



Qualitative Analysemethoden

Nachweise:

- Sauerstoff: Glimmspanprobe
- Wasserstoff: Knallgasprobe
- Kohlenstoffdioxid: Trübung von Kalkwasser
- Alkalimetall-Kationen: charakteristische Flammenfärbung

Quantitative Aspekte chemischer Reaktionen

- **Die Stoffmenge (Das Mol)** Symbol: n Einheit: mol
Die Stoffmenge 1 Mol ist definiert als eine Stoffportion, die $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen enthält.
Diese Teilchenzahl wird Avogadrokonstante (N_A) genannt.
 $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ [Teilchen/mol]
Die Formel $N = n \cdot N_A$ drückt die Beziehung zwischen Teilchenzahl und Stoffmenge aus.
- **Die molare Masse** Symbol: M Einheit: g/mol
 M gibt die Masse von einem Mol Teilchen in Gramm an.
Formel: $M = m/n$ [g/mol]
- **Das molare Volumen** Symbol: V_m Einheit: l/mol
 V_m ist das Volumen, das 1 Mol eines Gases einnimmt.
Bei Normbedingungen beträgt V_m bei allen Gasen **22,4 l/mol**
Formel: $V_m = V/n$ [l/mol]

Molekülstruktur und Stoffeigenschaften

Orbitalmodell:

Die Elektronen in der Atomhülle befinden sich in Orbitalen (Ort mit der höchsten Aufenthaltswahrscheinlichkeit). Die Atomorbitale nehmen je nach Energiestufe und Schale verschiedene Gestalten an. Orbitale stellen vereinfacht gesehen Elektronenwolken dar, die mit je maximal zwei Elektronen besetzt sein können.

Elektronenpaarabstoßungsmodell:

Die negativ geladenen Elektronenwolken stoßen sich gegenseitig ab, sodass sie den größtmöglichen Abstand zueinander annehmen. Es ergeben sich z.B. folgende Molekülgestalten:

Bindungen	Struktur	Beispiel
4 Einfachbindungen	Tetraeder	CH ₄
3 Einfachbindungen, 1 freies Elektronenpaar	Pyramidal	NH ₃
2 Einfachbindungen, 2 freie Elektronenpaare	gewinkelt	H ₂ O
1 Einfachbindung, 3 freie Elektronenpaare	linear	HCl
2 Doppelbindungen	linear	CO ₂

Elektronegativität:

Darunter versteht man die Fähigkeit eines Atoms, Elektronen innerhalb einer Elektronenpaarbindung an sich zu ziehen. Die Elektronegativität der Atome steigt in einer Periode von links nach rechts und sinkt innerhalb einer Hauptgruppe von oben nach unten. Die elektronegativsten Elemente sind also im PSE rechts oben zu finden (F, O, Cl).

Die polare Elektronenpaarbindung, Dipole:

Haben Atome in einem Molekül eine unterschiedliche Elektronegativität (EN), so ist das bindende Elektronenpaar stärker zum elektronegativeren Atom verschoben. Dadurch wird die Bindung polar, das elektronegativere Atom besitzt einen Überschuss an negativer Ladung (δ^-), das andere Atom ist positiv geladen (δ^+). Besitzt ein Molekül einen positiven und einen negativen Ladungsschwerpunkt, so ist es ein Dipol.

Zwischenmolekulare Kräfte:

- Van-der-Waals-Wechselwirkungen:
Zwischen unpolaren Molekülen; beruhen auf spontanen und induzierten Dipolen; schwache Wechselwirkungen
- Dipol-Dipol-Wechselwirkungen:
Zwischen Dipol-Molekülen oder zwischen Dipol-Molekülen und Ionen; stärkere Wechselwirkungen
- Wasserstoffbrücken:
Diese treten auf, wenn die Anziehung zwischen einem positiv polarisierten H-Atom des einen Dipolmoleküls und einem negativ polarisierten Atom eines anderen Dipols erfolgt (freies Elektronenpaar).

Die Chemie des Wassers:

Bei den meisten Stoffen nimmt die Dichte kontinuierlich mit fallender Temperatur zu. Wasser jedoch hat seine höchste Dichte bei 4°C (Dichteanomalie des Wassers).

Die starken Wasserstoffbrücken zwischen den Wassermolekülen führen zur Oberflächenspannung.

Salze lösen sich in Wasser unter Bildung von hydratisierten Ionen.

Protonenübergänge

Säuren und saure Lösungen:

Brönsted-Säuren sind Verbindungen, die Protonen abspalten können (Protonendonatoren). Es bleibt ein Säurerest-Anion zurück.

Saure Lösungen entstehen, wenn eine Säure ein Proton an ein Wassermolekül überträgt. Es entstehen Oxoniumionen (H_3O^+) und ein Säurerest-Anion.

Basen und alkalische Lösungen:

Brönsted-Basen sind Verbindungen, die Protonen aufnehmen können (Protonenakzeptoren). Alkalische Lösungen sind wässrige Lösungen, die Hydroxid-Ionen (OH^- -Ionen) enthalten.

Protolysereaktionen:

Darunter versteht man die Übertragung eines Protons von einer Säure auf eine Base.

Ampholyte:

Dies sind Stoffe, die je nach Reaktionspartner als Säure oder als Base wirken können.

Neutralisation:

Reaktion zwischen einer Säure und einer Base zu einer neutralen Lösung.

Säure + Base \rightarrow Wasser + Salz

Indikatoren:

Dies sind Stoffe, die durch ihre Farbe anzeigen, ob Lösungen sauer, alkalisch oder neutral sind.

pH-Wert:

Er ist ein Maß für die Oxoniumionenkonzentration einer Lösung.

$\text{pH} < 7 \rightarrow$ saure Lösung;

$\text{pH} = 7 \rightarrow$ neutrale Lösung;

$\text{pH} > 7 \rightarrow$ alkalische Lösung.

Die pH-Skala erstreckt sich von 0 bis 14.

Die Stoffmengenkonzentration:

Sie ist der Quotient aus Stoffmenge und Volumen

$$c = n / V \quad [\text{mol} / \text{l}]$$

Die wichtigsten Säuren und Basen:

Säuren:

Name	Formel	Säurerest	Name
Salzsäure	HCl	Cl^-	Chlorid-Ion
Salpetersäure	HNO_3	NO_3^-	Nitrat-Ion
Schwefelsäure	H_2SO_4	HSO_4^-	Hydrosulfat-Ion
		SO_4^{2-}	Sulfat-Ion
Kohlensäure	H_2CO_3	HCO_3^-	Hydrogencarbonat-Ion
		CO_3^{2-}	Carbonat-Ion
Phosphorsäure	H_3PO_4	H_2PO_4^-	Dihydrogenphosphat-Ion
		HPO_4^{2-}	Hydrogenphosphat-Ion
		PO_4^{3-}	Phosphat-Ion

Basen:

Ammoniak	NH ₃
Natronlauge	NaOH
Kalilauge	KOH
Kalkwasser (Calciumhydroxid)	Ca(OH) ₂

Elektronenübergänge

Redoxreaktionen:

- Bei diesen Reaktionen werden Elektronen übertragen. Sie laufen nach dem Donator-Akzeptor-Prinzip ab.
- Oxidationszahlen sind gedachte Ladungszahlen, die Atomen in Elementen, Verbindungen und Ionen zugeordnet werden. Zur Bestimmung der Oxidationszahlen werden die Bindungselektronen dem elektronegativeren Bindungspartner zugeschrieben.
- Oxidation: Abgabe von Elektronen; Oxidationszahl wird erhöht
- Reduktion: Aufnahme von Elektronen; Oxidationszahl wird erniedrigt
- Oxidationsmittel: Dieser Partner oxidiert einen anderen Stoff, er selbst ist ein Elektronenakzeptor
- Reduktionsmittel: Dieser Partner reduziert einen anderen Stoff, er selbst ist ein Elektronendonator

Elektrolyse:

Dies sind elektrisch erzwungene, endotherme Redoxreaktionen

Galvanische Elemente:

Eine Zusammenstellung zweier verschiedener, räumlich getrennter Redoxsysteme. Sie wandeln chemische in elektrische Energie um.