



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

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

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)

Schalenreihenfolge: $1s \ 2s \ 2p \ 3s \ 3p \ 4s \ 3d \ 4p \ 5s \ 4d \ 5p \ 6s \ 4f \ 5d \ 6p \ 7s \ 5f \ 6d \ 7p \ 8s \rightarrow$

1.6. Quantenmechanisches Atommodell

1.7. Chemische Bindung

- Ionenbindung
- Elektronenpaarbindung oder kovalente Bindung
- metallische Bindung

1.7.1. Ionenbindung

Je größer die Differenz der Elektronegativitätswerte der beteiligten Atome ist, desto stärker ist der ionische Charakter einer Verbindung ausgeprägt.

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.

1.7.2. Elektronenpaarbindung

Kovalenzbindung

2. Kunststoffe

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

3. 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.
- Der pH Wert einer Lösung ist der negativ dekadische Logarithmus des Zahlenwertes der Hydroxoniumionenkonzentration.

$$pH = -\lg \cdot c_{H_3O^+}$$

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.

4. Physik

4.1. 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

4.2. Bewegungen

Gleichförmige Bewegung

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

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

Zurückgelegte Strecke bei gleichmäßiger Beschleunigung:

$$s(t) = s_0 + v_0 t + \frac{a}{2} t^2$$

Zurückgelegte Strecke bei bekannter Endgeschwindigkeit und Zeit:

$$s = \frac{1}{2} \cdot v \cdot t$$

Kreisförmige Bewegungen

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

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