

Grundwissenskatalog Chemie

9. Jahrgangsstufe (NTG)

- Nachweisreaktionen:**
 - Kationennachweis durch Flammenfärbung (z.B.: $\text{Na}^+ \Rightarrow$ gelb)
 - Anionennachweis durch Fällung (z.B.: Cl^- mit AgNO_3)
 - Molekülnachweis durch z.B. Einleitung von CO_2 in Kalkwasser; O_2 durch Glimmspanprobe; H_2 durch Knallgasprobe; Stärke durch Jod-Kaliumjodidlösung

- Atomare Masseneinheit u (unit):**

1 u entspricht dem 12. Teil der Atommasse des Kohlenstoffisotops ^{12}C ▶ $1 \text{ u} = \frac{1}{12} m_{\text{A}(^{12}\text{C})}$

- Stoffmenge n:**

Quotient aus der Teilchenzahl N und der Avogadrokonstante N_{A} ($6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$).

- Mol [mol]:**

Einheit der Stoffmenge. Unter einem Mol versteht man die Anzahl von $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen.

- Molare Masse M:**

Quotient aus der Masse m und der Stoffmenge n. Die molare Masse hat die Einheit $\left[\frac{\text{g}}{\text{mol}}\right]$.

- Molares Volumen V_{m} :**

Quotient aus dem Volumen V und der Stoffmenge n. Bei Normbedingungen ist $V_{\text{m}} = 22,4 \frac{\text{l}}{\text{mol}}$.

- Orbital:**

Ein Orbital ist der Raum um den Atomkern, in dem sich maximal zwei Elektronen mit größter Wahrscheinlichkeit aufhalten.

- Molekülorbital:**

Durch teilweise Überlappung der Orbitale zweier Atome kann ein Elektronenpaar von zwei Atomen zum Erreichen der Edelgaskonfiguration genutzt werden. Es kommt zur Bildung eines gemeinsamen Molekülorbitals. Eine Bindung (Elektronenpaarbindung, Molekülbinding, kovalente Bindung) entsteht, indem die beiden Kerne elektrostatisch von der Konzentration an negativer Ladung zwischen ihnen angezogen werden.

- Elektronegativität (EN):**

Die EN ist ein relatives Maß für den Einfluss der Atomkerne auf die Bindungselektronenpaare.

- Polare Molekülbinding:**

Elektronenpaarbindung, bei der die Bindungselektronen zum elektronegativeren Atom verschoben sind. Als Folge können **Teilladungen** (Partialladungen) auftreten.
Beachte: Teilladungen sind keine Elementarladungen wie bei den Ionen!

- **Dipolmoleküle (permanente Dipole):**
Moleküle, die Teilladungen aufweisen. Voraussetzungen sind:
 - ▶ polare Molekülbindung(en)
 - ▶ passender räumlicher Bau mit getrennten Ladungsschwerpunkten im Molekül

- **Elektronenpaarabstoßungs-Modell (EPA – Modell):**
Sowohl bindende als auch nichtbindende Elektronenpaare stoßen sich elektrostatisch ab, so dass sich die Atome im Molekül im größtmöglichen Abstand anordnen.

- **Zwischenmolekulare Kräfte** (geordnet nach absteigender Stärke):
Dipol-Ionen-Kraft, Wasserstoffbrückenbindung, Dipol-Dipol-Kraft und Van-der-Waals-Kraft

- **Wasserstoffbrückenbindung:**
Diese zwischenmolekulare Kraft beruht auf der Anziehung zwischen einem stark positiv polarisierten Wasserstoffatom eines Moleküls und dem freien Elektronenpaar eines stark negativ polarisierten zentralen Atoms (F, O oder N) eines benachbarten Moleküls.

- **Anomalie des Wassers:**
 - ▶ größte Dichte bei 4 °C: dichteste Packung der Wassermoleküle
 - ▶ Eis schwimmt auf Wasser, da das Eis die geringere Dichte besitzt

- **Dipol-Dipol-Kräfte:**
Elektrostatische Anziehung zwischen permanenten Dipolen.

- **Van-der-Waals-Kräfte:**
 - ▶ Schwache Anziehungskräfte vor allem bei Atomen oder unpolaren Molekülen
 - ▶ **Spontaner Dipol:** asymmetrische Ladungsverteilung führt zu positiv und negativ geladenen Bereichen im Atom/Molekül
 - ▶ **Induzierter Dipol:** durch spontane Dipole polarisiertes Atom/Molekül

- **Löslichkeit von Stoffen:**
Je eher eine Wechselwirkung zwischen dem Lösungsmittelteilchen und dem zu lösenden Stoff zu erwarten ist, desto leichter wird sich der zu lösende Stoff im Lösungsmittel lösen.
 - ▶ Salze (aufgebaut aus Ionen) oder **polare** Stoffe (z. B. Zucker) lösen sich in polaren Lösungsmitteln wie z. B. Wasser
 - ▶ polar in polar
 - ▶ **Unpolare** Stoffe (z. B. Fette) lösen sich in unpolaren Lösungsmitteln (z. B. Benzin)
 - ▶ unpolar in unpolar
 - ▶ Merke: Ähnliches wird durch Ähnliches gelöst.

- **Lösungsvorgänge:**
Wassermoleküle umhüllen aufgrund elektrostatischer Anziehungskräfte (▶ **Dipol-Ionen-Kraft**) Ionen beim Lösen von Salzen. Dabei muss die ▶ **Gitterenergie (E_G)** aufgewendet werden und ▶ **Hydratationsenergie (E_H)** wird frei.

- Säuren- und Basendefinition nach Brönsted:**
 - ▶ Säuren sind Protonendonatoren (Protonenspender) und geben Protonen (H^+) an
 - ▶ Basen, welche Protonenakzeptoren (Protonenempfänger) sind, ab.

- Kennzeichen saurer und basischer (alkalischer) Lösungen:**
 - ▶ Saure Lösungen enthalten Oxoniumionen (H_3O^+)
 - ▶ Basische Lösungen enthalten Hydroxidionen (OH^-)

- pH-Wert:**

Der pH-Wert ist der negative dekadische Logarithmus der Oxoniumionenkonzentration.

 - ▶ $pH = -\log c_{(H_3O^+)}$

- Indikatoren:**

Indikatoren sind Farbstoffe, die durch ihre Farbe anzeigen, ob eine wässrige Lösung sauer, basisch (alkalisch) oder neutral ist.

- Ampholyt:**

Ampholyte sind Teilchen, die in Abhängigkeit vom Reaktionspartner, sowohl als Säure als auch als Base reagieren können. Beispiel: H_2O oder HCO_3^-

- Neutralisation:**

Die Oxoniumionen einer Säureportion reagieren mit den Hydroxidionen einer Basenportion unter Energiefreisetzung zu Wasser.

- Konzentration:**

Die Stoffmengenkonzentration (Einheit: $\frac{mol}{l}$) eines Stoffes gibt an, welche Stoffmenge des Stoffes in einem bestimmten Volumen enthalten ist. ▶ $c = \frac{n}{V}$

- Wichtige Säuren** (alle Stoffe sind in Wasser gelöst):

Salzsäure **HCl**, Schwefelsäure **H₂SO₄**, Salpetersäure **HNO₃**, Kohlensäure **H₂CO₃** und Essigsäure **CH₃COOH**

- Wichtige Basen** (alle Salze sind in Wasser gelöst):

Natronlauge **NaOH**, Kalilauge **KOH** und Kalkwasser **Ca(OH)₂**

- Oxidations- und Reduktionsreaktion (Redoxreaktion):**

Bei Redoxreaktionen werden Elektronen von einem **Elektronendonator** (bei der Oxidation) auf einen **Elektronenakzeptor** (bei der Reduktion) übertragen.

- Oxidationszahl (OZ):**

Die Oxidationszahl eines Atoms in einer Verbindung gibt die gedachte Ladung an, die dieses Atom hätte, wenn alle Elektronen einer Bindung jeweils dem elektronegativeren Partner zugeordnet würden.

Durch die Änderung der Oxidationszahl im Zuge einer chemischen Reaktion kann erkannt werden, ob eine Redoxreaktion vorliegt. Eine Oxidation liegt dann vor, wenn sich die Oxidationszahl erhöht. Eine Reduktion liegt dann vor, wenn sich die Oxidationszahl verringert.