulfid), Stickstoff (-nitrid), Fluor Chlor Brom Iod (-fluorid -chlorid -bromid -iodid), Wasserstoff (-hydrid)

### Griechische Zahlenwörter

mono-, di-, tri-, tetra-, penta-, hexa-, hepta-, octa-, nona-, deca

**Homologe Reihe der Alkane**; Summenformel: C<sub>n</sub>H<sub>2n+2</sub>

**Methan** CH<sub>4</sub>, **Ethan** C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>, **Propan** C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>

weitere Trivialnamen mit steigender Kohlenstoffzahl: **Butan, Pentan, Hexan, Heptan, Octan, Nonan, Decan**

### Stoffmenge

Größe für die Anzahl von Teilchen (= Stoffportion)

Symbol: "n" Einheit: "mol"

**1 mol = 6,022 · 10<sup>23</sup> Teilchen**

### Avogadro-Konstante

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{mol}}$$

**Molare Masse** (= Masse von 1 Mol eines Stoffes)

Symbol: "M" Einheit: " $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$ "

Beispiel: M(Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>)

Addiere die Atommassen entsprechend der Indizes und verwende die Einheit  $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$  !

M(Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>)

$$= (2 \cdot 23,0 + 32,1 + 4 \cdot 16,0) \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 142,1 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{ (auf 1 Dezimalstelle genau)}$$

**Molares Volumen** (= Das Volumen, das 1 mol eines Gases einnimmt.)

Symbol "V<sub>m</sub>" Einheit " $\frac{1}{\text{mol}}$ "

Normbedingungen: V<sub>m</sub> = 22,4  $\frac{1}{\text{mol}}$  (0°C; 1013hPa)

Standardbedingungen: V<sub>m</sub> = 24,5  $\frac{1}{\text{mol}}$  (25°C; 1000hPa)

### wichtige Formeln

$$n = \frac{m}{M} \quad n = \frac{V}{V_m} \quad n = \frac{N}{N_A} \quad \rho = \frac{m}{V}$$

n=Stoffmenge

ρ = Dichte

m= Masse

N = Teilchenanzahl

M= Molare Masse

V<sub>m</sub>= Molares Volumen

V= Volumen

N<sub>A</sub> = Avogadro-Konstante

### Bausteine der Atome

Proton (p<sup>+</sup>) : 1 positive Ladung; Masse ≈ 1u

Neutron (n) : keine Ladung; Masse ≈ 1u

Elektron (e<sup>-</sup>) : 1 negative Ladung; Masse ≈ 0,0005u

### Kern-Hülle-Modell des Atoms

- kleiner, positiver Atomkern aus Nukleonen = Protonen und Neutronen
- Der Atomkern enthält nahezu die gesamte Masse (mehr als 99,9%) des Atoms.
- Hülle aus Elektronen, die sich um den Kern bewegen.
- Die Anzahl der Protonen und Elektronen ist gleich (neutrales Atom)

### Salz

Verbindung aus Metall und Nichtmetall. Salze sind stets aus Ionen aufgebaut.

Beispiele: NaCl aus Na<sup>+</sup> und Cl<sup>-</sup> Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> aus Al<sup>3+</sup> und O<sup>2-</sup>  
K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> aus K<sup>+</sup> und SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>

## **Ionenbindung**

- Chemische Bindung von Ionen in einem Ionengitter.
- Sie basiert auf den gegenseitigen Anziehungskräften der Kationen und Anionen.
- Metalle bilden Kationen, Nichtmetalle Anionen (vgl. Ionen)
- Die Stärke der Ionenbindung hängt von der Größe und der Ladung der Ionen ab.

## **Verhältnisformel**

Salze bilden Ionengitter, also "Riesenteilchen" unbestimmter Größe. Die Formel eines Salzes beschreibt demnach kein konkretes Teilchen, sondern gibt nur das Verhältnis der enthaltenen Ionen wieder.

## **Ionengitter**

Die Anionen und Kationen eines Salzes in festem Zustand sind nach einem bestimmten Bauprinzip regelmäßig angeordnet: Ionengitter

## **wichtige Molekül-Ionen**

**Carbonat-Ion** ( $\text{CO}_3^{2-}$ ), **Nitrat-Ion** ( $\text{NO}_3^-$ ), **Sulfat-Ion** ( $\text{SO}_4^{2-}$ ), **Phosphat-Ion** ( $\text{PO}_4^{3-}$ ) **Ammonium-Ion** ( $\text{NH}_4^+$ )

## **Metall**

- Die überwiegende Anzahl der Elemente sind Metalle.
- Metalle sind Elektronendonatoren.
- Je leichter sie Elektronen abgeben, je unedler sind sie.
- Typische Edelmetalle sind Schmuckmetalle wie Au, Ag, Cu, Pt.
- Beispiele für unedle Metalle sind Na, Zn, Fe

[https://quizlet.com/\\_9kkqaf?x=1qqt&i=3l2a2l](https://quizlet.com/_9kkqaf?x=1qqt&i=3l2a2l)