

# Grundwissen Chemie 10. Jahrgangsstufe SG

## Struktur und Eigenschaften molekularer Stoffe

- Orbital** Ein Orbital ist ein dreidimensionaler Aufenthaltsraum in dem sich ein Elektron mit 99 % Wahrscheinlichkeit aufhält. Je nach Energiestufe haben Atomorbitale unterschiedliche Form und können maximal zwei Elektronen aufnehmen. Molekülorbitale entstehen durch Überlappung von zwei Atomorbitalen mit jeweils einem Elektron (Atombindung).
- Valenzstrichformel** Zweidimensionale Darstellung von Molekülen und Moleküllionen. Sie enthält Striche zur Symbolisierung bindender und nichtbindender Elektronenpaare (Formalladung siehe GW 9. Klasse).
- VSEPR Modell** VSEPR = Valence Shell Electron Pair Repulsion (Elektronenpaar-Abstoßungsmodell)  
Konzept zur Ermittlung von Molekülgeometrien:  
Elektronenpaare halten sich in Folge gegenseitiger Abstoßung in größtmöglichem Abstand voneinander auf. Besitzt das zentrale Atom eines Moleküls ein Elektronenoktett, so weist das Molekül eine tetraedrische Geometrie auf. Nichtbindende Elektronenpaare brauchen etwas mehr Platz als bindende. Mehrfachbindungen werden in ihrer abstoßenden Wirkung wie Einfachbindungen behandelt.  
Die Zahl der Bindungspartner und die Zahl der freien Elektronenpaare zusammen bestimmen den räumlichen Bau:

Methan	Ammoniak	Wasser	Hydrogenchlorid	Neon
Lewis-Formeln				
$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H} - \text{C} - \text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} - \bar{\text{N}} - \text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \bar{\text{O}} - \text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$	$\text{H} - \bar{\text{Cl}}  $	$  \bar{\text{Ne}}  $
Gerichtete Elektronenwolken				
Strukturen				
$\begin{array}{c} \text{H} \\ 109^\circ \diagup \text{C} \diagdown \\ \text{H} \quad \quad \text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$ <p>tetraedisch</p>	$\begin{array}{c} 107^\circ \diagup \bar{\text{N}} \diagdown \\ \text{H} \quad \quad \text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$ <p>pyramidal</p>	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \quad \text{H} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{O} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{H} \quad \quad \text{H} \end{array}$ <p>104° gewinkelt</p>	$\text{H} - \bar{\text{Cl}}  $	$  \bar{\text{Ne}}  $

- Elektronegativität EN** Sie gibt an, wie stark ein Atom die Elektronen eines bindenden Elektronenpaares an sich zieht. Haben die beiden Bindungspartner unterschiedliche EN, so entstehen Teilladungen  $\delta^+$  und  $\delta^-$ .

- Polare Atombindung** Man nennt eine Elektronenpaarbindung, bei der das Bindungselektronenpaar auf Grund unterschiedlicher Elektronegativitäten zum elektronegativeren Bindungspartner hin verschoben ist, polare Atombindung. Die daraus resultierenden Teilladungen ( $\delta^+$  und  $\delta^-$ ) bestimmen die Polarität einer Bindung. Die Bindung ist umso polarer, je größer die Differenz der Elektronegativitäten  $\Delta EN$  ist. Es entstehen unter Berücksichtigung der Molekülgeometrie:

- Unpolare Moleküle, wenn die Schwerpunkte der positiven und der negativen Teilladungen in einem Punkt zusammenfallen.  
Beispiel: Kohlenstoffdioxid.
- Dipolmoleküle (= Polare Moleküle), wenn sich die Schwerpunkte der positiven und der negativen Teilladungen an verschiedenen Punkten im Molekül befinden. Das Molekül ist nach außen elektrisch neutral. Beispiele: Chlorwasserstoff,

Wasser, Ammoniak.

<b>Zwischenmolekulare Kräfte</b>	Anziehungskräfte zwischen Molekülen: Van-der-Waals-Kräfte und Dipol-Dipol-Wechselwirkungen bzw. Wasserstoffbrücken.
<b>Van-der-Waals-Kräfte</b>	Sie entstehen durch kurzzeitige Polarisierung der Elektronenwolken unpolarer Moleküle. Dadurch entstehen spontane und induzierte Dipole, die sich gegenseitig anziehen. Bei vergleichbarer Teilchenmasse schwächste zwischenmolekulare Kraft; Zunahme mit wachsender Teilchenoberfläche.
<b>Dipol-Dipol-WW</b>	Anziehungskräfte zwischen permanenten Dipolen.
<b>Wasserstoffbrücken</b>	Bilden Moleküle Wasserstoffbrücken aus, so muss im Molekül ein Wasserstoffatom direkt an ein kleines, stark elektronegatives Atom (Sauerstoff-, Stickstoff- oder Fluor-Atom) gebunden sein (und deshalb stark positiv polarisiert sein) und mit dem freien Elektronenpaar eines Sauerstoff-, Stickstoff- oder Fluor-Atoms eine Wechselwirkung eingehen. Stärkste zwischenmolekulare Kraft.
<b>Zwischenmolekulare Kräfte und Stoffeigenschaften</b>	<u>Schmelz- und Siedetemperaturen:</u> Je stärker die zwischenmolekularen Kräfte, desto höher liegen Schmelz- und Siedetemperaturen. <u>Löslichkeit:</u> Ähnliches löst sich in Ähnlichem.
<b>Eigenschaften des Wassers</b>	Bei nahezu allen Stoffen nimmt die Dichte kontinuierlich mit fallender Temperatur zu. Wasser jedoch hat seine höchste Dichte bei 4 °C (Dichteanomalie des Wassers auf Grund von Wasserstoffbrücken). Die starken Wasserstoffbrücken erklären auch die große Oberflächenspannung des Wassers.
<b>Wasser als Lösungsmittel</b>	Hydratation: Umhüllen von Ionen oder Molekülen mit Wassermolekülen → Ausbildung einer Hydrathülle; Symbol: (aq). Salze lösen sich in Wasser unter Bildung von hydratisierten Ionen (Dipol-Ion-WW).

## Säure-Base-Reaktionen - Protonenübergänge

<b>Säure</b>	Säuren sind Teilchen, die nach Brønsted als Protonendonatoren fungieren. Beispiel: HCl.
<b>Base</b>	Basen sind Teilchen, die nach Brønsted als Protonenakzeptoren fungieren. Beispiel: NH <sub>3</sub> .
<b>Protolyse</b>	Protonenübergang von einer Säure zu einer Base (Säure-Base-Reaktion).
<b>Korrespondierendes Säure-Base-Paar</b>	Eine Säure HA und die aus ihr durch Protonenabgabe entstehende Base A <sup>-</sup> bilden ein korrespondierendes Säure-Base-Paar. Eine starke Säure geht in ihre schwache korrespondierende Base über und umgekehrt. $\text{H-A} + \square\text{B} \rightarrow \text{A}^- + \text{H-B}^+$ <p style="text-align: center;">Säure1    Base2        Base1    Säure2</p> Zwei korrespondierende Säure-Base-Paare: Säure1/Base1 und B2/S2 Beispiel: Reaktion von Wasserstoffchlorid mit Ammoniak zu Ammoniumchlorid (Reaktionstyp: Protolyse) <p style="text-align: center;">Säure1                  Base2                          Base1                  Säure2</p> Zwei korrespondierende Säure-Base-Paare: HCl/Cl <sup>-</sup> und NH <sub>3</sub> /NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>
<b>Säurestärke</b>	Tendenz Protonen abzugeben.
<b>Basenstärke</b>	Tendenz Protonen aufzunehmen.

- Ampholyt** Ampholyte sind Teilchen, die in Abhängigkeit vom Reaktionspartner als Säure oder als Base fungieren können (Bsp.:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HCO}_3^-$ ).
- Autoprotolyse** Beispiel: Autoprotolyse des Wassers (Selbstprotolyse).
- pH-Wert** Definition:  $\text{pH} = -\lg \{c(\text{H}_3\text{O}^+)\}$   
Maß für den sauren ( $\text{pH} < 7$ ), basischen ( $\text{pH} > 7$ ) oder neutralen ( $\text{pH} = 7$ ) Charakter einer wässrigen Lösung.
- Stoffmengenkonzentration  $c$  [mol/l]** Die Stoffmengenkonzentration  $c(X)$  eines gelösten Stoffes  $X$  ist der Quotient aus der Stoffmenge  $n(X)$  und dem Volumen  $V$  der Lösung, in dem  $n(X)$  gelöst ist:
- $$c(X) = \frac{n(X)}{V} \left[ \frac{\text{mol}}{\text{l}} \right]$$
- Neutrale wässrige Lösungen** Neutrale wässrige Lösungen sind Lösungen, die gleich viele Oxonium- und Hydroxidionen enthalten:  $c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{OH}^-)$ ;  $\text{pH} = 7$ .
- Saure wässrige Lösung** Saure wässrige Lösungen sind Lösungen, die Oxoniumionen im Überschuss enthalten:  $c(\text{H}_3\text{O}^+) > c(\text{OH}^-)$ ;  $\text{pH} < 7$ . Beispiel: Salzsäure.
- Basische wässrige Lösung (Laugen)** Basische wässrige Lösungen sind Lösungen, die Hydroxidionen im Überschuss enthalten:  $c(\text{H}_3\text{O}^+) < c(\text{OH}^-)$ ;  $\text{pH} > 7$ . Beispiele: Ammoniakwasser, Natronlauge.
- Indikator** Stoff, der durch seine Farbe anzeigt, ob eine Lösung sauer, basisch oder neutral ist.

Indikator	sauer	neutral	basisch
Lackmus	rot	violett	blau
Bromthymolblau	gelb	grün	blau
Phenolphthalein	farblos	farblos	pink
Universalindikator	rot	grün	blau

- Neutralisation** Protonenübertragungsreaktion von Oxonium- auf Hydroxidionen unter Bildung von Wassermolekülen (exotherm). Dabei entstehen Salz und Wasser.
- Äquivalenzpunkt** Endpunkt der Neutralisation. Hier liegen äquivalente Stoffmengen von Säure und Base vor. Es gilt:  $n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{OH}^-)$ .  
Daraus ergibt sich:  $c(\text{H}_3\text{O}^+) \times V(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{OH}^-) \times V(\text{OH}^-)$ .
- Säure-Base-Titration** Verfahren zur Bestimmung der Konzentration einer Säure (bzw. Lauge) durch Messung des bis zum Äquivalenzpunkt verbrauchten Volumens einer Lauge (bzw. Säure) bekannter Konzentration (= Maßlösung).

**Wichtige Säuren:**

Säure		Säurerest-Anion		Beispiel für Salz
Name	Formel	Name	Formel	Formel
Wasserstoffchlorid	$\text{HCl (g)}$	Chlorid	$\text{Cl}^-$	$\text{NaCl}$
Wasserstofffluorid	$\text{HF}$	Fluorid	$\text{F}^-$	$\text{NaF}$
Schwefelsäure	$\text{H}_2\text{SO}_4$	Hydrosulfat Sulfat	$\text{HSO}_4^-$ $\text{SO}_4^{2-}$	$\text{NaHSO}_4$ $\text{Na}_2\text{SO}_4$
Schweflige Säure	$\text{H}_2\text{SO}_3$	Hydrosulfit Sulfit	$\text{HSO}_3^-$ $\text{SO}_3^{2-}$	$\text{NaHSO}_3$ $\text{Na}_2\text{SO}_3$
Salpetersäure	$\text{HNO}_3$	Nitrat	$\text{NO}_3^-$	$\text{NaNO}_3$
Salpetrige Säure	$\text{HNO}_2$	Nitrit	$\text{NO}_2^-$	$\text{NaNO}_2$
Phosphorsäure	$\text{H}_3\text{PO}_4$	Dihydrogenphosphat	$\text{H}_2\text{PO}_4^-$	$\text{NaH}_2\text{PO}_4$

		Hydrogenphosphat Phosphat	$\text{HPO}_4^{2-}$ $\text{PO}_4^{3-}$	$\text{Na}_2\text{HPO}_4$ $\text{Na}_3\text{PO}_4$
Kohlensäure	$\text{H}_2\text{CO}_3$	Hydrogencarbonat Carbonat	$\text{HCO}_3^-$ $\text{CO}_3^{2-}$	$\text{NaHCO}_3$ $\text{Na}_2\text{CO}_3$
Schwefelwasserstoff	$\text{H}_2\text{S}$	Hydrosulfid Sulfid	$\text{HS}^-$ $\text{S}^{2-}$	$\text{NaHS}$ $\text{Na}_2\text{S}$
Essigsäure	$\text{CH}_3\text{COOH}$	Acetat	$\text{CH}_3\text{COO}^-$	$\text{CH}_3\text{COONa}$

**Bildung der sauren Lösung:**  $\text{HCl}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$  (Reaktionstyp: Protolyse)  
Salzsäure  $\text{HCl}(\text{aq})$

Saure Lösungen bilden sich auch durch Nichtmetalloxide und Wasser!

### Wichtige Laugen:

Name	Natronlauge	Kalilauge	Kalkwasser	Barytwasser	Ammoniakwasser
Formel	$\text{NaOH}(\text{aq})$	$\text{KOH}(\text{aq})$	$\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{aq})$	$\text{Ba}(\text{OH})_2(\text{aq})$	$\text{NH}_4\text{OH}(\text{aq})$

**Bildung der basischen Lösung:**  $\text{NH}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$  (Reaktionstyp: Protolyse)  
Ammoniakwasser  $\text{NH}_4\text{OH}(\text{aq})$

oder auch:  $\text{NaOH}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$  (Reaktionstyp: Lösevorgang)  
Natronlauge  $\text{NaOH}(\text{aq})$

Basische Lösungen bilden sich auch durch lösliche Metalloxide und Wasser!

## Redoxreaktionen - Elektronenübergänge

<b>Oxidation</b>	Elektronenabgabe (führt zur Erhöhung der Oxidationszahl).
<b>Reduktion</b>	Elektronenaufnahme (führt zur Verringerung der Oxidationszahl).
<b>Redoxreaktion</b>	Reaktion mit Elektronenübergang vom Elektronendonator zum Elektronenakzeptor.
<b>Reduktionsmittel</b>	Elektronendonator. Ein Teilchen, das andere Teilchen reduziert, dabei selbst oxidiert wird.
<b>Oxidationsmittel</b>	Elektronenakzeptor. Ein Teilchen, das andere Teilchen oxidiert, dabei selbst reduziert wird.
<b>Korrespondierende Redoxpaare</b>	Ein Reduktionsmittel und das aus ihm durch Elektronenabgabe entstehende Oxidationsmittel bilden ein korrespondierendes Redoxpaar.
<b>Oxidationszahl</b>	Ionenladung von Ionen bzw. fiktive Ionenladung, die sich ergibt, wenn man in einem Molekül oder Molekülion die bindenden Elektronenpaare ganz dem elektronegativeren Partner zuordnet. Elemente besitzen die Oxidationszahl Null.
<b>Erstellung von Redoxgleichungen</b>	<ol style="list-style-type: none"> <li> <ol style="list-style-type: none"> <li>Ermittle die korrespondierenden Redoxpaare (Salze in Ionen zerlegen).</li> <li>Bestimme die Oxidationszahlen.</li> <li>Ordne die Begriffe Oxidation und Reduktion den entsprechenden Redoxpaaren zu.</li> </ol> </li> <li>Schreibe die Teilgleichung für die Oxidation und die Reduktion: <ol style="list-style-type: none"> <li>Schreibe das jeweilige Redoxpaar mit Oxidationszahlen.</li> <li>Gleiche die Änderung der Oxidationszahl durch Elektronen aus. (Beachte dabei die Anzahl der Teilchen.)</li> <li>Gleiche die Anzahl der Elementarladungen aus durch eine entsprechende Anzahl von <math>\text{H}_3\text{O}^+</math>-Ionen in saurer Lösung <math>\text{OH}^-</math>-Ionen in basischer Lösung.</li> <li>Gleiche die Atombilanz durch eine entsprechende Anzahl von</li> </ol> </li> </ol>

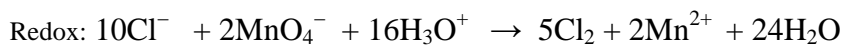
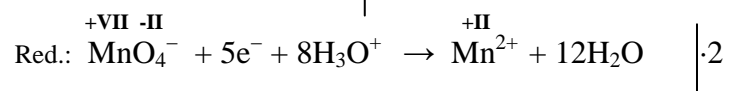
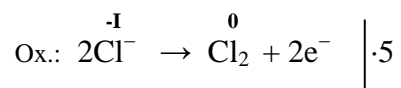
Wassermolekülen aus.

3.) Schreibe die Gesamtgleichung:

- Multipliziere die Teilgleichungen so, dass die Anzahl der abgegebenen Elektronen gleich der aufgenommenen ist.
- Addiere die beiden Teilgleichungen zur Redoxgleichung im kleinstmöglichen Teilchenverhältnis.

Beispiel: Reaktion von Iodidionen mit Permanganationen zu Mangan(II)-Ionen und Chlormolekülen in saurer Lösung.

Redoxpaare:  $\overset{-\text{I}}{\text{Cl}^-} / \overset{0}{\text{Cl}_2}$  und  $\overset{+\text{VII}}{\text{MnO}_4^-} / \overset{+\text{II}}{\text{Mn}^{2+}}$



## Reaktionsverhalten organischer Verbindungen

- siehe Grundwissen NTG 10. Klasse (nicht zwingend erforderlich: nucleophile Addition!)

