

7) wichtige Nachweisreaktionen:

Nachzuweisendes Element/Verbindung	Nachweisreaktion
H <sub>2</sub>	Knallgasprobe
O <sub>2</sub>	Glimmspanprobe
C	Schwarzer Feststoff entsteht → Nachweis für C
C in Verbindungen	Nachweis in oxidierter Form als CO <sub>2</sub>
CO <sub>2</sub>	Kalkwasser trübt sich
Chlor/Halogene	Beilsteinprobe
H <sub>2</sub> O	Watesmo-Papier

8) Verhalten in Lösemitteln:

**hydrophil:** „wasserliebend“      **hydrophob:** „wasserfeindlich“  
**lipophil:** „fettliebend“      **lipophob:** „fettfeindlich“

Anorganische Chemie

1) PSE

Periodennummer  $\cong$  Schalenanzahl

Gruppennummer  $\cong$  Anzahl der Außenelektronen

z.B.  $\begin{matrix} 16 & \leftarrow & \text{Nukleonenzahl; rel. Atommasse} \\ & & \text{O} \\ & \rightarrow & 8 \\ & & \text{VI. Hauptgruppe; 6 Außenelektronen; II-wertig} \end{matrix}$

Ordnungszahl, Anzahl der Protonen, Anzahl der Elektronen

2) Reaktionstypen:

**Katalyse:** Beschleunigung einer chemischen Reaktion

Ein Katalysator setzt die Aktivierungsenergie herab und geht unverändert aus der Reaktion hervor. Er wird auf den Reaktionspfeil geschrieben.

**Analyse:** Ein Reinstoff wird in seine Elemente zerlegt.

**Synthese:** Vereinigung von Elementen zu einer Verbindung.

**Oxidation:** Synthese mit Sauerstoff; Abgabe von Elektronen

**Reduktion:** Abgabe von Sauerstoff; Aufnahme von Elektronen

**Redoxreaktion:** Oxidation und Reduktion finden gekoppelt statt.

Oxidationsmittel: „ermöglicht Oxidation“; wird reduziert

Reduktionsmittel: „ermöglicht Reduktion“; wird oxidiert

3) Energiebeteiligung bei chemischen Reaktionen:

**Aktivierungsenergie:** Energie, die notwendig ist, um eine chemische Reaktion einzuleiten

**exotherme Reaktion:** Energie wird bei der chemischen Reaktion frei.

**endotherme Reaktion:** Energie muss aufgewendet werden.

4) Bindungen

Nichtmetall + Nichtmetall		Metall + Nichtmetall
<b>Atombindung</b> gemeinsames Elektronenpaar		<b>Ionenbindung</b> Kationen + Anionen bilden Ionengitter
$\Delta EN$ der Bindungspartner $< 0,5$	$\Delta EN$ der Bindungspartner $> 0,5$	
<b>unpolare Atombindung</b>	<b>polare Atombindung</b>	<b>Ionenbindung</b>

5) Zwischenmolekulare Anziehungskräfte:

a) **vdWaals-Kräfte:** oberflächenabhängige Wechselwirkungen zwischen unpolaren Molekülen/Molekülteilen

b) **Dipol-Dipol-Wechselwirkungen:** Wechselwirkungen zwischen Dipolen

c) **Wasserstoffbrücken:** Wechselwirkungen zwischen den nicht bindenden Elektronenpaaren von O- bzw. N-Atomen eines Moleküls und den H-Atomen des Nachbarmoleküls; bei H<sub>2</sub>O und NH<sub>3</sub>

## 6) Säuren – Laugen – Neutralisation

**Laugen:** Laugen sind wässrige Lösungen, die Hydroxidionen OH<sup>-</sup> enthalten.  
wichtige Laugen:

Bezeichnung	Chemische Formel	Ionen in wässriger Lösung
Natronlauge	NaOH	Na <sup>+</sup> + OH <sup>-</sup>
Kalilauge	KOH	K <sup>+</sup> + OH <sup>-</sup>
Kalkwasser	Ca(OH) <sub>2</sub>	Ca <sup>2+</sup> + 2 OH <sup>-</sup>

**Säuren:** Säuren sind in wässriger Lösung Protonenspende.

Die Protonen H<sup>+</sup> werden je auf ein Wassermolekül übertragen:

Es entsteht ein Oxoniumion H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>: vereinfachte Schreibweise: H<sup>+</sup>

Die Protonen bewirken den Farbumschlag des Indikators.

Säuren reagieren mit unedlen Metallen unter Bildung von Wasserstoff.

wichtige Säuren:

Bezeichnung	Chemische Formel	Gleichung für Lösung in Wasser	Bezeichnung für das Säurerestanion
<b>Salzsäure</b> Wässrige Lösung von Chlorwasserstoff	HCl	$\text{HCl} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{H}^+ + \text{Cl}^-$	Chloridanion
<b>Schwefelsäure</b>	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	$\text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} 2 \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$	Sulfatanion
<b>Salpetersäure</b>	HNO <sub>3</sub>	$\text{HNO}_3 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$	Nitratianion
<b>Kohlensäure</b>	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	$\text{H}_2\text{CO}_3 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} 2 \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$	Carbonatanion
<b>Phosphorsäure</b>	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	$\text{H}_3\text{PO}_4 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} 3 \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$	Phosphatanion

**Neutralisation:** Lauge + Säure → Salz + Wasser + Energie

**pH-Skala:** Die pH-Skala reicht von 0 bis 14

pH < 7	pH 7	pH > 7
sauer	neutral	alkalisch

**Indikatoren:**

Indikator	pH < 7	pH 7	pH > 7
Phenolphthalein	farblos	farblos	pink
Universalindikator	rot	grün	blau

## 9) Die homologen Reihen der Alkane – Alkene – Alkine

Kohlenwasserstoff	Summenformel	Endung
Alkane	C <sub>n</sub> H <sub>2n+2</sub>	- <b>an:</b> Hinweis auf gesättigten KW Einfachbindungen
Alkene	C <sub>n</sub> H <sub>2n</sub>	- <b>en:</b> Hinweis auf ungesättigten KW Doppelbindung/en
Alkine	C <sub>n</sub> H <sub>2n-2</sub>	- <b>in:</b> Hinweis auf ungesättigten KW Dreifachbindung/en

Alkan: Vorsilbe ≙ Anzahl der C-Atome im Molekül	Tendenzen
Methan Ethan Propan Butan Pentan Hexan Heptan Octan Nonan Decan,...	Siedepunkte steigen ↓

## 10) Reaktion der Kohlenwasserstoffe:

### Reaktion von Alkanen:

**Substitution:** Ersatz von Atomen oder Atomgruppen durch gleichwertige Atome oder Atomgruppen

### Reaktion der Alkene:

**Addition:** Anlagerung von Atomen oder Atomgruppen an ungesättigte Verbindungen, z.B. Hydrierung: Addition von Wasserstoff

## 11) Isomerie:

**Isomerie:** Die Erscheinung, dass es zu einer Summenformel mehrere Strukturformeln gibt.

**Isomere:** Moleküle mit der gleichen Summenformel, aber unterschiedlicher Strukturformel heißen Isomere. Isomere unterscheiden sich hinsichtlich ihrer Eigenschaften.

## 12) Formeln:

Summenformel	Halbstrukturformel	Strukturformel
C <sub>3</sub> H <sub>8</sub>	CH <sub>3</sub> – CH <sub>2</sub> – CH <sub>3</sub>	<pre>       H   H   H                     H - C - C - C - H                               H   H   H           </pre>