



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

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

1.3. Mol und Molare Masse

Definition atome Masseneinheit

$$1u = \frac{1}{12}({}^{12}_6\text{C}) = 1,66 \cdot 10^{-24}g$$

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:

$$\text{Molare Masse von } H_2O: M(H_2O) = 2 \cdot M(H) + M(O) =$$

$$2 \cdot 1,0 \frac{g}{mol} + 16,0 \frac{g}{mol} = 18 \frac{g}{mol}$$

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 Elektronenanzahl: 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) $\rightarrow n$
- Nebenquantenzahl (Unterschalen 1 - 4 bzw. s - f) $\rightarrow l$
- Magnetische Quantenzahl (für $2e^-$) $-l$ bis $+l \rightarrow m_l$
- Magnetische Spinnquantenzahl $m_s \rightarrow \pm \frac{1}{2}$

$n \setminus l$	0 = s	1 = p	2 = d
1:K	$\uparrow\downarrow$		
2:L	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$	
3:M	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$

SI-Präfixe

Symbol	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	Yokto	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 $\Delta G < 0$ exergonischer Vorgang.
 - Wird Energie verbraucht $\Delta G > 0$, endergonischer 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 Monomere 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(Polyethen)	Schläuche Eimer Bierkasten
	PP(Polypropen)	Einwegbecher Schuhabsätze
	PS(Polystrol)	Flaschen Styropor
	PVC(Polyvinylchlorid)	Einwegbecher Tonbandkassetten
	PA(Polyamid)	Kabelummantelungen Duschvorhänge Abflussrohre
Duroplaste	MF(Phenoplaste)	Nylonstrümpfe Angelschnur Brillengestelle
	UF(Aminoplaste)	Kochlöffel Bakelit Küchenmöbeloberflächen
		Elektr. Isoliermaterial Elektroinstallationen
Elastomere	PUR(Polyuretan)	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 \rightarrow positive und negative Ionen lagern so dicht aneinander wie möglich \rightarrow Ionenkristall (nicht verformbar)
- Elektronen sind an den Ionen lokalisiert \rightarrow keine freien Elektronen vorhanden \rightarrow Isolator

Wichtige Anionen:

Formel	Name
SO_4^{2-}	Sulfat
SO_3^{2-}	Sulfit
HSO_4^-	Hydrosulfat
HSO_3^-	Hydrosulfit
CO_3^{2-}	Carbonat
HCO_3^-	Hydrogencarbonat
PO_4^{3-}	Phosphat
HPO_4^{2-}	Monohydrogenphosphat
$H_2PO_4^-$	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 umgepaartem Spin zeigt an wie vielfache kovalente Bindungen eingegangen werden können
- treten bei und zwischen Elementen der IV. bis VII. Hauptgruppe auf
- gerichtete Bindungen \rightarrow 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 Außenelektronen
- freie Elektronen \rightarrow hohe elektrische Leitfähigkeit, hohe Wärmeleitfähigkeit
- Bindung nicht gerichtet \rightarrow hohe Packungsdichte
- 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 \rightarrow Moleküle mit positiver und negativer Ladung
- Dipole ordnen sich im Dipolfeld der Nachbaratome so an, dass möglichst geringer 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

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

Zurückgelegte s bei gleichmäßiger a: $s(t) = s_0 + v_0 \cdot t + \frac{a}{2} t^2$

Zurückgelegte Strecke: $s = \frac{1}{2} \cdot v_{end} \cdot t$

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

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

Kreisförmige Bewegungen

Umfangsgeschwindigkeit: $v_u = n \cdot 2 \cdot r \cdot \pi$.

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

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

6.3. Kräfte

Newtonscher 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)
 $F = m \cdot a$
 $[F] = [m] \cdot [a] = 1kg \cdot 1 \frac{m}{s^2} = 1 \frac{kg \cdot m}{s^2} = 1N$.
Ein Newton ist die Kraft, die eine Masse von 1kg die Beschleunigung von $1m/s^2$ verleiht.

$Drehmoment = Kraft \cdot Hebelarm$

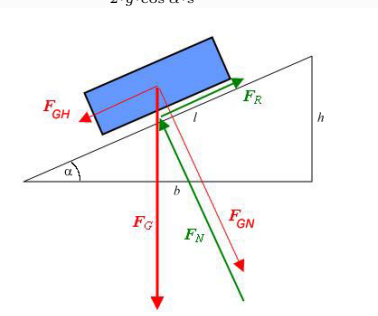
Verhältnis aus Kraft zu Hebelarm: $\frac{F_1}{F_2} = \frac{l_2}{l_1}$.

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

kinetische Energie $m_1 \cdot u_1^2 + m_2 \cdot u_2^2 = m_1 \cdot v_1^2 + m_2 \cdot v_2^2$

Impuls $m_1 \cdot u_1 + m_2 \cdot u_2 = m_1 \cdot v_1 + m_2 \cdot v_2$

Geschwindigkeiten $u_1 + v_1 = u_2 + v_2$

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

v von m_2 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

