

Einführung in die Biologische Verfahrenstechnik und Chemische Verfahrenstechnik

Studiengang Bioverfahrenstechnik Wintersemester 2025/2026

Chemie und Chemische Verfahrenstechnik

Teil 1

Frankfurt University of Applied Sciences
Prof. Dr. H. Holthues

1. Allgemeines:

Chemische Verfahrenstechnik (Chemische Reaktionstechnik, Chemical reaction engineering)

interdisziplinär angesiedelt zwischen der **Chemie** und dem **Ingenieurwesen**

beschäftigt sich mit der **Ausführung chemischer Reaktionen in technischen Reaktionsapparaten**, mit deren Berechnung bzw. Auslegung und mit der Entwicklung der Apparate und der die Reaktion umgebenden Prozesse (Vorbereitung und Aufarbeitung)

Chemische Reaktionstechnik (Chemical reaction engineering)

Notwendig sind:

grundlegende Kenntnisse über die in den Anlagen zur Anwendung kommenden chemischen **Reaktionen**

Wichtig sind hier insbesondere Kenntnisse:

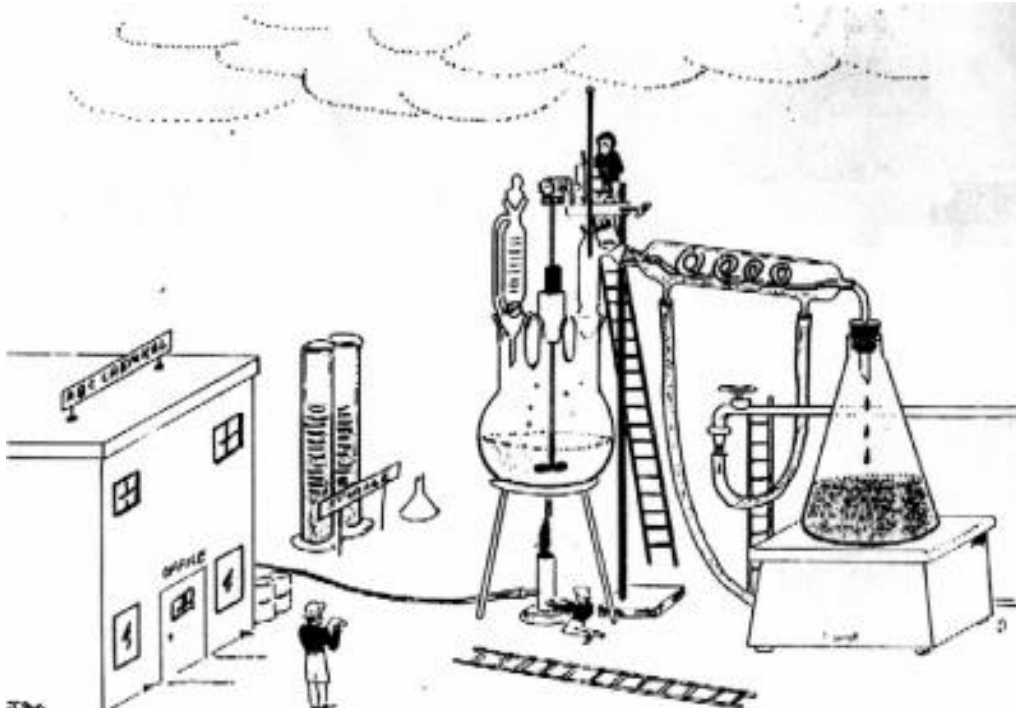
- ✓ über das Aufstellen und Anwenden Chemischer Reaktionsgleichungen
- ✓ der Stöchiometrie
- ✓ der Chemischen Thermodynamik
- ✓ der Chemischen Reaktionskinetik
- ✓ von Reaktionsmechanismen

Hauptaufgaben der Chemischen Reaktionstechnik

Produktion verkäuflicher Produkte im technischen Maßstab

Übertragung von Verfahren vom Labor- in den technischen Maßstab (dabei insbesondere zu beachten: Wirtschaftlichkeit, Wärme, Sicherheit, Umweltschutz, ..)

Betrieb und Optimierung bestehender Verfahren



„The benchscale results were so good that we by-passed the pilot-plant“

Quelle: E.H. Stitt, Chem. Eng. J. 90 (2002) 47

Unterschiede zwischen Labormaßstab und technischem Maßstab

Probleme des größeren Maßstabs:

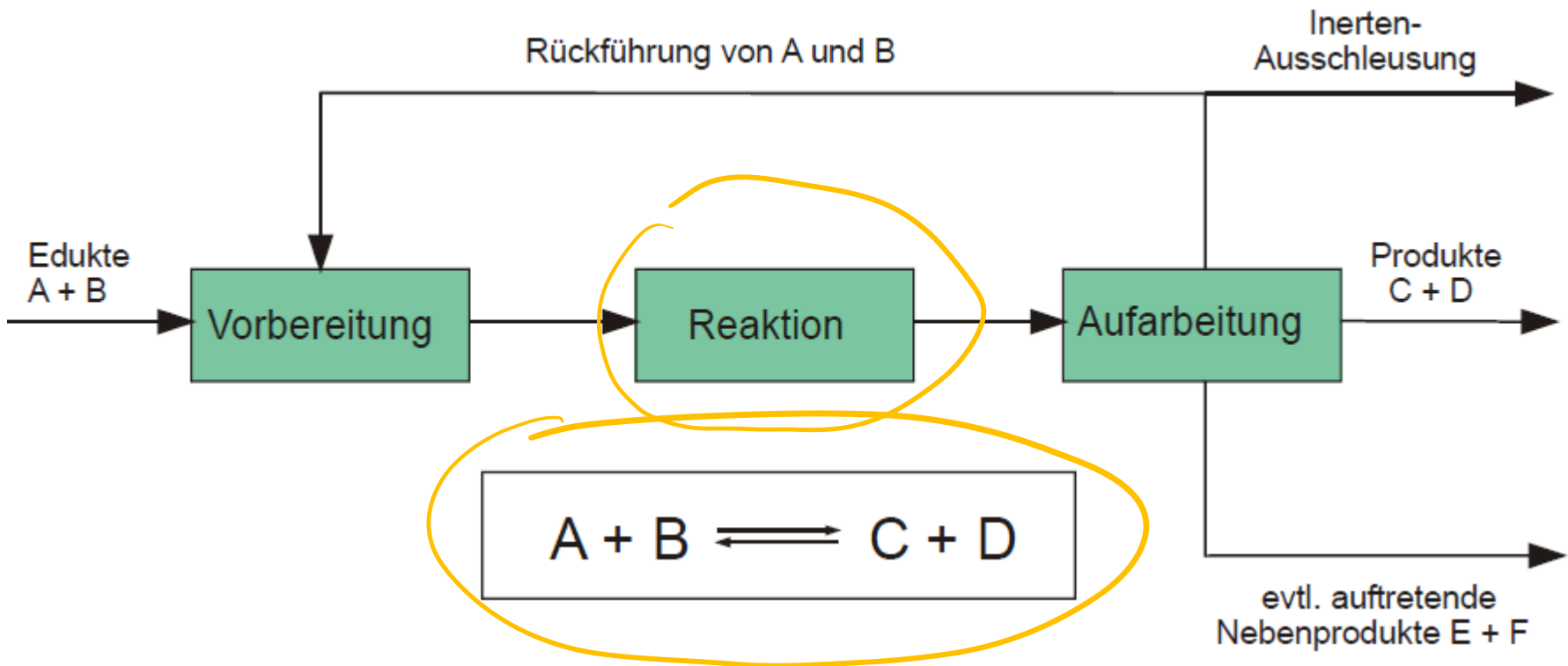
Reaktionswärme

Umweltprobleme

- Abluft
- Abwasser
- Abfall

Sicherheit

Schema einer typischen Produktionsanlage in der chemischen Industrie



Wirtschaftlichkeitsüberlegungen

$$\text{Gewinn} = \text{Erlös} - \text{Herstellkosten} > 0$$

Rohstoffkosten (Standortfrage)

Energie (Standortfrage)

Betriebsweise

Kapazität

Stoffverbund

Apparate

Personalkosten

alternative Herstellverfahren

2. Chemische Reaktionen

✓ 2.1 Chemische Reaktionsgleichungen

✓ 2.2 Stöchiometrie

2.3 Chemische Thermodynamik

2.4 Chemische Reaktionskinetik

2.5 Reaktionsmechanismen

2.1 Chemische Reaktionsgleichungen

2.1.1 Chemische Formeln (Summenformeln)

2.1.1.1 Element

- Element ist ein Stoff, der mit chemischen Methoden, in keine einfacheren Stoffe mehr zerlegbar ist
Beispiele: Gold, Eisen, Aluminium, Sauerstoff
z. Zt. sind 115 Elemente bekannt, 90 davon kommen natürlich vor, der Rest wurde künstlich in Kernreaktoren erzeugt
- Jedes Element hat einen Namen und ein chemisches Symbol
- **Chemisches Symbol** besteht aus 1 bis 2 Buchstaben, die i.d.R. Abkürzungen lateinischer Namen darstellen (Beispiele: Sauerstoff O, Wasserstoff H, Eisen Fe)

Periodensystem der Elemente

Periodensystem der Elemente

IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII B			IB	II B	IIIA	IVA	VA	VIA	VII A	0	
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
1 H 1,0079																	2 He 4,0026	
3 Li 6,94	4 Be 9,0122											5 B 10,811	6 C 12,011	7 N 14,007	8 O 15,999	9 F 18,998	10 Ne 20,180	
11 Na 22,990	12 Mg 24,305											13 Al 26,982	14 Si 28,086	15 P 30,974	16 S 32,065	17 Cl 35,453	18 Ar 39,948	
19 K 39,098	20 Ca 40,078	21 Sc 44,956	22 Ti 47,867	23 V 50,942	24 Cr 51,996	25 Mn 54,938	26 Fe 55,845	27 Co 58,933	28 Ni 58,693	29 Cu 63,546	30 Zn 65,39	31 Ga 69,723	32 Ge 72,64	33 As 74,922	34 Se 78,96	35 Br 79,904	36 Kr 83,798	
37 Rb 85,468	38 Sr 87,62	39 Y 88,906	40 Zr 91,224	41 Nb 92,906	42 Mo 95,94	43 Tc[‡] 98,906	44 Ru 101,07	45 Rh 102,91	46 Pd 106,42	47 Ag 107,87	48 Cd 112,41	49 In 114,82	50 Sn 118,71	51 Sb 121,76	52 Te 127,60	53 I 126,90	54 Xe 131,29	
55 Cs 132,91	56 Ba 137,33	57 La 138,91	* 72 Hf 178,49	73 Ta 180,95	74 W 183,84	75 Re 186,21	76 Os 190,23	77 Ir 192,22	78 Pt 195,08	79 Au 196,97	80 Hg 200,59	81 Tl 204,38	82 Pb 207,2	83 Bi 208,98	84 Po[‡] 209,98	85 At[‡] 209,99	86 Rn[‡] 222,02	
87 Fr[‡] 223,02	88 Ra[‡] 226,03	89 Ac[‡] 227,03	† 104 Rf[‡] 261,11	105 Db[‡] 262,11	106 Sg[‡] 266	107 Bh[‡] 264	108 Hs[‡] 277	109 Mt[‡] 268	110 Ds[‡] 271	111 Rg[‡] 272	112	113	114	115				
* Lanthanoide			58 Ce 140,12	59 Pr 140,91	60 Nd 144,24	61 Pm[‡] 146,92	62 Sm 150,36	63 Eu 151,96	64 Gd 157,25	65 Tb 158,93	66 Dy 162,50	67 Ho 164,93	68 Er 167,26	69 Tm 168,93	70 Yb 173,04	71 Lu 174,97		
† Actinoide			90 Th 232,04	91 Pa 231,04	92 U 238,03	93 Np[‡] 237,05	94 Pu[‡] 239,05	95 Am[‡] 241,06	96 Cm[‡] 244,06	97 Bk[‡] 249,08	98 Cf[‡] 252,08	99 Es[‡] 252,08	100 Fm[‡] 257,10	101 Md[‡] 258,10	102 No[‡] 259,10	103 Lr[‡] 262,11		

Relative Atommassen auf 5 signifikante Stellen

‡ Atommasse eines Isotops; kein stabiles Isotop existent

Quelle: Mortimer,
Chemie

2.1.1.2 Verbindung

Stoff, der Atome mindestens zweier verschiedener Elemente in einem festgelegten Verhältnis enthält.

lässt sich nur mit chemischen Methoden in ihre Bestandteile zerlegen

Elementverbindung: Stoff, der nur Atome eines Elementes enthält,
z. B. O_2 , N_2

Kovalent aufgebaute Verbindungen

Moleküle:

Definition:

Nach außen hin neutrales Teilchen (i. Ggs. zum Ion), bei dem zwei oder mehr Atome fest miteinander verbunden sind.

Chemische Formel für ein Molekül:

- gibt an, aus wie vielen Atomen der einzelnen Elemente das Molekül zusammengesetzt ist.
- heißt auch **Summenformel**
- Beispiele: Sauerstoff O_2 , Stickstoff N_2 , Wasser H_2O , oder Glukose $C_6H_{12}O_6$.

Ionisch aufgebaute Verbindungen

Ionen:

Definition: Atom oder Molekül, das eine elektrische Ladung trägt

Kationen: positiv geladen; von der Kathode (Minuspole einer elektrischen Spannung) angezogen; entstehen, wenn Atome oder Moleküle ein oder mehrere Elektron(en) abgeben

Anionen: negativ geladen; von der Anode (Pluspol einer elektrischen Spannung) angezogen; entstehen, wenn Atome oder Moleküle ein oder mehrere Elektron(en) aufnehmen

Es gibt einatomige und mehratomige Ionen:

einatomige Ionen bestehen aus einzelnen Atomen, die entweder Elektronen abgegeben haben (z. B. Metallische Elemente, wie Na^+ oder Ca^{2+}) oder aufgenommen haben (z. B. Nichtmetalle, wie Cl^-)

mehratomige Ionen, sog. **Molekülionen**, bestehen aus mehreren Atomen (z. B. SO_4^{2-} , NH_4^+ , OH^-)

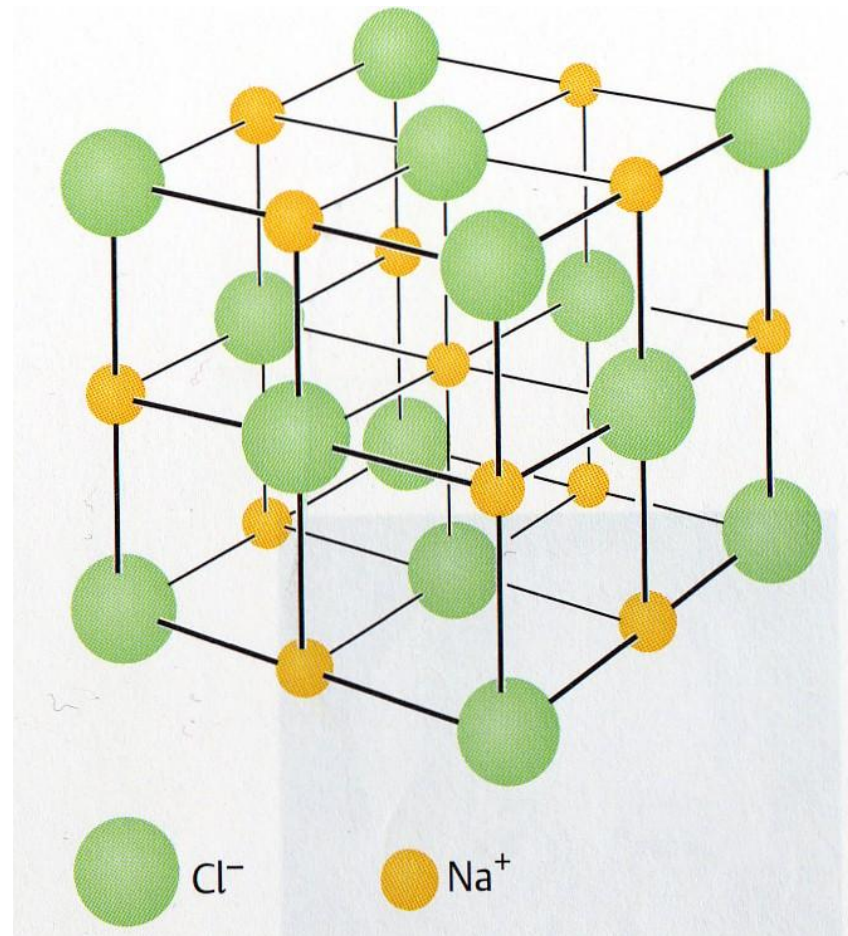
Ionengitter: Es gibt Verbindungen, die aus Ionen aufgebaut sind. Im festen Zustand bilden sie Kristallgitter, in denen die Ionen nach einem bestimmten Muster räumlich angeordnet sind, z.B. Kochsalzkristalle aus Na^+ und Cl^- - Ionen

Verhältnisformel

gibt an, welche Elemente in welchem Verhältnis in der Verbindung vorhanden sind. Sie wird für ionische Verbindungen, Atomgitter und Metalle verwendet.

Beispiele: Kochsalz NaCl , C, Fe

- **elektrostatische Anziehung** zwischen diesen Ionen
- im festen Zustand entsteht **Ionengitter**: Na^+ und Cl^- -Ionen ordnen sich in einem **Ionenkristall** an
- **Kristallgitter vom NaCl-Typ (Ausschnitt)**



2.1.1.3 Der Molbegriff und die Avogadro-Konstante N_A

Definitionen

Ein **Mol** ist die Stoffmenge einer Substanz, in der so viele Teilchen enthalten sind wie Atome in 12 g des Kohlenstoffisotops ^{12}C . Die Teilchen können dabei Atome, Moleküle, Ionen, Elektronen oder Formeleinheiten sein.

Die SI-Einheit der Stoffmenge n ist das Mol mit der Einheit „mol“.

Ein Mol eines Stoffes enthält N_A Teilchen. N_A ist die sog. **Avogadro-Konstante oder Avogadrosche Zahl**. Sie hat einen Zahlenwert von $6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Bei Mengenangaben in Mol muss immer angegeben werden, auf welche Teilchen man sich bezieht.

Ein Mol eines Elementes

- besteht aus $6,022 \times 10^{23}$ Atomen
- hat eine Masse (in Gramm), deren Zahlenwert der der **relativen Atommasse** entspricht.
- Allgemein nennt man die Masse eines Mols einer Substanz auch „**molare Masse**“ oder „**Molmasse**“. Sie hat die Einheit „g/mol“

Beispiel Kohlenstoff:

- rel. Atommasse von C ist 12
d. h. einzelnes C-Atom hat die Masse 12 u
- 1 Mol C hat die Masse 12 g
- Molmasse von C: 12 g/mol
- 12 g Kohlenstoff enthalten $6,022 \times 10^{23}$ Atome C

Ein Mol einer Substanz, die aus Molekülen aufgebaut ist

- besteht aus $6,022 \times 10^{23}$ Molekülen.
- hat eine Masse (in Gramm), deren Zahlenwert der **relativen Molekülmasse M_r** entspricht.
- relative Molekülmasse M_r wird berechnet, indem man die rel. Atommassen aller Atome des Moleküls unter Berücksichtigung ihrer Anzahl in der Verbindung addiert. Allgemein nennt man die Masse eines Mols einer Substanz auch „**molare Masse**“ oder „**Molmasse**“. Sie hat die Einheit „g/mol“

Beispiel Wasser H₂O:

rel. Atommasse von H ist 1 u

rel. Atommasse von O ist 16 u

→ rel. Molekülmasse $M_r = 2 \cdot 1 + 16 = 18$ u

d. h. einzelnes H₂O-Molekül hat die Masse 18 u

→ Molmasse (H₂O) = 18 g/mol

→ 1 Mol H₂O, d. h. 18 g H₂O, enthalten $6,022 \times 10^{23}$
Moleküle H₂O

Ein Mol einer Substanz, die aus Ionen aufgebaut ist, d. h. eines Salzes

- besteht aus $6,022 \times 10^{23}$ Formeleinheiten .
- hat eine Masse (in Gramm), deren Zahlenwert der „molaren Formelmasse“ entspricht.

Beispiel Kochsalz NaCl:

rel. Atommasse von Na: 23,0 u

+ rel. Atommasse von Cl: 35,5 u

→ molare Formelmasse von NaCl: 58,5 u

→ 1 Mol NaCl = 58,5 g/mol

→ enthält $6,022 \times 10^{23}$ Formeleinheiten NaCl

Der Molbegriff bei Gasen

Bei Gasen nimmt bei einem Druck 1,013 bar = 1 atm und 0°C (sog. „Normalbedingungen“) ein Mol Gas ein Volumen von **22,414 L**, das sog. **Molvolumen eines Gases**, ein. Dieses Volumen enthält damit N_A Gas-Teilchen.

Berechnen von Molmassen von Verbindungen

1. rel. Atommassen der Elemente der Verbindung nachsehen
2. rel. Atommassen aller Elemente einer Verbindung unter Berücksichtigung ihrer Anzahl in der Verbindung addieren. Die rel. Molekülmasse oder Masse der Formeleinheit entspricht der Molmasse der Verbindung.

2.1.1.4 Übung zur Berechnung von Molmassen

Berechnen Sie die Molmassen folgender Stoffe:

- a) He
- b) N₂
- c) H₂O
- d) Kaliumnitrat (KNO₃)
- e) Essigsäure (CH₃COOH)

Lösungen der Übung zur Berechnung von Molmassen

a) He

4 g/mol

b) N₂

28 g/mol

c) H₂O

18 g/mol

d) Kaliumnitrat (KNO₃)

101 g/mol

e) Essigsäure (CH₃COOH)

60 g/mol

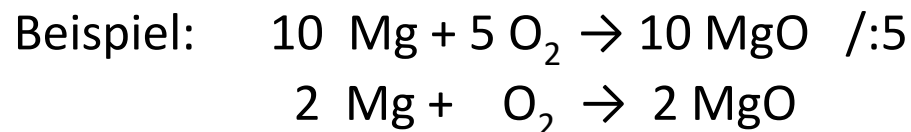
2.2 Chemische Reaktionsgleichungen

2.2.1 Aufstellen chemischer Reaktionsgleichungen

- Chemische Reaktionsgleichungen beschreiben durch die chemischen Formeln der beteiligten Substanzen, welche Ausgangsstoffe (**Reaktanten oder Edukte**) zu welchen **Produkten** reagieren.
- Edukte werden auf die linke Seite, Produkte auf die rechte Seite der Gleichung geschrieben, dazwischen steht ein Reaktionspfeil
- Stöchiometrische Koeffizienten vor den chemischen Formeln geben an, wie viele Moleküle des jeweiligen Stoffes oder wie viel Stoffmenge (in Mol) jeweils benötigt, verbraucht oder erzeugt werden
- Dabei müssen die Molzahlen aller Elemente auf der Eduktseite und der Produktseite gleich sein
- Allgemeine Form: **$a A + b B \rightarrow c C + d D$**

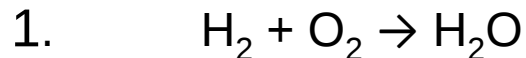
Vorgehensweise zum Aufstellen von Reaktionsgleichungen

1. Aufschreiben der Formeln aller Reaktanten (links) und Produkte (rechts) sowie des Reaktionspfeiles
2. Ausgleichen der Reaktionsgleichung durch stöchiometrische Koeffizienten vor den Formeln, so dass links und rechts des Reaktionspfeils jeweils gleiche Molzahlen aller beteiligten Elemente stehen
3. Gegebenenfalls gefundene Koeffizienten durch Division auf kleinste ganze Zahlen bringen.



4. Nochmals Massenbilanz auf beiden Seiten überprüfen.

Beispiel: Aufstellen der massenbilanzierten Gleichung für die Verbrennung von Sauerstoff (O₂) und Wasserstoff (H₂) zu Wasser (H₂O)



2. H: linke Seite 2H rechte Seite 2 H

O: linke Seite 2 O rechte Seite 1 O

→ H₂O multiplizieren mit 2

neue Gleichung: $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$

H: linke Seite 2 H rechte Seite 4 H

O: linke Seite 2 O rechte Seite 2 O

→ H₂ multiplizieren mit 2

neue Gleichung: $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$

3. o.k.

linke Seite: 4 H, 2O rechte Seite: 4 H, 2 O

4. Ergebnis: **$2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$**

2.2.2 Übungen zum Aufstellen chemischer Reaktionsgleichungen

1. Propan (C_3H_8) verbrennt mit Luftsauerstoff (O_2) zu Kohlendioxid (CO_2) und Wasser.

2.2.2 Übungen zum Aufstellen chemischer Reaktionsgleichungen

1. Propan (C_3H_8) verbrennt mit Luftsauerstoff (O_2) zu Kohlendioxid (CO_2) und Wasser.



2.2.2 Übungen zum Aufstellen chemischer Reaktionsgleichungen

2. Bei der Thermitreaktion (Thermitschweißen) entsteht aus metallischem Aluminium und Eisen(III)oxid (Fe_2O_3) die Produkte Aluminiumoxid (Al_2O_3) und metallisches Eisen

Lösungen zur Übung zum Aufstellen chemischer Reaktionsgleichungen

2. Bei der Thermitreaktion (Thermitschweißen) entsteht aus metallischem Aluminium und Eisen(III)oxid (Fe_2O_3) die Produkte Aluminiumoxid (Al_2O_3) und metallisches Eisen



2.2.2 Übungen zum Aufstellen chemischer Reaktionsgleichungen

3. Kaliumchlorat (KClO_3), ein Bestandteil von Streichhölzern, reagiert als starkes Oxidationsmittel äußerst heftig mit Rohrzucker (Saccharose $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$). dabei bilden sich Kaliumchlorid (KCl), Kohlendioxid (CO_2) und Wasser

Lösungen zur Übung zum Aufstellen chemischer Reaktionsgleichungen

3. Kaliumchlorat (KClO_3), ein Bestandteil von Streichhölzern, reagiert als starkes Oxidationsmittel äußerst heftig mit Rohrzucker (Saccharose $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$). dabei bilden sich Kaliumchlorid (KCl), Kohlendioxid (CO_2) und Wasser



2.3 Stöchiometrie

- eines der grundlegendsten und einfachsten mathematischen Hilfsmittel in der Chemie
- Basis: Massenerhaltungssatz
- untersucht, welche quantitativen Informationen aus einer Reaktionsgleichung gewonnen werden können.
- Ziele **stöchiometrischer Rechnungen**:
 - Berechnung der Menge an Ausgangsstoff(en), Edukt(en), die bei einer chemischen Reaktion eingesetzt werden muss
 - mit Kenntnis der Menge an Edukt(en) Berechnung der Menge an erhaltenen Produkt(en) möglich

→ Umsatz- und Ausbeuteberechnungen:

für die Praxis lassen sich so die erforderlichen Rohstoffmengen oder die theoretisch erzielbaren Produktmengen über die Reaktionsgleichung und die Molaren Massen berechnen.

Stöchiometrische Gesetze:

1. Gesetz der Erhaltung der Masse

bei chem. Reaktionen bleibt Gesamtmasse der an der Reaktion beteiligten Stoffe konstant

2. Gesetz der konstanten Proportionen

chem. Verbindung ist immer aus konstanten Massenverhältnissen der Elemente aufgebaut

3. Gesetz der multiplen Proportionen

bilden 2 Elemente mehrere Verbindungen miteinander, so stehen die Massen der Elemente dabei im Verhältnis kleiner ganzer Zahlen; z.B. CO (1:1), CO₂ (1:2)

Wichtig zur Berechnung von Massen in Reaktionen:

Zusammenhang zwischen Stoffmenge n ,
Masse m und Molmasse M

$n(X)$ = Stoffmenge des Stoffes mit
Formel X

Maßeinheit: Mol (mol)

$m(X)$ = Masse des Stoffes mit
Formel X

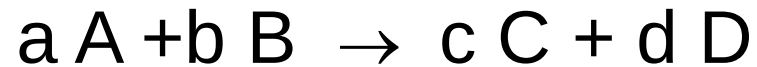
Maßeinheit: Gramm (g)

$M(X)$ = molare Masse des Stoffes
mit Formel X

Maßeinheit: Gramm pro Mol
(g/mol)

$$n(X) = \frac{m(X)}{M(X)}$$

Basis: Reaktionsgleichung mit stöchiometrischen Koeffizienten:



gegeben: die Masse von Stoff A (in „g“)

gesucht: die Massen der Stoffe B, C und D (in „g“)

Vorgehensweise:

1. alle für die Rechnung verwendeten Reaktionsgleichungen müssen massenbilanziert sein, d.h. die stöchiometrischen Koeffizienten müssen bestimmt sein
2. Berechnung der Stoffmenge $n(A)$ aus der Masse von Stoff A:

$$n(A) = \frac{m(A)}{M(A)}$$

3. Berechnung der Stoffmengen $n(B)$, $n(C)$ und $n(D)$ mit Hilfe der stöchiometrischen Koeffizienten (mittels Dreisatz)

a Mole A braucht b Mole B

a Mole A ergibt c Mole C

a Mole A ergibt d Mole D

4. Berechnung der Massen von B, C, D (in „g“) unter Verwendung der entsprechenden Molmassen:

$$m(B) = n(B) \cdot M(B)$$

$$m(C) = n(C) \cdot M(C)$$

$$m(D) = n(D) \cdot M(D)$$

2.3.1 Ausbeuteberechnungen

Definitionen

Oft erhält man bei chemischen Reaktionen eine geringere Produktmenge als theoretisch möglich. Gründe dafür können z. B. sein:

- a) nur ein Teil der Ausgangsstoffe reagiert
- b) es kann Nebenreaktionen geben
- c) ein Produkt kann weiter reagieren (Folgereaktion) und dadurch wieder verbraucht werden

absolute oder tatsächliche Ausbeute:

ist die tatsächlich erhaltene Produktmenge

→ **theoretische Ausbeute:**

ist die maximale Menge an Produkt, die nach der Stöchiometrie der Reaktionsgleichung aus den gegebenen Mengen an Ausgangsstoffen entstehen kann

→ **praktische oder prozentuale Ausbeute:**

Verhältnis der tatsächlichen Ausbeute zur theoretischen Ausbeute in Prozent:

$$\text{prozentuale Ausbeute} = \frac{\text{tatsächliche Ausbeute}}{\text{theoretische Ausbeute}} \cdot 100\%$$

2.3.2 Der Begriff der begrenzenden Reaktanten einer Reaktion

- oftmals entsprechen die in einer Reaktion eingesetzten Mengen der Ausgangsstoffe nicht den Mengen, die gemäß der Reaktionsgleichung für einen Formelumsatz erforderlich sind:

Beispiel: Reaktionsgleichung $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$

- wenn tatsächlich 2 Mol H_2 und 2 Mol O_2 eingesetzt werden, so werden maximal 2 Mol H_2O gebildet, 1 Mol O_2 bleibt unverbraucht.
→ d. h.: H_2 ist der den **Umsatz begrenzende Reaktant** der Reaktion (d. h., H_2 liegt im Überschuss vor).

Wichtig: Zur Berechnung der Ausbeute einer Reaktion muss immer der **den Umsatz begrenzende Reaktant** ermittelt werden. Daraus berechnet sich dann die maximal entstehende Produktmenge (d. h. die theoretische Ausbeute).

2.3.3 Übungen zu Ausbeute und begrenzendem Faktor

1. Ein Fahrradhersteller hat 4000 Räder, 2300 Rahmen und 2200 Lenker.
Nach Montage stehen 1990 gebrauchsfähige Fahrräder zu Verfügung.
 - a) Stellen Sie die Gleichung auf, die zu einem fertigen Fahrrad führt.
 - b) Wie viele Fahrräder kann er herstellen (theoretische Ausbeute)?
 - c) Was ist hier der begrenzende Faktor (der limitierende Reaktant)?
 - d) Was ist die praktische Ausbeute?

Lösungen der Übungen zu Ausbeute und begrenzendem Faktor Aufgabe 1

- a) 2 Räder + 1 Rahmen + 1 Lenker $\rightarrow$ 1 Fahrrad
- b) 4000 Räder + 2300 Rahmen + 2200 Lenker
 $\rightarrow$ 2000 Fahrräder + 300 Rahmen + 200 Lenker
- c) Räder
- d) $\frac{1990}{2000} \cdot 100\% = 99,5\%$

2. Chrom lässt sich aus Chrom(III)oxid (Cr_2O_3) durch Reduktion mit metallischem Aluminium herstellen. Es entsteht dabei als weiteres Produkt Aluminiumoxid (Al_2O_3). Bei der Reaktion setzen Sie 10 kg Cr_2O_3 und 5 kg Al ein. Sie erhalten 4,9 kg an Cr.
- a) stellen Sie die massenbilanzierte Reaktionsgleichung auf.
 - b) Berechnen Sie die Stoffmengen (in mol) der Ausgangsstoffe und vergleichen Sie sie. Welcher Stoff ist der begrenzende Faktor (limitierende Reaktant)? Beachten Sie hierzu die Stöchiometrie der Reaktion.
 - c) Berechnen Sie ausgehend von b) die theoretische Ausbeute an Chrom.
 - d) Berechnen Sie ausgehend von c) und den Angaben zu Beginn der Aufgabe die praktische Ausbeute an Chrom.

Lösungen der Übungen zu Ausbeute und begrenzendem Faktor Aufgabe 2



b) $M(\text{Cr}_2\text{O}_3) = 152 \text{ g/mol}$

$M(\text{Al}) = 27 \text{ g/mol}$

$M(\text{Cr}) = 52 \text{ g/mol}$

$M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 102 \text{ g/mol}$

$n(\text{Cr}_2\text{O}_3) = \frac{10000 \text{ g}}{152 \text{ g/mol}} = 65,79 \text{ mol}$

$n(\text{Al}) = \frac{10000 \text{ g}}{27 \text{ g/mol}} = 370,37 \text{ mol}$

$m(\text{Cr}_2\text{O}_3) = 10 \text{ kg}$

$m(\text{Al}) = 5 \text{ kg}$

$n(\text{Cr}) = 4,9 \text{ kg}$

für 65,79 mol braucht man $n(\text{Al}) = 2 \cdot n(\text{Cr}_2\text{O}_3) = 131,58 \text{ mol}$

→ Cr_2O_3 ist begrenzend

Lösungen der Übungen zu Ausbeute und begrenzendem Faktor Aufgabe 2, Fortsetzung

$$\begin{aligned}
 c) \quad n(\text{Cr}) &= 2 \cdot n(\text{Cr}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 65,79 \text{ mol} = 131,58 \text{ mol} \\
 m(\text{Cr}) &= n(\text{Cr}) \cdot M(\text{Cr}) = 131,58 \text{ mol} \cdot 52 \text{ g/mol} \\
 &= \underline{6842,16 \text{ g}} \quad (\text{theoret. Ausbeute an Cr})
 \end{aligned}$$

$$d) \quad \frac{4,9 \text{ kg}}{6,84216 \text{ kg}} \cdot 100 \% = \underline{71,6 \%} \quad (\text{prakt. Ausbeute an Cr})$$

Ähnliche **Umsatzberechnungen** sind **für jede andere chemische Reaktion** möglich, sofern eine massenbilanzierte Reaktionsgleichung aufgestellt wurde.

Es lassen sich die **für die Produktion erforderlichen Rohstoffmengen und -massen** oder **theoretisch erzielbare Produktmengen und -massen (d. h. bei 100%iger Ausbeute)** über die Reaktionsgleichung und die molare Massen berechnen.

2.4 Ausblick auf Teil 2:

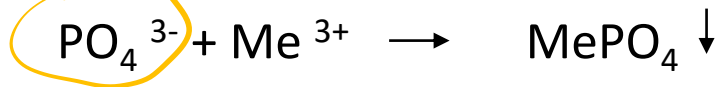
Phosphorelimination im Abwasser

- Phosphor: Bestandteil von Konsumgütern und Nahrungsmitteln, Phosphatgehalte in Waschmitteln sind inzwischen stark limitiert
- Typische Gesamtposphorkonzentrationen im Zulauf von kommunalen Kläranlagen liegen zwischen 5 mg/l und 20 mg/l
- Problematisch: Eutrophierung von Gewässern und in Folge davon massenhaftes Fischsterben → Abtrennung nötig!
- Vorliegen des Phosphors im Abwasser:
 - überwiegend in anorganischer Form als gelöstes Orthophosphat oder in Form kondensierter Phosphate
 - geringer Teil in organischer Form als Phosphonate (gelöst) oder anderer schwer abbaubarer phosphororganischer Verbindungen



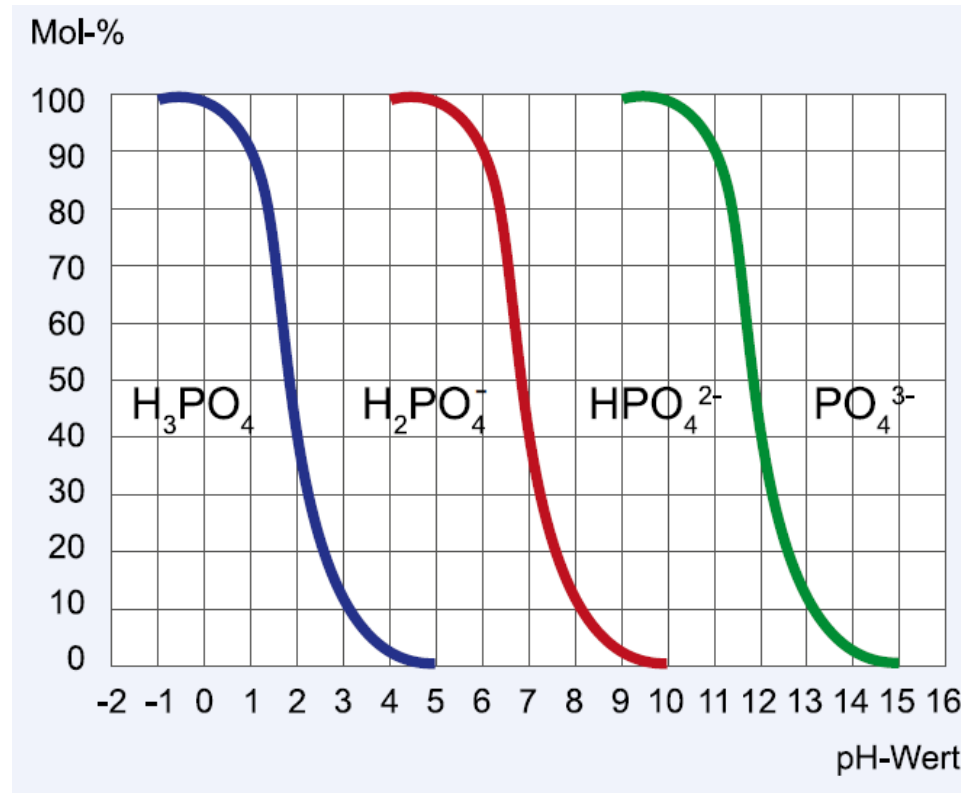
Grundlagen der chemisch-physikalischen Phosphatelimination (Phosphatfällung)

- Mit dreiwertigen Metallionen wird nur Orthophosphat ausgefällt:
- Reaktionsgleichung:



- Im Abwasser liegen neben Orthophosphat auch unterschiedlich stark kondensierte Phosphate (Meta-, Polyphosphate) vor, die sich in der Kläranlage jedoch durch Abbauprozesse größtenteils in das ausfällbare Orthophosphat umwandeln
- Die obige Reaktionsgleichung der Phosphatfällung ist stark vereinfacht, denn es ist vom pH-Wert abhängig, wie Phosphationen in wässriger Lösung vorliegen

Vorliegen verschiedener Phosphationen als Funktion des pH-Wertes



Kronos ecochem 2012

Problematik: Bei pH-Werten kommunaler Abwässer zwischen 6 und 8 liegt das gesamte Phosphat als Dihydrogen- oder Hydrogenphosphat vor!

Im nächsten Teil der Vorlesung werden wir besprechen:

- a) Wie und mit welchen Fällmitteln kann Orthophosphat abgetrennt werden?
- b) Welche Verfahren der Fällung gibt es und an welcher Stelle im Klärprozess werden diese angewendet?