

# Grundwissen 9. Klasse NTG

## Qualitative Analysemethoden

### Flammenfärbung

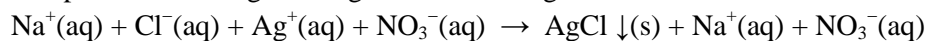
Prinzip: Werden Elektronen durch die Brennerflamme angeregt, gehen sie auf eine höhere Energiestufe über. Beim Zurückfallen in den Grundzustand geben sie die zuvor aufgenommene Energie in Form von Licht einer bestimmten Wellenlänge ab. Durch diese charakteristische Färbung lassen sich Metallkationen identifizieren:

	Li	Na	K	Ca	Ba
<i>Farbe</i>	rot	gelb	violett (Cobaltglas)	hellrot	grün

### Fällungsreaktion

<i>Ion</i>	<i>Nachweisreagenz</i>	<i>Farbe des Niederschlags</i>	<i>Formel des Niederschlags</i>
Chlorid $\text{Cl}^-$	$\text{Ag}^+$ aus $\text{AgNO}_3$	weiß	$\text{AgCl} \downarrow (\text{s})$
Bromid $\text{Br}^-$	$\text{Ag}^+$	gelblich	$\text{AgBr} \downarrow (\text{s})$
Iodid $\text{I}^-$	$\text{Ag}^+$	gelb	$\text{AgI} \downarrow (\text{s})$
Sulfat $\text{SO}_4^{2-}$	$\text{Ba}^{2+}$ aus $\text{BaCl}_2$	weiß	$\text{BaSO}_4 \downarrow (\text{s})$

Beispiel einer Ionengleichung für eine Fällungsreaktion:



### Farbreaktion

Nachweis für  $\text{Fe}^{3+}$ -Ionen mit Kaliumthiocyanatlösung (Rotfärbung).

Nachweis für  $\text{Cu}^{2+}$ -Ionen mit Ammoniakwasser (tiefblaue Färbung).

### Gasentwicklung

Nachweis für  $\text{NH}_4^+$ - Ionen mit Natronlauge (Bildung von  $\text{NH}_3$ ).

Nachweis für  $\text{CO}_3^{2-}$ - Ionen mit Salzsäure (Bildung von  $\text{CO}_2$ ).

### Nachweis molekular gebauter Stoffe

Sauerstoff (Glimmspanprobe), Wasserstoff (Knallgasprobe), Kohlenstoffdioxid (Kalkwasserprobe), Wasser (wasserfreies  $\text{CuSO}_4$ ), Iod (Stärke).

### Prinzip der Blindprobe!

**Für alle Nachweisreaktionen jeweils Methode, Beobachtung und Reaktionsgleichung!**

## Quantitative Aspekte chemischer Reaktionen

**Atommasse  $m_a$  [u]** Masse eines Atoms; wird in der atomaren Masseneinheit 1 u angegeben.  
 1 u ist der 12. Teil der Masse eines Kohlenstoffisotops  $^{12}\text{C}$ .  
 $1 \text{ u} = 1,66 \times 10^{-24} \text{ g}$   
 Die Masse eines Moleküls bzw. eines Salzes pro Formeleinheit ergibt sich durch Addition der Atommassen.

**Stoffmenge  $n$  [mol]** Zählgröße für die Teilchenanzahl  $N$  in einer Stoffportion. Einheit: mol  
 Ein Mol ist über die Avogadro-Konstante  $N_A$  definiert.  
 $N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$   
 Ein Mol besteht aus  $6,022 \times 10^{23}$  Teilchen (Atome, Moleküle, Ionen).

**Molare Masse  $M$  [g/mol]** Sie entspricht der Masse von ein Mol Teilchen eines Stoffes  $X$ .  
 Der Zahlenwert der Atom- oder Molekülmasse ist gleich dem Zahlenwert der molaren Masse. Die molare Masse ist stoffspezifisch.

$$M(X) = \frac{m(X)}{n(X)} \quad \left[ \frac{\text{g}}{\text{mol}} \right]$$

**Molares Volumen  $V_m$  [l/mol]** Volumen, das ein Mol eines beliebigen Gases einnimmt.  
 Das molare Volumen  $V_m$  der Gase nimmt bei konstantem Druck mit steigender Temperatur zu.

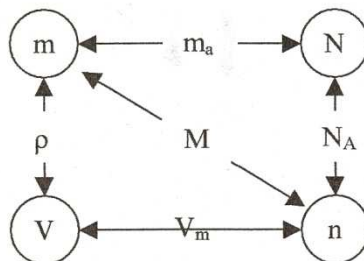
**Molares Normvolumen  $V_{mn}$  [l/mol]** Unter Normbedingungen ( $p_n = 1013 \text{ hPa}$ ,  $T_n = 273 \text{ K} = 0 \text{ °C}$ ) beträgt das molare Normvolumen  $V_{mn} = 22,4 \text{ l/mol}$  für alle Gase.

$$V_{mn}(X) = \frac{V_n(X)}{n(X)} \quad \left[ \frac{\text{l}}{\text{mol}} \right]$$

**Teilchenanzahl  $N$**  Mit der Avogadro Konstanten  $N_A$  lassen sich Stoffmenge  $n$  und Teilchenanzahl  $N$  ineinander umrechnen.

$$N_A(X) = \frac{N(X)}{n(X)} \quad \left[ \frac{1}{\text{mol}} \right] \quad \text{mit } N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

**Quantitäts- und Umrechnungsgrößen**



**Stöchiometrische Berechnungen**

Auf der Grundlage chemischer Gleichungen lassen sich die *Stoffmenge*  $n$ , die *Masse*  $m$  und das *Volumen*  $V$  der an einer Reaktion beteiligten Stoffe berechnen. Dabei kann das folgende Schema verwendet werden:

Bsp: Welche Masse an Kohlenstoff muss eingesetzt werden, um 5,6 l Kohlenstoffdioxid bei Normbedingungen (1013 hPa, 273 K = 0 °C) herzustellen.

Gegebene und gesuchte Größen notieren.	Geg.: $V_n(\text{CO}_2) = 5,6 \text{ l}$ Ges.: $m(\text{C})$
Die Reaktionsgleichung aufstellen.	$\text{C}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g})$
Das Stoffmengenverhältnis bilden. (Koeffizienten beachten)	$\frac{n(\text{C})}{n(\text{CO}_2)} = \frac{1}{1}$ $n(\text{C}) = n(\text{CO}_2)$
Für die Stoffmenge $n$ jeweils den geeigneten Quotienten einsetzen: mit $n = m/M$ und $n = V_n/V_{mn}$ folgt:	$\frac{m(\text{C})}{M(\text{C})} = \frac{V_n(\text{CO}_2)}{V_{mn}}$
Umformen nach der gesuchten Größe und Einsetzen der Zahlenwerte mit Einheiten.	$m(\text{C}) = \frac{V_n(\text{CO}_2) \cdot M(\text{C})}{V_{mn}} = \frac{5,6 \text{ l} \cdot 12 \text{ g/mol}}{22,4 \text{ l/mol}}$ $m(\text{C}) = 3 \text{ g}$
Antwort	Es werden 3 g Kohlenstoff benötigt.

**Molare Bildungsenergie  $\Delta E_{\text{Fm}}$  [kJ/mol]**

Wärmeänderung, die bei der Bildung von ein Mol einer Verbindung aus den Elementen unter Standardbedingungen (1013 hPa, 25 °C) auftritt.

**Reaktionsenergie  $\Delta E_{\text{R}}$  [kJ]**

Wärmeänderung, die bei einer Reaktion auftritt, die unter gleich bleibendem Druck abläuft. Exotherme Reaktionen haben negative, endotherme Reaktionen haben positive Reaktionsenergien.

$\Delta E_{\text{R}}$  ist von der eingesetzten Stoffmenge abhängig, deshalb kann sich ein konkreter Zahlenwert nur auf eine bestimmte Reaktionsgleichung beziehen. Für eine Reaktion  $a\text{A} + b\text{B} \rightarrow c\text{C} + d\text{D}$  berechnet sich die Reaktionsenergie folgendermaßen:

$$\Delta E_{\text{R}} = [c \times \Delta E_{\text{Fm}}(\text{C}) + d \times \Delta E_{\text{Fm}}(\text{D})] - [a \times \Delta E_{\text{Fm}}(\text{A}) + b \times \Delta E_{\text{Fm}}(\text{B})]$$

Unter Berücksichtigung des Koeffizienten kann man nun die molare Reaktionsenergie  $\Delta E_{\text{Rm}}$  für den Stoffumsatz von z. B. 1 Mol des Stoffes C angeben [kJ/mol].

**Energieumsatz der Salzbildung**

- 1.) Bildung von Atomen (z. B. aus festem Metall und zweiatomigen Molekülen) unter Aufwendung von Sublimationsenergie  $\Delta E_{\text{S}}$  und Dissoziationsenergie  $\Delta E_{\text{D}}$ .
- 2.) Bildung von Ionen unter Aufwendung von Ionisierungsenergie  $\Delta E_{\text{I}}$  bzw. Gewinn oder Aufwendung von Elektronenaffinität  $\Delta E_{\text{EA}}$ .
- 3.) Bildung des Salzgitters unter Gewinn der Gitterenergie  $\Delta E_{\text{G}}$ .  
Die Summe aller beteiligten Energien entspricht der Bildungsenergie des Salzes. Die Triebkraft der Salzbildung beruht auf dem Gewinn von Gitterenergie  $\Delta E_{\text{G}}$ .

## 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 Molekülonen. Sie enthält Striche zur Symbolisierung bindender und nichtbindender Elektronenpaare (Formalladung siehe GW 8. 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 tetraedische 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				
$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ 109^\circ \text{C} - \text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$ <p>tetraedisch</p>	$\begin{array}{c} \bar{\text{N}} \\   \\ 107^\circ \text{H} - \text{N} - \text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$ <p>pyramidal</p>	$\begin{array}{c} \bar{\text{O}} \\ / \quad \backslash \\ \text{H} \quad \text{H} \\ 104^\circ \end{array}$ <p>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.

### **Zwischenmolekulare Kräfte**

Anziehungskräfte zwischen Molekülen: Van-der-Waals-Kräfte und Dipol-Dipol-Wechselwirkungen bzw. Wasserstoffbrücken.

### **Van-der-Waals-Kräfte**

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.

### **Dipol-Dipol-WW**

Anziehungskräfte zwischen permanenten Dipolen.

### **Wasserstoffbrücken**

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.

### **Zwischenmolekulare Kräfte und Stoffeigenschaften**

Schmelz- und Siedetemperaturen: Je stärker die zwischenmolekularen Kräfte, desto höher liegen Schmelz- und Siedetemperaturen.  
Löslichkeit: Ähnliches löst sich in Ähnlichem.

### **Eigenschaften des Wassers**

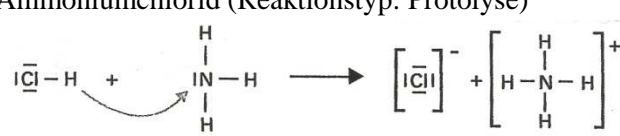
Bei nahezu allen Stoffen nimmt die Dichte kontinuierlich mit fallender Temperatur zu. Wasser jedoch hat seine höchste Dichte bei 4 °C (Dichteanomalie des Wassers auf Grund von Wasserstoffbrücken).  
Die starken Wasserstoffbrücken erklären auch die große Oberflächenspannung des Wassers.

### **Wasser als Lösungsmittel**

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). Für die Lösungsenergie  $\Delta E_L$  gilt:  $\Delta E_L = \Delta E_H - \Delta E_G$ , wobei für den Wert der Hydratationsenergie  $\Delta E_H$  zu beachten ist, dass Kation und Anion einen Beitrag leisten.  
Exothermer Lösevorgang ( $\Delta E_L < 0$ ): Der Betrag der freiwerdenden Hydratationsenergie  $\Delta E_H$  ist größer als der Betrag der benötigten Gitterenergie  $\Delta E_G$ . Die Energiedifferenz wird an die Umgebung abgegeben, d. h. die Lösung erwärmt sich.  
Endothermer Lösevorgang ( $\Delta E_L > 0$ ): Der Betrag der freiwerdenden Hydratationsenergie  $\Delta E_H$  ist kleiner als der Betrag der benötigten Gitterenergie  $\Delta E_G$ . Die Energiedifferenz wird der Umgebung entnommen, d. h. die Lösung kühlt ab.  
Schwerlösliches Salz: Der Betrag der freiwerdenden Hydratationsenergie

$\Delta E_H$  ist sehr viel kleiner als der Betrag der benötigten Gitterenergie  $\Delta E_G$ .

## Säure-Base-Reaktionen - Protonenübergänge

<b>Säure</b>	Säuren sind Teilchen, die nach Brönsted als Protonendonatoren fungieren. Beispiel: HCl.
<b>Base</b>	Basen sind Teilchen, die nach Brönsted 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. $\text{H-A} + \text{B} \rightarrow \text{A}^- + \text{H-B}^+$ <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.
<b>Ampholyt</b>	Ampholyte sind Teilchen, die in Abhängigkeit vom Reaktionspartner als Säure oder als Base fungieren können (Bsp.: H <sub>2</sub> O, HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup> ).
<b>Autoprotolyse</b>	Beispiel: Autoprotolyse des Wassers (Selbstprotolyse).
<b>pH-Wert</b>	Definition: $\text{pH} = -\lg \{c(\text{H}_3\text{O}^+)\}$ Maß für den sauren (pH < 7), basischen (pH > 7) oder neutralen (pH = 7) Charakter einer wässrigen Lösung.
<b>Stoffmengen- konzentration c [mol/l]</b>	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: $c(X) = \frac{n(X)}{V} \quad \left[ \frac{\text{mol}}{\text{l}} \right]$
<b>Neutrale wässrige Lösungen</b>	Neutrale wässrige Lösungen sind Lösungen, die gleich viele Oxonium- und Hydroxidionen enthalten: $c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{OH}^-)$ ; pH = 7.
<b>Saure wässrige Lösung</b>	Saure wässrige Lösungen sind Lösungen, die Oxoniumionen im Überschuss enthalten: $c(\text{H}_3\text{O}^+) > c(\text{OH}^-)$ ; pH < 7. Beispiel: Salzsäure.
<b>Basische wässrige</b>	Basische wässrige Lösungen sind Lösungen, die Hydroxidionen im Überschuss enthalten:

**Lösung (Laugen)**

$c(\text{H}_3\text{O}^+) < c(\text{OH}^-)$ ;  $\text{pH} > 7$ . Beispiele: Ammoniakwasser, Natronlauge.

**Indikator**

Stoff, der durch seine Farbe anzeigt, ob eine Lösung sauer, basisch oder neutral ist.

<i>Indikator</i>	<i>sauer</i>	<i>neutral</i>	<i>basisch</i>
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:**

<i>Säure</i>		<i>Säurerest-Anion</i>		<i>Beispiel für Salz</i>
<i>Name</i>	<i>Formel</i>	<i>Name</i>	<i>Formel</i>	<i>Formel</i>
Wasserstoffchlorid	<b>HCl</b> (g)	Chlorid	$\text{Cl}^-$	NaCl
Wasserstofffluorid	<b>HF</b>	Fluorid	$\text{F}^-$	NaF
Schwefelsäure	<b>H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></b>	Hydrogensulfat Sulfat	$\text{HSO}_4^-$ $\text{SO}_4^{2-}$	NaHSO <sub>4</sub> Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
Schweflige Säure	<b>H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub></b>	Hydrogensulfit Sulfit	$\text{HSO}_3^-$ $\text{SO}_3^{2-}$	NaHSO <sub>3</sub> Na <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>
Salpetersäure	<b>HNO<sub>3</sub></b>	Nitrat	$\text{NO}_3^-$	NaNO <sub>3</sub>
Salpetrige Säure	<b>HNO<sub>2</sub></b>	Nitrit	$\text{NO}_2^-$	NaNO <sub>2</sub>
Phosphorsäure	<b>H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub></b>	Dihydrogenphosphat Hydrogenphosphat Phosphat	$\text{H}_2\text{PO}_4^-$ $\text{HPO}_4^{2-}$ $\text{PO}_4^{3-}$	NaH <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> Na <sub>2</sub> HPO <sub>4</sub> Na <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>
Kohlensäure	<b>H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub></b>	Hydrogencarbonat Carbonat	$\text{HCO}_3^-$ $\text{CO}_3^{2-}$	NaHCO <sub>3</sub> Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>
Schwefelwasserstoff	<b>H<sub>2</sub>S</b>	Hydrogensulfid Sulfid	$\text{HS}^-$ $\text{S}^{2-}$	NaHS Na <sub>2</sub> S
Essigsäure	<b>CH<sub>3</sub>COOH</b>	Acetat	$\text{CH}_3\text{COO}^-$	CH <sub>3</sub> 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 HCl (aq)

Saure Lösungen bilden sich auch durch Nichtmetalloxide und Wasser!



### Wichtige Laugen:

Name	Natronlauge	Kalilauge	Kalkwasser	Barytwasser	Ammoniakwasser
Formel	NaOH (aq)	KOH (aq)	Ca(OH) <sub>2</sub> (aq)	Ba(OH) <sub>2</sub> (aq)	NH <sub>4</sub> OH (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 NH<sub>4</sub>OH (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 NaOH (aq)

Basische Lösungen bilden sich auch durch lösliche Metalloxide und Wasser!

## Redoxreaktionen - Elektronenübergänge

- Oxidation** Elektronenabgabe (führt zur Erhöhung der Oxidationszahl).
- Reduktion** Elektronenaufnahme (führt zur Verringerung der Oxidationszahl).
- Redoxreaktion** Reaktion mit Elektronenübergang vom Elektronendonator zum Elektronenakzeptor.
- Reduktionsmittel** Elektronendonator.  
Ein Teilchen, das andere Teilchen reduziert, dabei selbst oxidiert wird.
- Oxidationsmittel** Elektronenakzeptor.  
Ein Teilchen, das andere Teilchen oxidiert, dabei selbst reduziert wird.
- Korrespondierende Redoxpaare** Ein Reduktionsmittel und das aus ihm durch Elektronenabgabe entstehende Oxidationsmittel bilden ein korrespondierendes Redoxpaar.
- Oxidationszahl** 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.
- Erstellung von Redoxgleichungen**
- 1.)
    - a) Ermittle die korrespondierenden Redoxpaare (Salze in Ionen zerlegen).
    - b) Bestimme die Oxidationszahlen.
    - c) Ordne die Begriffe Oxidation und Reduktion den entsprechenden Redoxpaaren zu.
  - 2.) Schreibe die Teilgleichung für die Oxidation und die Reduktion:
    - a) Schreibe das jeweilige Redoxpaar mit Oxidationszahlen.
    - b) Gleiche die Änderung der Oxidationszahl durch Elektronen aus. (Beachte dabei die Anzahl der Teilchen.)
    - c) Gleiche die Anzahl der Elementarladungen aus durch eine entsprechende Anzahl von  
H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>-Ionen in saurer Lösung  
OH<sup>-</sup>-Ionen in basischer Lösung.
    - d) Gleiche die Atombilanz durch eine entsprechende Anzahl von Wassermolekülen aus.

3.) Schreibe die Gesamtgleichung:

- a) Multipliziere die Teilgleichungen so, dass die Anzahl der abgegebenen Elektronen gleich der aufgenommenen ist.
- b) 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  $\overset{+\text{VII}}{\text{MnO}_4^-} / \overset{+\text{II}}{\text{Mn}^{2+}}$

