

# Grundwissen Chemie 9. Jahrgangsstufe (plus) NTG

## Nachweisreaktionen

- Kationennachweise: Flammenfärbung
- Anionennachweise: Fällungsreaktionen: - Halogenidnachweis mit Silbernitrat  
- Sulfat-/Sulfitnachweis mit Bariumchlorid

## Chemische Größen

Chemische Größe	Größenzeichen	Einheit	Formel zum Umrechnen auf andere Größen
Masse	m	g	
Volumen	V	l	$V = \frac{m}{\rho}$
Relative Atommasse	$m_a$	u	
Stoffmenge	n	mol	
Molare Masse	M	g/mol	$M = \frac{m}{n}$
Molares Volumen	$V_m$	l/mol	$V_m = \frac{V}{n}$ $V_m = \frac{M}{\rho}$
Stoffmengenkonzentration	c	mol/l	$c = \frac{n}{V}$

## Konstanten

Konstante	Zeichen	Zahlenwert	Einheit	Umrechnungsformel
Avogadro-Konstante	$N_A$	$6,022 \cdot 10^{23}$	1/mol	$N = n \cdot N_A$
Molares Normvolumen	$V_{mn}$	22,4	l/mol	$V = n \cdot V_{mn}$

## Moleküle

Stoff	Nichtmetalle
Teilchenart	Moleküle (Atome)
Bindung	Elektronenpaarbindung im Molekül Zwischenmolekulare Kräfte zwischen den Molekülen
Gitter	Molekülgitter (Atomgitter)
Eigenschaften	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Niedrige Smp und Sdp</li> <li>• Nichtleiter</li> </ul>
Beispiele	Molekülgitter: $H_2O$ , $I_2$ (Atomgitter: Diamant = Kohlenstoffmodifikation)

## Wichtige Moleküle

Säure	Formel	1. Anion	Formel	2. Anion	Formel	3. Anion	Formel
Schwefelsäure	$H_2SO_4$	Hydrogensulfation	$HSO_4^-$	Sulfation	$SO_4^{2-}$		
Schweflige Säure	$H_2SO_3$	Hydrogensulfition	$HSO_3^-$	Sulfition	$SO_3^{2-}$		
Salpetersäure	$HNO_3$	Nitration	$NO_3^-$				
Salpetrige Säure	$HNO_2$	Nitrition	$NO_2^-$				
Kohlensäure	$H_2CO_3$	Hydrogencarbonation	$HCO_3^-$	Carbonation	$CO_3^{2-}$		
Phosphorsäure	$H_3PO_4$	Dihydrogenphosphation	$H_2PO_4^-$	Hydrogenphosphation	$HPO_4^{2-}$	Phosphat-ion	$PO_4^{3-}$

Lauge	Summenformel	Ionenschreibweise
Natronlauge	NaOH	Na <sup>+</sup> + OH <sup>-</sup>
Kalilauge	KOH	K <sup>+</sup> + OH <sup>-</sup>
Kalkwasser / Calciumlauge	Ca(OH) <sub>2</sub>	Ca <sup>2+</sup> + 2 OH <sup>-</sup>
Barytwasser / Bariumlauge	Ba(OH) <sub>2</sub>	Ba <sup>2+</sup> + 2 OH <sup>-</sup>
Ammoniak	NH <sub>3</sub>	
Ammoniakwasser / Ammoniumhydroxid	NH <sub>4</sub> OH	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> + OH <sup>-</sup>

## Der räumliche Bau von Molekülen

**Orbitalmodell:** Ein Atomorbital beschreibt den Bereich, in dem sich ein Elektron mit der höchsten Wahrscheinlichkeit aufhält. In einem Orbital befinden sich maximal zwei energetisch gleichwertige Elektronen.

### VSEPR-Modell

Summenformel	Geometrie	Winkel	
CO <sub>2</sub>	$\overline{\text{O}}=\text{C}=\overline{\text{O}}$ linear	180°	} 2 e <sup>-</sup> -Paare
SO <sub>3</sub>	 trigonal planar	120°	
SO <sub>2</sub>	 gewinkelt	119,5°	} 3 e <sup>-</sup> -Paare
CH <sub>4</sub>	 tetraedrisch	109,5°	
NH <sub>3</sub>	 (trigonal pyramidal)	107,3°	} 4 e <sup>-</sup> -Paare
H <sub>2</sub> O	 gewinkelt	104,5°	

**Elektronegativität:** Die EN ist ein relatives Maß für die Anziehungskraft, die ein Atom auf ein bindendes Elektronenpaar ausübt. Die Elektronegativitätsdifferenz  $\Delta EN$  gibt Auskunft darüber, wie polar eine Elektronenpaarbindung ist: je größer  $\Delta EN$ , desto polarer ist die Bindung.

**Dipole:** Moleküle, deren positive und negative Ladungsschwerpunkte nicht zusammenfallen

### Zwischenmolekulare Kräfte

- **Van-der-Waals-Kräfte**
  - Schwache elektrostatische Anziehungskräfte zwischen unpolaren Molekülen
  - Die Van-der-Waals-Kräfte steigen mit zunehmender Molekülmasse bzw. Moleküloberfläche.
  - Stoffe, deren Moleküle durch van-der-Waals-Kräfte zusammengehalten werden, besitzen niedrige Schmelz- und Siedepunkte.
- **Dipol-Dipol-Wechselwirkungen**
  - Anziehungskräfte zwischen permanenten Dipolen
  - Dipol-Dipol-Wechselwirkungen sind stärker als die van-der-Waals-Kräfte
  - Permanente Dipole besitzen höhere Schmelz- und Siedepunkte als unpolare Moleküle gleicher Molekülgröße
- **Wasserstoffbrückenbindungen**
  - Anziehungskräfte zwischen Molekülen der Wasserstoffverbindungen der stark elektronegativen Elemente Fluor, Sauerstoff und Stickstoff
  - Aufgrund der starken Anziehungskräfte zwischen den Molekülen besitzen diese Verbindungen anomal hohe Schmelz- und Siedepunkte.

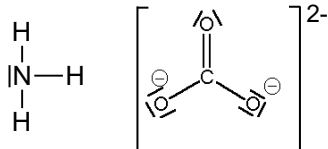
## Wasser

- **Schmelz- und Siedepunktanomalie** aufgrund der Wasserstoffbrückenbindungen
- **Dichteanomalie:** Wasser besitzt seine höchste Dichte bei 4°C ( $\rho = 1,0 \text{ g/cm}^3$ )
- **Oberflächenspannung des Wassers aufgrund der** starken Wasserstoffbrückenbindungen zwischen den Molekülen
- **Wasser als Lösemittel:** „Gleiches löst sich gut in Gleichem“: In unpolaren Lösungsmitteln lösen sich Moleküle ohne Dipolcharakter gut. In polaren Lösungsmitteln (z.B. Wasser) lösen sich Salze und polare Stoffe gut.
- **Bedeutung von Wasser im Alltag**

## Fachkompetenzen

- **Beherrschung des chemischen Rechnens**
- **Aufstellen von Valenzstrichformeln**

z.B.



- **Erkennen der Zusammenhänge von Molekülstruktur und Stoffeigenschaft (Löslichkeit, Schmelz- und Siedepunkte)**

## Methodenkompetenzen (Profilbereich)

- Kenntnisse über die Vorgehensweise zur Identifizierung eines Salzes (Flammenfärbung, diverse Anionennachweise)