



Cheat Sheet

1. Chemische Grundlagen

1.1. Formelzeichen

Dichte	ρ
Masse	m
molare Masse	M
Stoffmenge	n
Stoffmengenkonzentration	c
Volumen	V
Liter	l

1.2. Dichte

$$\text{Dichte} = \frac{\text{Masse}}{\text{Volumen}} \quad \rho = \frac{m}{V}$$

1.3. Mol und Molare Masse

Definition atomare Masseneinheit

$$1u = \frac{1}{12}(\text{^{12}_6C}) = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

Definition Mol

1 Mol eines Stoffes sind $6,02 \cdot 10^{23}$ Teilchen dieses Stoffes.

Im PSDE ist die relative Atommasse gleich der Masse eines Mols in g.

Beispiel für Molare Masse eines Moleküls:

$$\text{Molare Masse von } H_2O: M(H_2O) = 2 \cdot M(H) + M(O) = 2 \cdot 1,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 16,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

1.4. Stoffmenge und Konzentration

$$\text{Stoffmenge: } n = \frac{m}{M}$$

$$\text{Stoffmengenkonzentration: } c = \frac{n}{V}$$

1.5. Atommodell nach Bohr

Hauptschalen entweder 1..8 oder K...R.

Nebenschalen mit maximaler Elektronenzahl: s(2), p(6), d(10), f(14)

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d 7p 8s

He — Ne — Ar — Kr — Xe — Rn — →

1.6. Quantenmechanisches Atommodell

- Hauptquantenzahl (Hauptschale 1 - 8) → n
- Nebenquantenzahl (Unterschalen 1 - 4 bzw. s - f) → l
- Magnetische Quantenzahl (für $2 e^-$) → $-l$ bis $+l$ → m_l
- Magnetische Spinzustand m_s → $\pm \frac{1}{2}$

$n \setminus l$	0 = s	1 = p	2 = d
1:K	$m = 0$ ↑↓	$m = -1, 0, 1$ ↑↓↑↓↑↓	$m = -2, -1, 0, 1, 2$ ↑↓↑↓↑↓↑↓↑↓↑↓
2:L			
3:M			

SI-Präfixe	Vorsatz	Faktor	Symbol	Vorsatz	Faktor
Y	Yotta	10^{24}	d	Dezi	10^{-1}
Z	Zetta	10^{21}	c	Zenti	10^{-2}
E	Exa	10^{18}	m	Milli	10^{-3}
P	Peta	10^{15}	μ	Mikro	10^{-6}
T	Tera	10^{12}	n	Nano	10^{-9}
G	Giga	10^9	p	Piko	10^{-12}
M	Mega	10^6	f	Femto	10^{-15}
k	Kilo	10^3	a	Atto	10^{-18}
h	Hekto	10^2	z	Zepto	10^{-21}
da	Deka	10^1	y	Yoko	10^{-24}

2. Korrosion

- Ausgangsstoff für chemische Reaktion = Edukt.
- Resultierende Verbindung aus Reaktion = Produkt.
- Gibbs-Helmholtz-Beziehung: $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$.
 - Wird Energie frei $\Delta G < 0$ exothermer Vorgang.
 - Wird Energie verbraucht $\Delta G > 0$, endothermer Vorgang.

Regeln zur Bestimmung der Oxidationszahl

- Im Element ist die Oxidationszahl immer ± 0 .
- Bei einfachen Ionen entspricht die Oxidationszahl immer der Ionenladung.
- Die Summe der Oxidationszahlen aller Atome einer Verbindung ergibt die Gesamtladung der Verbindung.
- Fluor besitzt in Verbindungen immer die Oxidationszahl -1 .
- Sauerstoff besitzt in den meisten Fällen die Oxidationszahl -2 .
- Wasserstoff besitzt in der Regel die Oxidationszahl $+1$ (Ausnahme: Hydride).
- Metalle besitzen in der Regel positive Oxidationszahlen.
- Oxidationszahlen anderer Atome in einer Verbindung werden durch Differenzbildung zur Gesamtladung ermittelt.
- Bei kovalenten Verbindungen werden die Elektronenpaare dem elektronegativeren Partner zugeordnet.

3. Kunststoffe

Bestehen im wesentlichen aus C, H, N und O

Polymerisation: Reaktion von Monomeren mit Doppelbindungen zu makromolekularen Ketten

Polykondensation: Reaktion von Monomeren mit reaktiven Endgruppen unter Abspaltung von z.B. H_2O oder HCl

Polyaddition: Vernetzung von Epoxiden mit Aminen oder Alkoholen ohne weiteres Reaktionsprodukt

Polymerisationsgrad = $\frac{\text{Molare Masse der Makromoleküle}}{\text{Molare Masse der Monomere}}$

Typ	Kunststoff	Verwendung
Thermoplaste	PE(Polyethylen)	Schlüsselelemente Eimer Bierkästen Einwegbecher Schuhabsätze Flaschen Styropor Einwegbecher Tonbandkassetten Kabelummantelungen Duschvorhänge Abflussrohre
	PP(Polypropen)	
	PS(Polystyrol)	
	PVC(Polyvinylchlorid)	
	PA(Polyamid)	Nylonstrümpfe Angelschnur Brillengestelle
	Duroplaste	Kochlöffel Bakelit Küchenmöbeloberflächen
		Elektr. Isoliermaterial Elektroinstallationen
	Elastomere	Matratzen Wärmedämmung Kabelummantelungen

4. Moleküle Bindungstypen

Bindung	Eigenschaften	Energie
Ionisch	Elektronenaustausch, stark, starr	3.4 eV
Kovalent	Gemeinsame Elektronen	
Metallisch	„Elektronensee“	
Dipol	Coulombkräfte von Partialladungen	

4.0.1. Ionenbindung

Voraussetzung: unterschiedliche Atome leicht zu ionisieren Je größer die Differenz der Elektronegativitätswerte der beteiligten Atome ist, desto stärker ist der ionische Charakter einer Verbindung ausgeprägt.

- Coulombanziehung nicht gerichtet → positive und negative Ionen lagern so dicht aneinander wie möglich → Ionenkristall (nicht verformbar)
- Elektronen sind an den Ionen lokalisiert → keine freien Elektronen vorhanden → Isolator

Wichtige Anionen:

Formel	Name
SO_4^{2-}	Sulfat
SO_3^{2-}	Sulfit
HSO_4^-	Hydrogensulfat
HSO_3^-	Hydrogensulfit
CO_3^{2-}	Carbonat
HCO_3^-	Hydrogencarbonat
PO_4^{3-}	Phosphat
HPO_4^{2-}	Monohydrogenphosphat
$H_2PO_4^{2-}$	Dihydrogenphosphat
NO_3^-	Nitrat
CN^-	Cyanid.

Das Verhältnis von Kationen zu Anionen ist immer derart, dass das Molekül elektrisch neutral ist.

4.0.2. Kovalente Bindung (Elektronenpaarbindung)

Spinabsättigung der äußeren Elektronenschale durch gemeinsame Elektronen

- Valenz-Elektronen zwischen den Atomen lokalisiert
- keine Kugelsymmetrische Ladungsverteilung mehr im Atom
- Die Anzahl der Elektronen mit umgekehrtem Spin zeigt an wie vielfache kovalente Bindungen eingegangen werden können
- treten bei und zwischen Elementen der IV. bis VII. Hauptgruppe auf
- gerichtete Bindungen → mögliche Kristallstrukturen werden eingeschränkt
- Differenz der Elektronegativität meist $\Delta E < 1.7$
- kovalente gebundene Kristalle sind üblicherweise schlechte Leiter

4.0.3. Metallische Bindung

Sonderfall der kovalenten Bindung, bei der die Valenz-Elektronen nicht lokalisiert sind.

- Vorwiegend Elemente mit nur wenigen Außen elektronen
- freie Elektronen → hohe elektrische Leitfähigkeit, hohe Wärmeleitfähigkeit
- Bindung nicht gerichtet
- Bindungen mit gleich- und ungleichartigen Metallen eingegangen werden
- Metallische Bindung ist schwächer als die ionische oder kovalente Bindung
- Bindungsstärke hängt von der Zahl der Leitungselektronen ab

4.0.4. Dipolbindung

- zwischen Molekülen mit permanentem Dipolmoment → Moleküle mit positiver und negativer Ladung
- Dipole ordnen sich im Dipolfeld der Nachbaratome so an, dass möglichst geringe Abstand und durch die Coulombkräfte gebunden werden

4.0.5. Van-der-Waals-Bindung:

- Atome/Moleküle haben kein permanentes Dipolmoment
- Bindung zwischen Dipolen durch statistische Fluktuationen der Ladungsschwerpunkte.
- Sehr schwache Bindung

4.0.6. Wasserstoffbrückenbindung

Voraussetzung: Äußere Schale > vier Elektronen, zwischen 2 Atomen.

- Bindungen über Wasserstoffbrücken der Form A-H-A
- Das H-Atom geht eine kovalente Bindung mit Atom der Sorte A ein und gibt sein Elektron ab. Das Proton bleibt fest an Reaktionspartner gebunden und bindet nun zusätzlich das andere negative Atom
- Bindungsenergie ist gering (0.1 eV)

5. pH-Wert Berechnung

Stärke der Base / Säure:

pK_S / pK_A	Stärke
$< -0,35$	sehr stark
$-0,35 - 0,35$	stark bis mittelstark
$> 0,35$	schwach

starke Säure: $pH = -\log \cdot c_S$

schwache Säure: $pH = \frac{1}{2}(pK_S - \log \cdot c_S)$

starke Base: $pH = 14 - (-\log \cdot c_B)$

schwache Base: $pH = 14 - \frac{1}{2}(pK_B - \log \cdot c_B)$

6. Physik

6.1. Formelzeichen

Größe	Formelzeichen	Einheit
Geschwindigkeit	v	$\frac{m}{s}$
Strecke	s	m
Kraft	F	N(Newton)
Fläche	A	m^2
Beschleunigung	a	$\frac{m}{s^2}$
Drehzahl	n	-
Winkelgeschwindigkeit	ω	1/s
Frequenz	f	Hz
Periodendauer	T	$\frac{1}{f}$
Arbeit	W	J(Joule)

6.2. Bewegungen

Gleichförmige Bewegung

$$v = \frac{s}{t}$$

Gleichmäßig beschleunigte Bewegung und freier Fall

$$\text{Beschleunigung: } a = \frac{\Delta v}{\Delta t}$$

$$\text{Zurückgelegte Strecke: } s = \frac{1}{2} \cdot a \cdot t^2$$

$$\text{Endgeschwindigkeit: } v_{end} = \sqrt{2 \cdot a \cdot s}$$

$$\text{Endgeschwindigkeit: } v_{end} = v_0 + a \cdot t$$

Kreisförmige Bewegungen

$$\text{Umfangsgeschwindigkeit: } v_u = n \cdot 2 \cdot r \cdot \pi$$

$$\text{Winkelgeschwindigkeit: } \omega = \frac{\Delta \phi}{\Delta t}$$

$$\text{Radialbeschleunigung: } a_{rad} = 4 \cdot \pi^2 \cdot r \cdot n^2$$

6.3. Kräfte

Newton'scher Bewegungssatz:

- Ein Körper verharrt im Zustand der Ruhe oder der gleichförmig geradlinigen Bewegung, sofern er nicht durch einwirkende Kräfte zur Änderung seines Zustands gezwungen wird.
- Kräfte treten immer paarweise auf. Übt ein Körper A auf einen anderen Körper B eine Kraft aus (actio), so wirkt eine gleich große, aber entgegen gerichtete Kraft von Körper B auf Körper A (reactio)
- $F = m \cdot a$
 $[F] = [m] \cdot [a] = 1 \text{ kg} \cdot 1 \frac{m}{s^2} = 1 \frac{\text{kg} \cdot m}{s^2} = 1 \text{ N}$.
Ein Newton ist die Kraft, die eine Masse von 1kg die Beschleunigung von $1m/s^2$ verleiht.

Drehmoment = Kraft \cdot Hebelarm

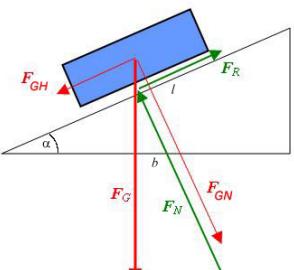
Verhältnis aus Kraft zu Hebelarm: $\frac{F_1}{F_2} = \frac{l_2}{l_1}$.

Reibungszahl: $\mu = \frac{F_R}{F_N}$

$F = FH - FR$

$m \cdot a = m \cdot g \cdot \sin \alpha - \mu \cdot m \cdot g \cdot \cos \alpha$ und mit $a = \frac{v^2}{2}$ folgt:

$$\mu = \tan \alpha - \frac{v^2}{2 \cdot g \cdot \cos \alpha \cdot s} = \mu$$



6.4. Arbeit, Leistung, Wirkungsgrad

Ein Joule ist die Arbeit, die aufgebracht werden muss, um eine Kraft von 1 Newton entlang eines Weges von 1 Meter wirken zu lassen.

Arbeit: $W = F \cdot s$

Hubarbeit: $W = g \cdot h$ bzw. $W = m \cdot g \cdot h$

Reibungsarbeit: $F_R = \mu \cdot F_N$

Arbeit bei schrägem Kraftantrieb: $W = F \cdot s \cdot \cos \alpha$

Beschleunigungsarbeit: $W = m \cdot a \cdot s; W = m \cdot \frac{a^2 \cdot t^2}{2}; W = m \cdot \frac{v^2}{2}$

Federkonstante: $c = \frac{F}{s}$

Federspannarbeit: $W = \frac{1}{2} \cdot F \cdot s; W = \frac{1}{2} \cdot c \cdot s^2; W = \frac{F^2}{2 \cdot c}$

potenzielle Energie: $W_{pot} = m \cdot g \cdot h$

kinetische Energie: $W_{kin} = \frac{1}{2} \cdot m \cdot v^2$

Leistung: $P = \frac{W}{t}; P = F \cdot v$

Wirkungsgrad: $\eta = \frac{P_{eff}}{P_{ind}}, \eta < 1$

Kraftstoß = Impuls: $F \cdot \Delta t = \Delta v \cdot m$

Erhaltung des Impulses: $m_1 \cdot v_1 + m_2 \cdot v_2 = 0$

Zentraler elastischer Stoß

$$\text{kinetische Energie: } m_1 \cdot u_1^2 + m_2 \cdot u_2^2 = m_1 \cdot v_1^2 + m_2 \cdot v_2^2$$

$$\text{Impuls: } m_1 \cdot u_1 + m_2 \cdot u_2 = m_1 \cdot v_1 + m_2 \cdot v_2$$

$$\text{Geschwindigkeiten: } u_1 + v_1 = u_2 + v_2$$

$$v \text{ von } m_1 \text{ danach: } v_1 = 2 \cdot \frac{m_1 \cdot u_1 + m_2 \cdot u_2}{m_1 + m_2} - u_1$$

$$v \text{ von } m_2 \text{ danach: } v_2 = 2 \cdot \frac{m_1 \cdot u_1 + m_2 \cdot u_2}{m_1 + m_2} - u_2$$

Zentraler unelastischer Stoß: $v = \frac{m_1 \cdot v_1 + m_2 \cdot v_2}{m_1 + m_2}$

Zentripetalkraft: $F_z = m \cdot a_r; F_z = m \cdot \omega^2 \cdot r; F_z = \frac{m \cdot v^2}{r}$

Energie des rotierenden Körpers: $W_{kin} = \frac{1}{2} \cdot m \cdot r^2 \cdot \omega^2; W_{kin} = I \cdot \frac{\omega^2}{2}$

Massenträgheitsmoment: $I = m \cdot r^2$

Massenträgheitsmoment einer rotierenden Scheibe: $I = \frac{m}{2} \cdot r^2$

6.5. Anziehungskräfte

Anziehung zweier Massen: $F = \gamma \cdot \frac{m_1 \cdot m_2}{r^2}$

Masse eines Himmelskörpers: $M = \frac{4\pi^2 \cdot r^3}{\gamma \cdot T^2}$

- M = gesuchte Masse

- r = Abstand der beiden Himmelskörper

- T = Umlaufdauer des umkreisenden Gestirns

1	Hg	IA
1,00794	[He]2s ¹	1s ¹
-259	-1,1	2,2
-253		13,6
	Wasserstoff	2. Hg IIA

Benennung mit Haupt- und Nebengruppen
IUPAC - Empfehlung
Von Chemical Abstracts Service bis 1986 verwendet

1	Li	Be
6,941	[He]2s ¹	[He]2s ²
181	1,0	1,5
1317	5,4	9,3
Lithium	Beryllium	

2	Na	Mg
22,989770	[Ne]3s ¹	[Ne]3s ²
98	1,0	1,2
89	5,1	7,6
Natrium	Magnesium	

3	K	Ca
39,09818	[Ar]4s ¹	[Ar]4s ²
64	0,9	1,0
774	4,3	6,1
Kalium	Calcium	

4	Rb	Sr
85,4678	[Kr]5s ²	[Kr]5s ²
39	1	2
688	0,9	1,0
Rubidium	Strontrium	

5	Cs	Ba
132,90545	[Xe]6s ¹	[Xe]6s ²
28	1	2
690	0,9	1,0
Cäsium	Barium	

6	Fr	Ra
[223]	[Rn]7s ¹	[Rn]7s ²
27	1	2
677	0,9	1,0
Francium	Radium	

7	Ac	Lr
[226]	[Rn]7f ¹⁴ 6d ⁷ s ²	* [262]
27	1	2
677	0,9	1,0
Rutherfordium	Dubnium	

6	La	Ce
138,9055	[Xe]5d ¹ 6s ²	[Xe]4f ¹ 6s ²
920	3	3,4
3454	1,1	5,6
Lanthan	Cer	

7	Th	Pa
[227]	[Rn]6d ¹ 7s ²	[232]
1047	1,0	4,5
3197	6,9	7,0
Actinium	Thorium	

1	H	
1,00794	[He]2s ¹	
-259	-1,1	2,2
-253		13,6
Wasserstoff	2. Hg IIA	

18	Hg	VIIIA
4,002602	1s ²	[He]2s ²
272	-269	24,6
He		Helium

1	Hg	IA
1,00794	[He]2s ¹	1s ¹
-259	-1,1	2,2
-253		13,6
Wasserstoff	2. Hg IIA	

Periodensystem der Elemente

<http://www.pse-online.de>

1. Hg IA

1 H

-259

-253

Wasserstoff

2. Hg IIA

2 H

-259

-253

Beryllium

3 Li

4 Be

-259

-253

Lithium

5 Na

12 Mg

-259

-253

Natrium

6 K

20 Ca

-259

-253

Kalium

7 Rb

38 Sr

-259

-253

Rubidium

8 Cs

56 Ba

-259

-253

Cäsium

9 Fr

88 Ra

-259

-253

Radium

10 Hg

18 He

-259

-253

Helium

11 La-Lu

12 Hf

-259

-253

Lanthanoide

13 Sc

21 Ti

-259

-253

Titan

14 V

22 Cr

-259

-253

Vanadium

15 Mn

24 Fe

-259

-253

Mangan

16 Co

26 Fe

-259

-253

Chrom

17 Ni

28 Ni

-259

-253

Nickel

18 Cu

29 Cu

-259

-253

Eisen

19 Fe

27 Co

-259

-253

Cobalt

20 Fe

-259

-253

Fe

21 Fe

-259

-253

Fe

22 Fe

-259

-253

Fe

23 Fe

-259

-253

Fe

24 Fe

-259

-253

Fe

25 Fe

-259

-253

Fe

26 Fe

-259

-253

Fe

27 Fe

-259

-253

Fe

28 Fe

-259

-253

Fe

29 Fe

-259

-253

Fe

30 Fe

-259

-253

Fe

31 Fe

-259

-253

Fe

32 Fe

-259

-253

Fe

33 Fe

-259

-253

Fe

34 Fe

-259

-253

Fe

35 Fe

-259

-253

Fe

36 Fe

-259

-253

Fe

37 Fe

-259

-253

Fe

38 Fe

-259

-253

Fe

39 Fe

-259

-253

Fe

40 Fe

-259

-253

Fe

41 Fe

-259

-253

Fe

42 Fe

-259

-253

Fe

43 Fe

-259

-253

Fe

44 Fe

-259

-253

Fe

45 Fe