

<p>Aggregatzustände</p>	
<p>Stoffebene</p>	<p>Beschreibung der Eigenschaften und Veränderungen mit allem was man sehen, fühlen, schmecken, hören und riechen kann</p>
<p>Spezifische Eigenschaften = Stoffeigenschaften</p>	<p>Typische Eigenschaften, an denen man einen Stoff erkennen kann, wie Farbe, Geruch, Schmelz- und Siedetemperatur, el. Leitfähigkeit, Löslichkeit, Dichte.</p>
<p>Teilchenmodell</p>	<ol style="list-style-type: none"> (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.

<p>Teilchenebene</p>	<p>Erklärung der beobachteten Eigenschaften und Veränderungen mit Hilfe der Vorstellung kleinster Teilchen als Bausteine.</p>
<p>Diffusion</p>	<p>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.</p>
<p>Schmelz- und Siedetemperatur</p>	<p>Die Schmelz- und Siedetemperaturen hängen jeweils von der Masse der Teilchen ab und von den zwischen den Teilchen wirkenden Anziehungskräften.</p>
<p>Reinstoff</p>	<p>Sie bestehen aus einer einzigsten Stoffart und zeigen bei gleichen Temperatur- und Druckverhältnissen stets die gleiche Stoffeigenschaft.</p>

<p style="text-align: center;">Gemisch</p>	<p>Es besteht aus mindestens zwei Reinstoffen und hat somit Mischeigenschaften</p> <p>z.B. Öle besitzen als Gemisch keinen exakten Siedepunkt, sondern besitzen Siedebereiche</p>
<p style="text-align: center;">homogenes Gemisch</p>	<p>Die einzelnen Bestandteile des Gemischs sind (selbst mit dem Mikroskop) nicht unterscheidbar.</p> <p>z.B. Zuckerwasser</p>
<p style="text-align: center;">heterogenes Gemisch</p>	<p>Die einzelnen Bestandteile des Gemischs sind erkennbar.</p> <p>z.B. frisch gepresster Orangensaft</p>
<p style="text-align: center;">Lösung</p>	<p>homogenes, flüssiges Gemisch:</p> <p>s in l, z.B. Zuckerwasser l in l, z.B. Schnaps = Alkohol in Wasser g in l, z.B. Mineralwasser = Kohlenstoffdioxid in Wasser</p> <p>s= fest; l = flüssig; g=gasförmig</p>

<p>Suspension</p>	<p>heterogenes Gemisch s in l</p> <p>z.B. trübes Teichwasser = Sand/Lehm in Wasser</p>
<p>Emulsion</p>	<p>heterogenes Gemisch l in l</p> <p>z.B. Milch = flüssiges Fett in Wasser</p>
<p>Glimmspanprobe</p>	<p>= Nachweisreaktion für Sauerstoff:</p> <p>Ein glimmender Holzspan wird vorsichtig in ein Reagenzglas geschoben, in dem man Sauerstoff vermutet. Flammt der Glimmspan auf, so ist Sauerstoff enthalten.</p>
<p>Knallgasprobe</p>	<p>= Nachweisreaktion für Wasserstoff:</p> <p>Ein gasgefülltes Reagenzglas wird kopfunter an eine Flamme gehalten. Ertönt ein pfeifender Knall, war Wasserstoff enthalten.</p>

<p>Kalkwasserprobe</p>	<p>= Nachweisreaktion für Kohlenstoffdioxid:</p> <p>Ein Gas wird in Kalkwasser (= Calciumhydroxid-Lösung) geleitet. Bildet sich ein weißer Niederschlag, so enthält das Gas Kohlenstoffdioxid.</p>
<p>Atom</p>	<p>Atome sind die Grundbausteine eines Stoffes.</p> <p>Es gibt so viele Atomsorten wie Elemente.</p>
<p>Element</p>	<p>Reinstoff, der sich durch keine der gebräuchlichen physikalischen und chemischen Methoden weiter zerlegen lässt.</p> <p>Beispiele: Natrium (Na), Wasserstoff (H₂)</p> <p>„HOFBrINCl“</p> <p>Die Elemente Wasserstoff (H₂), Sauerstoff (O₂), Fluor (F₂), Brom (Br₂), Iod (I₂), Stickstoff (N₂) und Chlor (Cl₂) kommen als zweiatomige Moleküle vor.</p>
<p>Verbindung</p>	<p>Reinstoff, der sich durch chemische Methoden weiter zerlegen lässt. (Besteht aus mind. zwei verschiedenen Elementen)</p> <p>Beispiel: Wasser (H₂O), eine Verbindung aus den Elementen Wasserstoff und Sauerstoff</p>

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**.

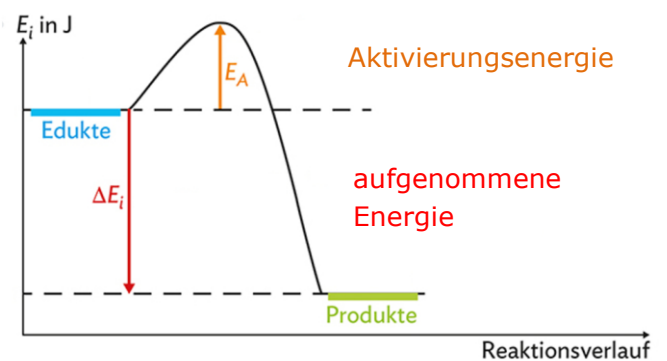
$$\Delta E_i < 0$$

endotherme Reaktion

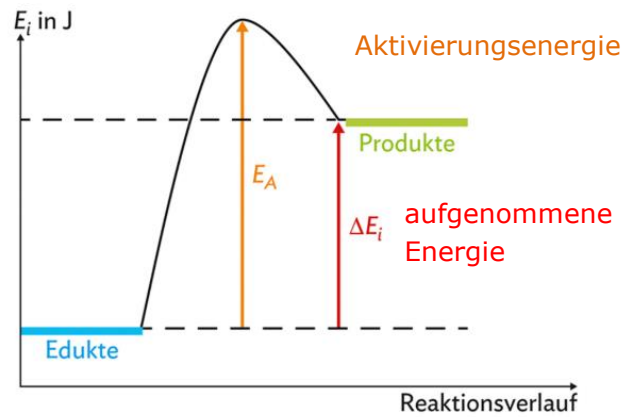
Eine chemische Reaktion bei der **Energie aufgenommen wird**.

$$\Delta E_i > 0$$

Energiediagramm einer exothermen Reaktion



Energiediagramm einer endothermen Reaktion



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_2O (Wasser)

Trivialnamen wichtiger Moleküle

Trivialnamen	Molekülformel
Wasser	H ₂ O
Ammoniak	NH ₃
Kohlenstoffdioxid	CO ₂
Wasserstoffperoxid	H ₂ O ₂

Benennung des zweiten Nichtmetalls in einer Molekülformel

<i>Element</i>	<i>Namen in der Molekülformel</i>
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_nH_{2n+2}

<i>Trivialnamen</i>	<i>Molekülformel</i>
Methan	CH ₄
Ethan	C ₂ H ₆
Propan	C ₃ H ₈

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

<p style="text-align: center;">Stoffmenge</p>	<p>Größe für die Anzahl von Teilchen(= Stoffportion)</p> <p>Symbol: "n" Einheit: "mol"</p> <p>1 mol = 6,022 · 10²³ Teilchen</p>
<p style="text-align: center;">Avogadro-Konstante</p>	<p>$N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{mol}}$</p>
<p style="text-align: center;">Molare Masse</p>	<p>Masse von 1 Mol eines Stoffes</p> <p>Symbol: "M"</p> <p>Einheit: "$\frac{\text{g}}{\text{mol}}$"</p> <p>Beispiel: M(Na₂SO₄) Addiere die Atommassen entsprechend der Indizes und verwende die Einheit $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$!</p> <p>M(Na₂SO₄) = (2 · 23,0 + 32,1 + 4 · 16,0) $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$ = 142,1 $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$ (auf 1 Dezimalstelle genau)</p>
<p style="text-align: center;">Molares Volumen</p>	<p>Das Volumen, das 1 mol eines Gases einnimmt.</p> <p>Symbol "V_m" Einheit "$\frac{\text{l}}{\text{mol}}$"</p> <p>Normbedingungen: V_m = 22,4 $\frac{\text{l}}{\text{mol}}$ (0°C; 1013hPa)</p> <p>Standardbedingungen: V_m = 24,5 $\frac{\text{l}}{\text{mol}}$ (25°C; 1000hPa)</p>

<p style="text-align: center;">wichtige Formeln</p>	$n = \frac{m}{M} \quad n = \frac{V}{V_m} \quad n = \frac{N}{N_A} \quad \rho = \frac{m}{V}$ <p>n=Stoffmenge ρ = Dichte m= Masse N = Teilchenanzahl M= Molare Masse V_m= Molares Volumen V= Volumen N_A = Avogadro-Konstante</p>
<p style="text-align: center;">Bausteine der Atome</p>	<p>Proton (p⁺) : 1 positive Ladung; Masse ≈ 1u</p> <p>Neutron (n) : keine Ladung; Masse ≈ 1u</p> <p>Elektron (e⁻) : 1 negative Ladung; Masse ≈ 0,0005u</p>
<p style="text-align: center;">Kern-Hülle-Modell des Atoms</p>	<ul style="list-style-type: none"> • 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)
<p style="text-align: center;">Salz</p>	<p>Verbindung aus Metall und Nichtmetall</p> <p>Salze sind stets aus Ionen aufgebaut.</p> <p>Beispiele: NaCl aus Na⁺ und Cl⁻ Al₂O₃ aus Al³⁺ und O²⁻ K₂SO₄ aus K⁺ und SO₄²⁻</p>

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

Name	Formel
Carbonat-Ion	CO_3^{2-}
Nitrat-Ion	NO_3^-
Sulfat-Ion	SO_4^{2-}
Phosphat-Ion	PO_4^{3-}
Ammonium-Ion	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

Quizlet:

https://quizlet.com/_9kkgaf?x=1qqt&i=3l2a2l