

## Grundwissen Chemie 9. Klasse (NTG)

### Qualitative Analytik

Die qualitative Analyse gibt Auskunft über die stoffliche Zusammensetzung einer Probe.

- **Fällungsreaktionen:** ein schwer lösliches Salz fällt als Niederschlag aus  
Bsp.: Chlorid – Ionen: Zugabe von Silbernitratlösung zu einer Salzlösung mit Chlorid-Ionen
- Sulfat-Ionen: Zugabe von einer Salzlösung mit Barium-Ionen

**Flammenfärbungen:** Salze der Alkali- und Erdalkalimetalle zeigen charakteristische Flammenfärbungen.

### - Nachweise für molekular gebaute Moleküle:

Kohlenstoffdioxid, Sauerstoff, Wasserstoff (siehe Grundwissen 8. Klasse)

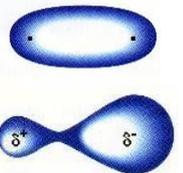
### Quantitative Analytik

Die quantitative Analyse macht Aussagen darüber, wie viel von einem Stoff in einer Probe enthalten ist.

- **Mol:** 1 Mol (Einheit: mol) ist die Stoffmenge einer Stoffportion, die aus ebenso vielen Teilchen (Atomen, Molekülen, Ionen) besteht, wie Atome in 12g des  $^{12}\text{C}$ - Isotops enthalten sind
- **Avogadro-Konstante  $N_A$ :** Die Avogadro-Konstante gibt die Anzahl der Teilchen (Atome, Moleküle, Ionen)  $N$  pro Stoffmenge  $n$  an:  $N_A = N/n = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ 1/mol}$
- **Molare Masse  $M$ :** Die Molare Masse ist der Quotient aus der Masse  $m$  und der Stoffmenge  $n$  einer Stoffportion:  $M = m/n$ ; Einheit: g/mol
- **Molares Volumen von Gasen:** Das Volumen von Gasen ist proportional zur Stoffmenge, aber unabhängig von der Art des Gases. Bei gleichem Druck und gleicher Temperatur enthalten gleiche Gasvolumina gleich viele Teilchen:  $V_m = V/n$ ; Einheit: l/mol (Bsp.: bei  $24^\circ\text{C}$  und 1013 hPa:  $V_m = 24 \text{ l/mol}$ )
- **Molares Normvolumen von Gasen:** Unter Normbedingungen (bei  $0^\circ\text{C}$  und 1013 hPa) wird das Molare Volumen als Molars Normvolumen bezeichnet:  $V_{mn} = 22,4 \text{ l/mol}$  ( $V_{mn} = V/n$ )
- Die **Reaktionsenergie** ist proportional zur umgesetzten Stoffmenge.
- Die Salzbildung aus den Elementen verläuft in Teilschritten. Bei der Bildung des Ionengitters aus Kationen und Anionen wird die **Gitterenergie** frei.
- **Stoffmengenkonzentration  $c$ :** Die Stoffmengenkonzentration  $c$  (X) eines gelösten Stoffes (X) ist der Quotient aus der Stoffmenge  $n(\text{X})$  und dem Volumen der Lösung  $V(\text{Ls})$ :  
 $c(\text{X}) = n(\text{X}) / V(\text{Ls})$ ; Einheit: mol/l

### Molekülstruktur und Stoffeigenschaften

- **Atomorbital:** Aufenthaltsbereich eines Elektrons
- **Molekülorbital:** Die Durchdringung der Atomorbitale zu einem neuen, beide Atomkerne umfassenden Orbital, dem Molekülorbital
- Die **Elektronegativität (EN):** Die EN ist ein Maß für die Fähigkeit eines Atoms die Bindungselektronen an sich heranzuziehen. Je größer die EN eines Atoms ist, desto stärker zieht es die Bindungselektronen an.  
Die Differenz der EN ( $\Delta \text{EN}$ ) gibt Auskunft darüber, wie polar eine Elektronenpaarbindung ist. Die Atombindung ist umso polarer, je größer ( $\Delta \text{EN}$ ) ist.
- **unpolare Elektronenpaarbindung:** Elektronenpaarbindungen zwischen Atomen mit der gleichen EN ( $\Delta \text{EN} = 0$ ), Bsp.:  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{CS}_2$
- **polare Elektronenpaarbindung:** Elektronenpaarbindungen, bei denen das Bindungselektronenpaar zu einem der beiden Atome hin verschoben ist; Bsp.: HCl (Entstehung von Teilladungen)
- **unpolares Molekül:** liegt vor, wenn die Schwerpunkte der positiven und negativen Teilladungen eines Moleküls zusammenfallen; Bsp.:  $\text{CH}_4$
- **polares Molekül, Dipolmolekül:** liegt vor, wenn der positive und der negative Ladungsschwerpunkt in einem Molekül einer Verbindung nicht zusammenfallen
- Das **Elektronenpaarabstoßungsmodell (EPA)** erklärt die räumliche Struktur von Molekülen durch die Abstoßung von Elektronenpaaren. (Bsp.: Methan: tetraedisch; Ammoniak: pyramidal, Wasser: gewinkelt; Kohlenstoffdioxid: linear)
- **VAN-DER-WAALS-Kräfte** sind schwache zwischenmolekulare Anziehungskräfte, die sich aufgrund von induzierten Dipolen bilden.



- Dipol-Dipol-Kräfte entstehen zwischen Dipol-Molekülen aufgrund von Teilladungen in den Molekülen.
- Dipol-Ionen-Kräfte treten zwischen Dipol-Molekülen und Ionen auf. (Bsp.: Bildung von Hydrathüllen beim Lösen von Salzen in Wasser)
- Wasserstoffbrücken: Diese zwischenmolekularen Wechselwirkungen bestehen aus O-H...O-Brücken. Sie sind stärker als Dipol-Dipol- und VAN-DER-WAALS-Wechselwirkungen (auch möglich bei anderen stark polaren Wasserstoffverbindungen, z.B. HF)

### Protonenübergänge

- Brönsted-Säure: Säuren sind Teilchen, die Protonen abgeben: Protonendonatoren; Bsp.: HCl
- Brönsted-Base: Basen sind Teilchen, die Protonen aufnehmen; Protonenakzeptoren; Bsp.: NH<sub>3</sub>
- Protolyse: Säure-Base-Reaktionen oder Protolysen sind Protonenübergänge zwischen Säuren und Basen.
- Neutralisation: Die Protolyse zwischen Oxoniumionen und Hydroxidionen
- Neutrale Lösung: Bei einer neutralen Lösung sind die Stoffmengen der Oxoniumionen und der Hydroxidionen gleich:  $n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{OH}^-)$
- Saure Lösung: Es sind Lösungen, die Oxonium-Ionen enthalten;  $n(\text{H}_3\text{O}^+) > n(\text{OH}^-)$
- Basische Lösung (Lauge): Es sind Lösungen, die Hydroxidionen enthalten;  $n(\text{H}_3\text{O}^+) < n(\text{OH}^-)$ ; Bsp.: Natronlauge, Ammoniakwasser
- Ampholyt: Es sind Teilchen, die sowohl als Säure als auch als Base fungieren können.
- Indikatoren: sind Farbstoffe, die durch Farbumschlag den sauren, alkalischen oder neutralen Charakter einer Lösung anzeigen.

<b>Säure-Base-Indikator</b>	<b>sauer</b>	<b>neutral</b>	<b>basisch</b>
<b>Bromthymolblau</b>	gelb	grün	blau
<b>Phenolphthalein</b>	farblos	farblos	Rosa/violett

- pH- Wert: ist ein Maß für die Konzentration an Oxoniumionen in einer wässrigen Lösung.
- pH-Skala: Ein Unterschied von einer Einheit auf der pH-Skala bedeutet einen

Konzentrationsunterschied um den Faktor 10.

- Neutralisationstitrations: ist eine Methode der quantitativen Analyse zur Bestimmung der Stoffmengenkonzentration. Dabei tropft man eine Maßlösung genau bekannter Konzentration zu einem bestimmten Volumen an Analysenlösung, bis ein Indikator umschlägt.

### Elektronenübergänge

- Oxidation: Sie ist die Elektronenabgabe von Teilchen.
- Reduktion: Sie ist die Elektronenaufnahme von Teilchen.
- Redoxreaktion: Sie ist der Elektronenübergang zwischen den Teilchen.
- Oxidationsmittel (Elektronenakzeptoren): Es sind Teilchen, die Elektronen aufnehmen können; Bsp.: Nichtmetallatome
- Reduktionsmittel (Elektronendonatoren): Es sind Teilchen, die Elektronen abgeben können; Bsp.: Metallatome
- Oxidationszahl (OZ): Die Anzahl wirklicher bzw. angenommener Ladungen von Teilchen wird als OZ bezeichnet. Eine Erhöhung der OZ bedeutet Oxidation und eine Erniedrigung

der OZ bedeutet Reduktion.

Aufstellen von Redoxgleichungen im **sauren** und **basischen Milieu** unter Zuhilfenahme der OZ