

# Grundwissen Chemie 10. Jahrgangsstufe SG

## Basiskonzepte

Wesentlich zur Strukturierung und zum Verständnis chemischer Sachverhalte tragen die fünf Basiskonzepte bei, welche fachtypische Betrachtungs- und Deutungsweisen abbilden. Einer strikten Trennung, auch in der Fachsprache, bedarf z.B. die differenzierte Betrachtung von Stoffebene (SE), dessen, was mit den Sinnen erfahrbar ist (u.a. Farbe, Geruch, Stoffbeschaffenheit), und Teilchenebene (TE).

Letztere ist unverzichtbar für die Deutung der wahrnehmbaren Phänomene und bedient sich häufig modellhafter Darstellungsweisen, um die Welt des „Unsichtbaren“, die Welt der kleinsten Teilchen, der Atome, Moleküle etc., verständlich und erklärbar zu machen.

Verschiedenste Phänomene und Inhalte der Chemie können so bei zunehmender Komplexität und Vertiefung von den Schülern selbst den Bereichen der Basiskonzepte zugeordnet werden.

Dies fördert nachhaltiges und kumulatives Lernen.

## Stoff-Teilchen-Konzept - Energie-Konzept - Struktur-Eigenschafts-Konzept - Donator-Akzeptor-Konzept – Gleichgewichts-Konzept (Beschreibung siehe GW 9\_SG)

### 1. Molekülstruktur und Stoffeigenschaft

**VSEPR/ EPA (Elektronen-Paar-Abstoßungs-Modell):**

- Abstoßung der Elektronenpaare
- Anordnung in möglichst großer Entfernung
- Doppelbindung wird als Einzelbindung betrachtet

**Fünf Standardformen:**

linear, gewinkelt, pyramidal, tetraedrisch, trigonal-planar

**Elektronegativität (EN):**

Maß für die Fähigkeit eines Atoms, die Elektronen einer Elektronenpaarbindung an sich zu ziehen.

Elektronegativstes Atom:  $EN_{\text{Fluor}} = 4$

Zunahme: innerhalb einer Gruppe nach oben, innerhalb einer Periode nach rechts

**Polare Atombindung:**

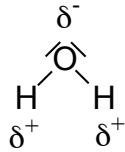
Elektronenpaarbindung zwischen Nichtmetallatomen mit unterschiedlicher EN.

Die bindenden Elektronen werden zum elektronegativeren Atom verschoben; es resultieren Teil-/Partialladungen (Angabe mit  $\delta^+$  und  $\delta^-$ )

**Dipol-Molekül:**

Molekül mit polaren Atombindungen **und** einer Molekülgeometrie, bei der die Ladungsschwerpunkte nicht zusammenfallen.

z.B.



**Zwischenmolekulare (= intermolekulare) Kräfte:**

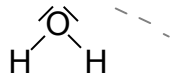
**1) Van-der-Waals-Kräfte/Wechselwirkungen**

Kräfte zwischen unpolaren Molekülen bzw. Atomen.  
Sie nehmen mit der Masse und Moleküloberfläche zu.

**2) Dipol-Dipol Kräfte/Wechselwirkungen** sind die Kräfte zwischen polaren Molekülen

**Wasserstoffbrücken** (Sonderfall der Dipol-Dipol-WW)

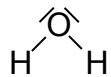
Sie treten zwischen einem stark positiv polarisierten **H-Atom** und dem/den **freien EP** des stark negativ polarisierten **F-, O-** oder **N-Atoms** eines weiteren Moleküls auf.



**Eigenschaften und**

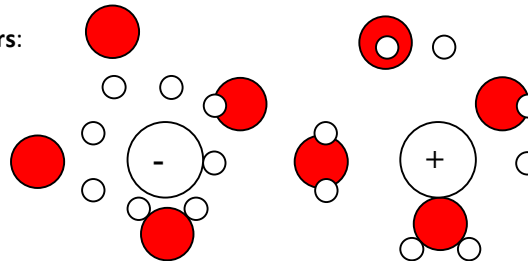
**Hydratation:**

Bildung der Hydrathülle  
Symbolisierung durch „(aq)“



**Bedeutung des Wassers:**

Wasser-Molekül



**Dichteanomalie**

## 2 Donator-Akzeptor-Reaktionen

### 2.1 Protonenübergänge (Protolysen)

**Saure Lösung:** Wässrige Lösung, die  $\text{H}_3\text{O}^+$ -Ionen (Oxonium-Ionen) enthält; pH-Wert 0 – 7, z.B.  $\text{HCl (aq)}$

**Neutrale Lösung:** Wässrige Lösung, in der  $c(\text{OH}^-) = c(\text{H}_3\text{O}^+)$ ; pH = 7

**Alkalische Lösung(= Lauge):** Wässrige Lösung, die  $\text{OH}^-$ -Ionen (Hydroxid-Ionen) enthält; pH-Wert 7 – 14, z.B.  $\text{NH}_3(\text{aq})$

**Indikatoren:**

Indikator	Farbe im Sauren	... Neutralen	... Alkalischen
Bromthymolblau	gelb	grün	blau
Phenolphthalein	farblos	farblos	pink
Universalindikator	rot	gelb	blau

**Brönsted-Säure:** Teilchen, das Protonen abgibt; Protonendonator, z.B. HCl

**Brönsted-Base:** Teilchen, das Protonen aufnimmt; Protonenakzeptor, z.B. NH<sub>3</sub>

**Ampholyt:** Teilchen, das sowohl als Brönsted-Säure und -Base wirken kann (z.B. H<sub>2</sub>O)

**Protolyse:** Protonenübergang zwischen Brönsted-Säure und Brönsted-Base

**Neutralisation:** Stoffebene: Säure + Lauge → Salz + Wasser; exotherm  
 Teilchenebene: H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> (aq) + OH<sup>-</sup> (aq) → 2 H<sub>2</sub>O (l)

Wichtige saure Lösungen:	Wichtige alkalische Lösungen:
Salzsäure HCl (aq) Schwefelsäure H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (aq) Phosphorsäure H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> (aq) Salpetersäure HNO <sub>3</sub> (aq) Kohlensäure H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> (aq)	Natronlauge NaOH (aq) Kalilauge KOH (aq) Kalkwasser Ca(OH) <sub>2</sub> (aq) Ammoniak NH <sub>3</sub> (aq)

## 2.2 Elektronenübergänge (Redoxreaktionen):

**Oxidation:** Elektronenabgabe, Erhöhung der Oxidationszahl

**Reduktion:** Elektronenaufnahme, Erniedrigung der Oxidationszahl

**Redoxreaktion:** Kopplung von Oxidation und Reduktion; Elektronenübertragungsreaktion → Änderung der Oxidationszahl

**Oxidationsmittel: Teilchen** (Atom, Ion, Molekül), das Elektronen aufnimmt; **Elektronenakzeptor** (z.B. MnO<sub>4</sub><sup>-</sup>, H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>)

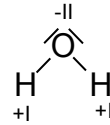
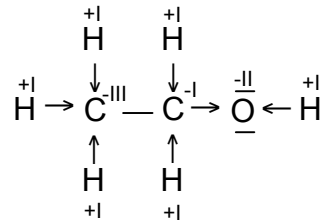
**Reduktionsmittel: Teilchen** (Atom, Ion, Molekül), das Elektronen abgibt; **Elektronendonator** (z.B. H<sub>2</sub>, Alkalimetallatome, Erdalkalimetallatome)

**Oxidationszahl:** Ermittlung mit Hilfe von Regeln (Reihenfolge beachten) oder die Zuteilung von Bindungselektronen zum elektronegativeren Bindungspartner. Symbolisiert durch römische Zahlen

z.B.

C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH (Ethanol)

H<sub>2</sub>O (Wasser)



**Regeln zum Aufstellen von Redoxgleichungen:**

1. Edukte und Produkte als unvollständige Gleichung formulieren
2. Oxidationszahlen festlegen: Oxidation, Reduktion erkennen
3. Teilgleichungen formulieren:
  - a) Koeffizientenausgleich
  - b) Änderung der Oxidationszahl durch Elektronen ausgleichen
  - c) Ladungsausgleich: durch H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> (saurer Milieu) bzw. durch OH<sup>-</sup> (alkalisches Milieu)
  - d) Stoffausgleich durch H<sub>2</sub>O
4. Anpassung der Elektronenzahlen beider Gleichungen (kgV)
5. Addition der Teilgleichungen zur Redoxgleichung