

Grundwissen Chemie 9. Jahrgangsstufe 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	$V = n \cdot V_{mn}$

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 ₂	$\overline{\text{O}}=\text{C}=\overline{\text{O}}$ linear	180°	} 2 e ⁻ -Paare
SO ₃	 trigonal planar	120°	
SO ₂	 gewinkelt	119,5°	} 3 e ⁻ -Paare
CH ₄	 tetraedrisch	109,5°	
NH ₃	 (trigonal pyramidal)	107,3°	} 4 e ⁻ -Paare
H ₂ O	 gewinkelt	104,5°	

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

Säure-Base-Reaktionen - Protolysen

Brönsted-Säure: Protonendonator (Voraussetzung: polare H-X-Bindung)

Brönsted-Base: Protonenakzeptor (Voraussetzung: freies Elektronenpaar)

Protolyse: Protonenübergang

Ampholyt: Stoff, der sowohl Protonen abgeben (= Säure) als auch Protonen aufnehmen kann (= Base)

Korrespondierendes Säure-Base-Paar: Eine Säure und die aus ihr entstehende Base

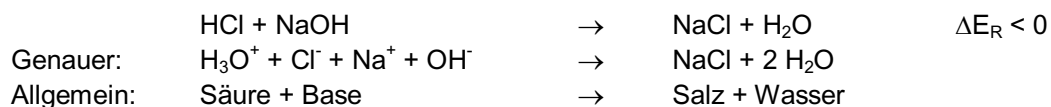
Indikator: farbige Säure, deren korrespondierende Base eine andere Farbe hat.

Oxoniumionen: entstehen bei der Reaktion einer Säure mit Wasser: z.B. $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$
sind für die Färbung des Indikators „ins Saure“ verantwortlich

Hydroxidionen: entstehen bei der Reaktion einer Base mit Wasser: z.B. $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$
sind für die Färbung des Indikators „ins Basische“ / „ins Alkalische“ verantwortlich

pH-Wert: 1-6: sauer 7: neutral 8-14: basisch / alkalisch

Neutralisation: Bei einer Neutralisation findet ein Protonenübergang von einem Oxoniumion auf ein Hydroxidion unter Bildung von Wassermolekülen statt. . Es wird Neutralisationsenergie frei.



Säure-Base-Titration: Ermittlung der Stoffmenge / Konzentration einer Säure (Base) (= Analysenlösung) durch Neutralisation mit einer Base (Säure) bekannter Konzentration (= Maßlösung). Der Punkt, an dem die Neutralisation vollständig abgelaufen ist, heißt **Äquivalenzpunkt**. Er wird durch den Umschlag der Indikatorfarbe angezeigt.

Redoxreaktionen

Oxidation: Elektronenabgabe

Reduktion: Elektronenaufnahme

Oxidationsmittel: Stoff, der einen anderen oxidiert. Er wird dabei selbst reduziert.

Reduktionsmittel: Stoff, der einen anderen reduziert. Er wird selbst oxidiert.

Redoxreaktion: Elektronenübergang

Fachkompetenzen

- **Beherrschung des chemischen Rechnens**
- **Erkennen der Zusammenhänge von Molekülstruktur und Stoffeigenschaft (Löslichkeit, Schmelz- und Siedepunkte)**
- **Formulieren von Säure-Base-Reaktionen**
- **Bestimmung der Oxidationszahlen**

Hierbei sind folgende Regeln zu beachten:

1. Elemente in atomarer oder molekularer Form besitzen stets die Oxidationszahl 0.
2. Bei Atomionen entspricht die Oxidationszahl der Ladung.
3. Für Verbände aus verschiedenen Atomen gilt mit absteigender Priorität:
 - a) Alle Metall-Atomionen erhalten stets positive Oxidationszahlen.
Das Fluoratom besitzt in seinen Verbindungen immer die Oxidationszahl -I.
 - b) Das Wasserstoffatom hat in seinen Verbindungen die Oxidationszahl +I.
 - c) Das Sauerstoffatom besitzt die Oxidationszahl -II.
 - d) Die Halogenatome Chlor, Brom und Iod bekommen die Oxidationszahl -I.
4. Die Oxidationszahlen werden so festgelegt, dass bei Molekülionen ihre Summe der Ladungszahl des Ions entspricht, und dass bei Molekülen ihre Summe Null wird (Berücksichtigung der Indizes!).

- **Aufstellen einer Redoxgleichung im Sauren und im Alkalischen**

Schema zum Aufstellen von Redoxreaktionen

1. Anschreiben der Edukte und Produkte und Ermittlung der **Oxidationszahlen** der an der Redoxreaktion beteiligten Verbindungen.
2. Oxidations- und Reduktionsvorgang suchen und getrennt behandeln.
3. Ermittlung der **Elektronenübergänge**:
Die Anzahl der abgegebenen oder aufgenommenen Elektronen muss in die entsprechende Gleichung eingetragen werden (Teilchenzahl beachten!).
⇒ Auf beiden Seiten der Gleichung entstehen unterschiedliche Ladungen!
4. Durchführung des **Ladungsausgleichs**:
Auf jeder Seite der Gleichung muss die gleiche Art und Anzahl an Ladungen auftreten. Der Ausgleich erfolgt **in saurer Lösung mit Oxoniumionen** und in **alkalischer Lösung mit Hydroxidionen**.
⇒ Die Anzahl der Atome auf beiden Seiten der Gleichung ist ungleich!
5. Durchführung des **Massenausgleichs**:
Die auf jeder Seite der Gleichung für den Ladungsausgleich hinzugefügten Teilchen müssen auf der anderen Seite durch neutrale Teilchen (**Wasser**) ausgeglichen werden.
6. Überprüfung der Richtigkeit der Gleichung:
Auf beiden Seiten der Gleichung müssen nun die gleiche Anzahl an Ladung und Atomen stehen.
7. Oxidations- und Reduktionsvorgang werden nun mit dem kleinsten gemeinsamen Vielfachen multipliziert, dass bei beiden Vorgängen die Anzahl der abgegebenen und aufgenommenen Elektronen gleich ist.
8. Aufstellen der Redoxgleichung:
Addition von Oxidations- und Reduktionsvorgang