

Einführung in die Biologische Verfahrenstechnik und Chemische Verfahrenstechnik

Studiengang Bioverfahrenstechnik
Wintersemester 2024/2025

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**

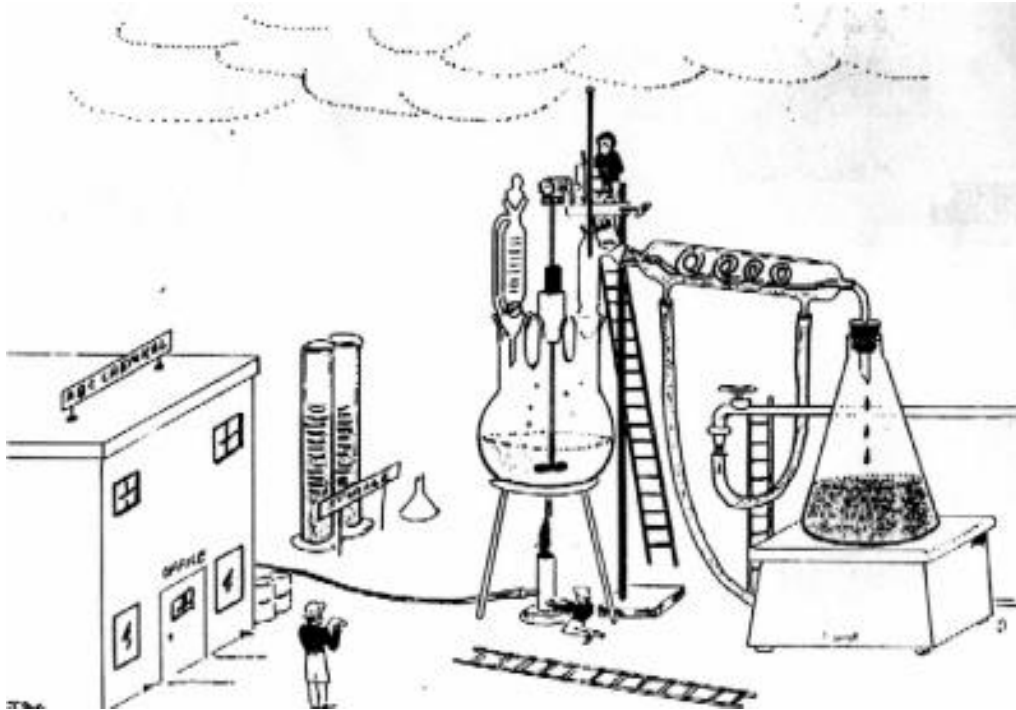
Wichtig sind hier insbesondere Kenntnisse:

- ✓ 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:

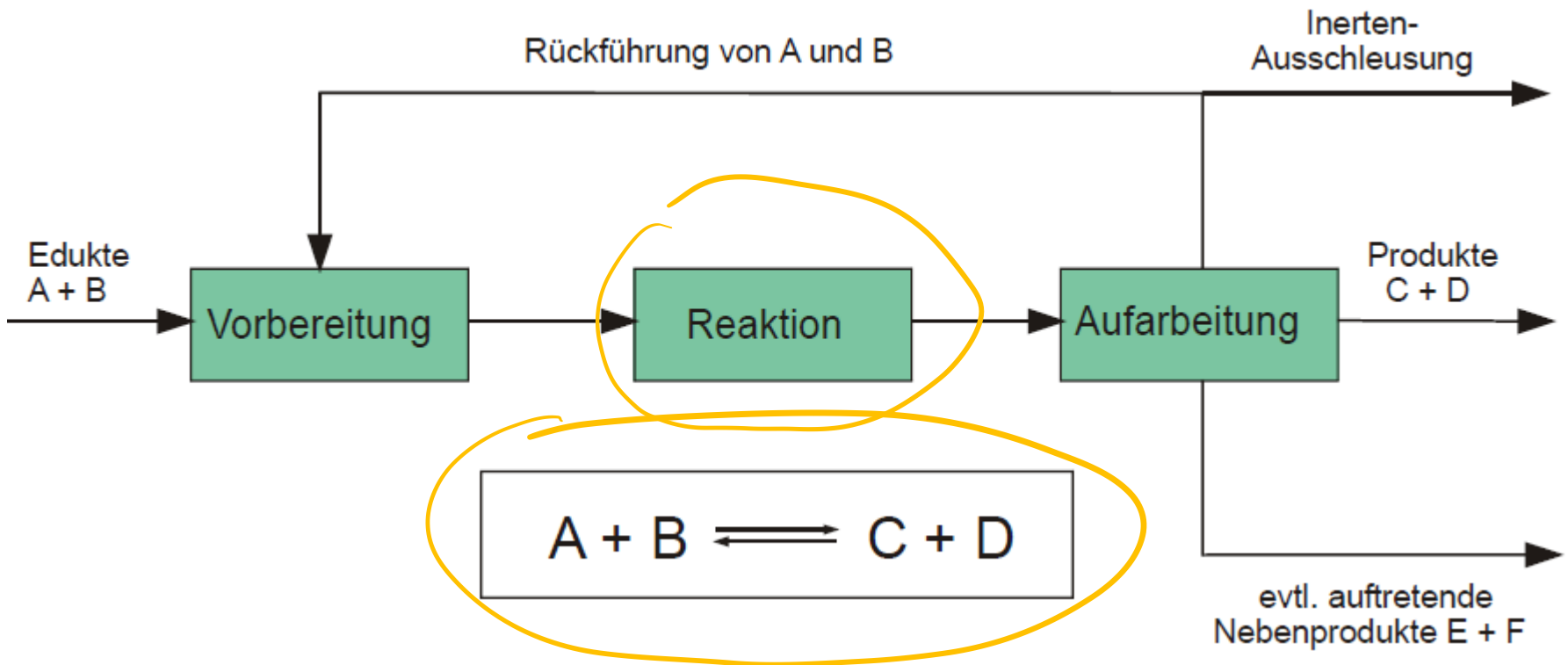
Reaktionswärme

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

- Stoff, der mit chemischen Methoden, in keine einfacheren Stoffe mehr zerlegbar ist
- z. Zt. sind 118 Elemente bekannt, 94 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 Elements enthält, z. B. O_2 , N_2

Kovalent aufgebaute Verbindungen

Moleküle (Nichtmetall + Nichtmetall)

Definition

- nach außen hin neutrales Teilchen, bei dem zwei oder mehr Atome fest miteinander verbunden sind.

Chemische Formel für ein Molekül (Summenformel)

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

Ionisch aufgebaute Verbindungen (Metall + Nichtmetall)

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

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 (Molekülionen)

bestehen aus mehreren Atomen (z. B. SO_4^{2-} , NH_4^+ , OH^-)

Ionengitter

- Ionisch aufgebaute Verbindungen
- im festen Zustand bilden sie Kristallgitter
- Ionen sind darin nach bestimmtem Muster räumlich angeordnet, z.B. Kochsalzkristalle aus Na^+ und Cl^- - Ionen

Verhältnisformel

- gibt an, welche Elemente in welchem Verhältnis in der Verbindung vorhanden sind.
 - verwendet für ionische Verbindungen, Atomgitter und Metalle
- Beispiele: Kochsalz NaCl , C, Fe

2.1.1.3 Atommasse, Molbegriff und die Avogadro-Konstante N_A

Definitionen

- Masse eines Atoms: durch die Zahl der im Atomkern befindlichen Protonen und Neutronen bestimmt (die Masse eines Elektrons beträgt nur etwa 1/2000 der Masse eines Protons).
- absolute Masse eines Atoms liegt in der Größenordnung von 10^{-24} g
- Da Rechnen mit dieser Größenordnung etwas unpraktisch ist, wurde die **relative Atommasse** definiert: Die Masse eines Kohlenstoffatoms, genauer, die Masse des Kohlenstoffnuklids ^{12}C , wurde gleich 12,00 gesetzt. Damit wurde die **atomare Masseneinheit „u“ (1 Dalton)** wie folgt definiert:

$$\begin{aligned} 1\text{u} &= 1/12 \text{ der Masse Kohlenstoffnuklids } ^{12}\text{C} \\ &= 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg.} \end{aligned}$$

2.1.1.3 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) Rohrzucker (C₁₂H₂₂O₁₁)
- d) Kaliumnitrat (KNO₃)
- e) Essigsäure (CH₃COOH)

Lösungen der Übung zur Berechnung von Molmassen

a) He

4 g/mol

b) N₂

28 g/mol

c) Rohrzucker (C₁₂H₂₂O₁₁)

342 g/mol

d) Kaliumnitrat (KNO₃)

101 g/mol

e) Essigsäure (CH₃COOH)

60 g/mol

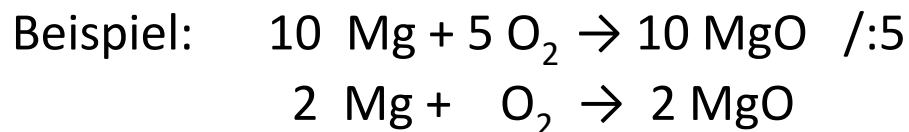
2.2 Chemische Reaktionsgleichungen

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 welche 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.

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. 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

2. 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.

Berechnung von Massen in Reaktionen:

Zusammenhang zwischen
Stoffmenge **n**, Masse **m** und Molmasse (molarer Masse) **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)

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

Berechnung von Stoffmengen aus der Masse

Zusammenhang zwischen

Stoffmenge **n**, Masse **m** und Molmasse (molarer Masse) **M**

Übung:

Berechnung der Molzahl in einer Probe bekannter Masse

Die Summenformel von Ethanol lautet $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} = \text{C}_2\text{H}_6\text{O}$. Wie viel Mol sind in 100g Ethanol enthalten?

Berechnung von Stoffmengen aus der Masse

Zusammenhang zwischen

Stoffmenge **n**, Masse **m** und Molmasse (molarer Masse) **M**

Übung:

Berechnung der Molzahl in einer Probe bekannter Masse

Die Summenformel von Ethanol lautet $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} = \text{C}_2\text{H}_6\text{O}$. Wie viel Mol sind in 100g Ethanol enthalten?

$$\begin{aligned}
 1) \quad M(\text{Ethanol}) &= 46 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \\
 n(\text{Ethanol}) &= \frac{m(\text{Ethanol})}{M(\text{Ethanol})} = \frac{100 \text{ g}}{46 \text{ g/mol}} = \underline{\underline{2,174 \text{ mol}}}
 \end{aligned}$$

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:

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

Handwritten annotations: "mol" with an arrow pointing to $n(A)$, "g" with an arrow pointing to $m(A)$, and "g/mol" with an arrow pointing to $M(A)$.

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:

= tatsächlich erhaltene Produktmenge
(z. B. in g, kg, mol)

→ **theoretische Ausbeute:**

ist die maximale Menge an Produkt, die nach der Stöchiometrie der Reaktionsgleichung aus den gegebenen Mengen an Ausgangsstoffen entstehen kann (z. B. in g, kg, mol)

→ **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?

Lösung 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. Alka-Seltzer Tabletten enthalten u. a. Acetylsalicylsäure, Natriumhydrogencarbonat **NaHCO₃** und Zitronensäure **H₃C₆H₅O₇**. Die Bläschen, die bei der Auflösung einer Alka-Seltzer-Tablette in Wasser entstehen, werden durch die Reaktion von Natriumhydrogencarbonat mit Zitronensäure erzeugt:



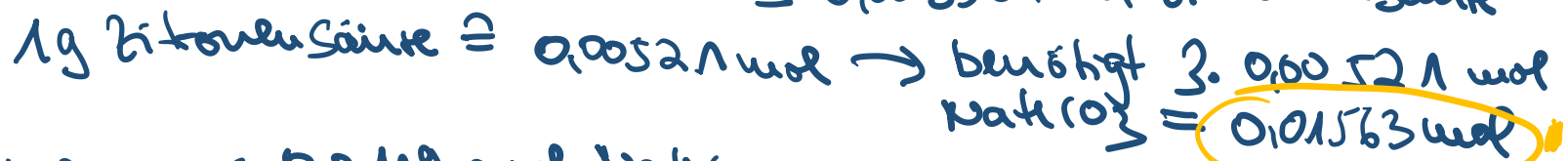
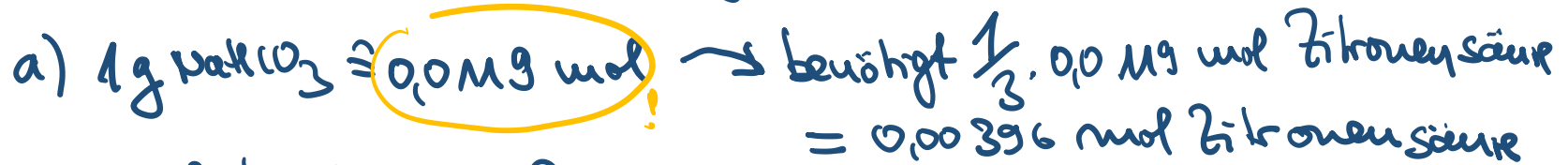
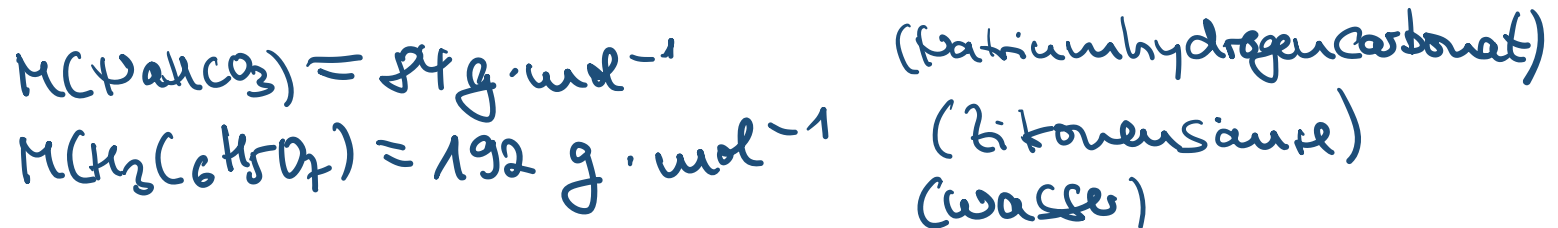
In einem Experiment reagieren 1,00 g Natriumhydrogencarbonat und 1,00 g Zitronensäure.

- Welches ist der limitierende Reaktant?
- Wieviel Gramm Kohlendioxid werden gebildet?
- Wieviel Gramm des Überschussreaktanten bleiben übrig, wenn der limitierende Reaktant vollständig verbraucht worden ist?

Übungsaufgaben Stöchiometrie

Lösung Aufgabe 2

2)



es liegen nur $0,0119 \text{ mol NaHCO}_3$ vor
 $\rightarrow$ NaHCO₃ im Unterschuss

Übungsaufgaben Stöchiometrie

Lösung Aufgabe 2, Fortsetzung

2)

b) aus $0,0119 \text{ mol NaHCO}_3 \rightarrow \text{max. } 0,0119 \text{ mol CO}_2$

$$\begin{aligned} m(\text{CO}_2) &= n(\text{CO}_2) \cdot M(\text{CO}_2) \\ &= 0,0119 \text{ mol} \cdot 44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \\ &= \underline{0,5236 \text{ g CO}_2} \end{aligned}$$

c) $0,0119 \text{ mol NaHCO}_3$ reagieren mit $\frac{0,0119}{3} \text{ mol Zitronensä.}$

$$n(\text{Zitronensäure}) = \frac{0,0119}{3} \text{ mol} = 0,00396 \text{ mol} \leftarrow \text{reagieren}$$

$$m(\text{Zitronensäure}) = 0,00396 \text{ mol} \cdot 192 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,7616 \text{ g}$$

$$1 \text{ g} - 0,7616 \text{ g} = \underline{0,2384 \text{ g Zitronensäure bleiben übrig}}$$

$\uparrow$
 $m(\text{Aufgang})$

$\uparrow$
 $m(\text{reagiert})$

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 (bei 100%iger Ausbeute)** über die Reaktionsgleichung und die molare Massen berechnen.

Übungsaufgabe Stöchiometrie

1)

- a) Definieren Sie die Begriffe „limitierender Reaktant“ und „Überschussreaktant“.

- b) Warum wird die Menge der gebildeten Produkte einer Reaktion nur von der Menge des limitierenden Reaktanten bestimmt?

Übungsaufgaben Stöchiometrie

Lösung Aufgabe 1

a) Limitierender Reaktant bestimmt die maximal mögliche Stoffmenge der Produkte, die in der chem. Reaktion entstehen kann. Alle anderen Reaktanten sind Überschußreaktanten.

Übungsaufgabe Stöchiometrie

Lösung Aufgabe 1

b) limitierender Reaktant wird während der Reaktion vollständig verbraucht. Fehlt ein Reaktant, so kann kein Produkt mehr gebildet werden.