



# Grundwissen Chemie 9. Klasse NTG

1. Qualitative Analyse	
<b>Nachweis von Halogeniden (<math>X^-</math>: <math>Cl^-</math>, <math>Br^-</math>, <math>I^-</math>)</b>	Bei Zugabe von <b>Silbernitrat</b> ( $AgNO_3$ ) fallen verschieden gefärbte Niederschläge (weiß, gelblich, gelb) aus: $Ag^+ (aq) + X^- (aq) \rightarrow AgX (s)$ Die $AgX$ -Niederschläge zeigen gegen <b>verd. und konz. Ammoniaklösung unterschiedliches Auflösungsverhalten</b> .
<b>Nachweis von Sulfat-Ionen (<math>SO_4^{2-}</math>)</b>	Durch Zugabe von <b>Bariumchlorid</b> ( $BaCl_2$ ) fällt in <b>verd. Salzsäure unlösliches</b> Bariumsulfat aus: $Ba^{2+} (aq) + SO_4^{2-} (aq) \rightarrow BaSO_4 (s)$
<b>Nachweis von Carbonat-Ionen (<math>CO_3^{2-}</math>)</b>	Zugabe von <b>Bariumhydroxid</b> ( $Ba(OH)_2$ ): $Ba^{2+} (aq) + CO_3^{2-} (aq) \rightarrow BaCO_3 (s)$ Carbonate lösen sich in <b>verd. Salzsäure</b> unter <b><math>CO_2</math>-Entwicklung</b> auf.
<b>Nachweis von Kohlenstoffdioxid (<math>CO_2</math>)</b>	Einleiten von $CO_2$ trübt <b>Kalkwasser</b> ( $Ca(OH)_2 (aq)$ ): $Ca(OH)_2 (aq) + CO_2 (g) \rightarrow CaCO_3 (s) + H_2O (l)$
<b>Nachweis von Wasserstoff (<math>H_2</math>)</b>	<b>Knallgasprobe:</b> Probegas an Gasbrenner-Flamme halten, bei Knall oder Pfeifton positiver Nachweis $2 H_2 (g) + O_2 (g) \rightarrow 2 H_2O (g)$
<b>Nachweis von Sauerstoff (<math>O_2</math>)</b>	<b>Glimmspanprobe:</b> glimmenden Holzspan (Brennstoff Holz $C_xH_y$ ) in Probegas halten, bei Entflammen positiver Nachweis: $C_xH_y (s) + O_2 (g) \rightarrow CO_2 (g) + H_2O (g)$ (qualitative Reaktionsgleichung)
<b>Nachweis von Alkali- und Erdalkali-Ionen</b>	Durch <b>thermische Anregung</b> von Elektronen in der Gasbrenner-Flamme gelangen diese auf ein höheres Energieniveau ( <b>angeregter Zustand</b> ). Beim Zurückfallen (in den energiearmen <b>Grundzustand</b> ) wird die überschüssige Energie in Form von <b>Licht</b> frei und ergibt für jedes Element eine <b>charakteristische Flammenfärbung</b> .
2. Quantitative Analyse	
<b>Größen zur Erfassung von Stoffportionen</b>	- Masse $m$ - Volumen $V$ - Teilchenzahl $N$ - Stoffmenge $n$ : proportional zur Teilchenzahl $N$ ( $n \sim N$ )
<b>Teilchenmasse <math>m_T</math></b>	Die Masse eines Teilchens ( <b>Atommasse <math>m_A</math>, Molekülmasse <math>m_M</math></b> ) wird in der <b>atomaren Masseneinheit <math>u</math></b> angegeben und entspricht $1/12$ der Teilchenmasse eines C-12 Kohlenstoffisotops. $1 u = 1/12 m_A (^{12}C)$



# Grundwissen Chemie 9. Klasse NTG

<b>Stoffmenge n</b>	<p>Mol ist die <b>Stoffmenge n</b> einer Stoffportion des Stoffes X mit der <b>Einheit mol</b>. Befinden sich ebenso viele Teilchen (Atome, Moleküle, Ionen) darin, wie Atome in 12 g des Kohlenstoffisotops <math>^{12}\text{C}</math>, gilt:</p> <p><b><math>6,022 \cdot 10^{23}</math> Teilchen (X) = 1 mol (X)</b></p>
<b>Avogadro-Konstante <math>N_A</math></b>	<p>Die <b>Avogadro-Konstante <math>N_A</math></b> ist der Quotient aus der Teilchenanzahl N eines Stoffes X und der Stoffmenge n dieses Stoffes:</p> $N_A(X) = \frac{N(X)}{n(X)} \quad [N_A] = \frac{1}{\text{mol}}$ <p>Die Avogadro-Konstante hat für alle Stoffe den gleichen Wert: <b><math>N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ 1/mol}</math></b></p>
<b>molare Masse M</b>	<p>Die <b>molare Masse M</b> ist der Quotient aus der Masse m einer Stoffportion und der Stoffmenge n dieser Stoffportion:</p> $M(X) = \frac{m(X)}{n(X)} \quad [M] = 1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ <p>Die molare Masse ist abhängig von der Stoffart. Der <b>Zahlenwert (!)</b> der Teilchenmasse <math>m_T</math> ist gleich dem <b>Zahlenwert (!)</b> der molaren Masse M.</p>
<b>molares Volumen <math>V_m</math></b>	<p>Das <b>molare Volumen <math>V_m</math></b> ist der Quotient aus dem Volumen V einer Stoffportion und der Stoffmenge n dieser Stoffportion:</p> $[V_m] = \frac{\text{l}}{\text{mol}} \quad [V_m] = 1 \frac{\text{l}}{\text{mol}}$ <p>Das molare Volumen ist von der Stoffart X und wie das Volumen von Druck und Temperatur abhängig.</p>
<b>molares Normvolumen <math>V_{mn}</math></b>	<p>Bei <b>Normbedingungen</b> (<math>T = 0^\circ \text{C}</math>, <math>p = 1,013 \text{ bar}</math>, <math>n = 1 \text{ mol}</math>) beträgt das molare Volumen für <b>gasförmige</b> Stoffe immer <b>22,4 l/mol</b> und ist <b>unabhängig</b> von der Stoffart.</p> $V_{mn}(X) = \frac{V_n(X)}{n(X)}; \quad V_{mn} = 22,4 \frac{\text{l}}{\text{mol}}$ <p>Bei <b>Raumtemperatur und Normaldruck</b> hat <math>n = 1 \text{ mol}</math> eines <b>beliebigen</b> (idealen) Gases ein molares Volumen von <b>24 l/mol</b>.</p>
<b>Stoffmengenkonzentration c</b>	<p>Die <b>Stoffmengenkonzentration c</b> ist der Quotient aus der Stoffmenge n und dem Volumen V des gelösten Stoffes X:</p> $c(X) = \frac{n(X)}{V(X)}; \quad c = \frac{\text{mol}}{\text{l}}$
<b>Energiebilanz bei der Salzbildung</b>	<p><math>\Delta E_i = E_s + E_G + E_{\text{Ion}} + E_{\text{EA}} + E_D</math></p> <p><math>\Delta E_i</math>: Reaktionsenergie, <math>E_s</math>: Sublimationsenergie, <math>E_G</math>: Gitterenergie, <math>E_{\text{Ion}}</math>: Ionisierungsenergie, <math>E_{\text{EA}}</math>: Elektronenaffinität, <math>E_D</math>: Dissoziationsenergie (= <math>E_B</math>: Bindungsenergie)</p>



# Grundwissen Chemie 9. Klasse NTG

## 3. Molekülstruktur und Stoffeigenschaften

<b>Atomorbital (Kugelwolke)</b>	Ein <b>Orbital</b> ist der Bereich in der Atomhülle, in dem ein Elektron die höchste <b>Aufenthaltswahrscheinlichkeit</b> hat. Bei einer Elektronenpaarbindung überlappen zwei Atomorbitale zu einem Molekülorbital.								
<b>Molekülgeometrie</b>	Räumliche Gestalt eines Moleküls. Sie wird bestimmt durch <b>Bindungslänge</b> und <b>Bindungswinkel</b> . Grundlage ist das <b>Valenzelektronenpaarabstoßungsmodell</b> .								
<b>Valenzelektronen-paar-abstoßungsmodell (VSEPR/EPA)</b>	<p>Zweck: Beschreibung der Molekülgeometrie</p> <p><b>Vorgehen zur Ermittlung der Molekülgeometrie:</b></p> <ul style="list-style-type: none"><li>- Valenzstrichformel aufstellen.</li><li>- Anzahl aller Elektronenpaare am Zentralatom ermitteln.</li><li>- Doppel- und Dreifachbindungen wie Einfachbindungen behandeln.</li><li>- Bindungselektronen und freie Elektronenpaare stoßen sich gegenseitig ab.</li><li>- Freie Elektronenpaare beanspruchen mehr Platz als bindende Elektronenpaare.</li><li>- Elektronenpaare ordnen sich mit größtmöglichem Abstand um das Zentralatom an.</li></ul> <p><b>Geometrische Grundformen:</b></p> <table border="1"><tr><td>linear</td><td>gewinkelt</td><td>pyramidal</td><td>tetraedrisch</td></tr><tr><td>CO<sub>2</sub>, HCl</td><td>H<sub>2</sub>O</td><td>NH<sub>3</sub></td><td>CH<sub>4</sub></td></tr></table>	linear	gewinkelt	pyramidal	tetraedrisch	CO <sub>2</sub> , HCl	H <sub>2</sub> O	NH <sub>3</sub>	CH <sub>4</sub>
linear	gewinkelt	pyramidal	tetraedrisch						
CO <sub>2</sub> , HCl	H <sub>2</sub> O	NH <sub>3</sub>	CH <sub>4</sub>						
<b>Elektronegativität (EN)</b>	Die Elektronegativität ist ein Maß für die Fähigkeit eines Atoms in einer Elektronenpaarbindung Bindungselektronen an sich zu ziehen. EN (F) > EN (O) > EN (N) > EN (Cl)								
<b>Dipol-Moleküle</b>	<p><b>Polare</b> Moleküle mit einer <b>unsymmetrischen</b> Verteilung der Ladungsdichte nennt man <b>Dipole</b>. Sie sind nach außen hin elektrisch neutral, lassen sich aber in einem elektrischen Feld ausrichten.</p> <p>Bsp.: Wasser</p> <p style="text-align: center;">Ladungsschwerpunkt <math>\delta^-</math> O H <math>\delta^+</math> H Ladungsschwerpunkt</p>								



# Grundwissen Chemie 9. Klasse NTG

<b>Zwischenmolekulare Kräfte (ZMK)</b>	<p>⇒ <b>Van-der-Waals-Kräfte (VdW-Kräfte):</b> Schwache zwischenmolekulare Kräfte, die auf der elektrostatischen Anziehung zwischen spontanen und induzierten Dipolen bei Atomen oder Molekülen beruhen. Die Kräfte nehmen mit der Größe der Atome oder Moleküle zu.</p> <p>⇒ <b>Dipol-Dipol-Kraft:</b> elektrostatische Anziehung zwischen Dipol-Molekülen</p> <p>⇒ <b>Wasserstoffbrücken (H-Brücken):</b> H-Brücken sind starke ZMK zwischen einem partial stark positiv geladenem H-Atom, das an ein F-, O-, N- oder Cl-Atom gebunden ist, und einem freien Elektronenpaar eines stark elektronegativen Partners wie F, O, N oder Cl). Bsp.: <math>\text{F} - \text{H} \cdots \cdots \text{F} - \text{H}</math></p> <p>⇒ <b>Dipol-Ionen-Brücke:</b> elektrostatische Anziehung zwischen einem Dipol-Molekül und einem Ion</p> <p>Je <b>stärker die ZMK</b> eines Stoffes X sind, umso <b>höher</b> liegen dessen <b>Schmelz- und Siedetemperatur</b> bzw. umso <b>schwerlöslicher</b> ist dieser Stoff X <b>in Wasser</b>.</p>
<b>Hydratation</b>	Wassermoleküle umhüllen die Ionen eines Salzes und bilden eine <b>Hydrathülle</b> . Die dabei freigesetzte Wärme bezeichnet man als <b>Hydratationsenergie <math>\Delta E_H</math></b> .
<b>Lösungsenergie <math>\Delta E_L</math></b>	Differenz zwischen der Hydratationsenergie $\Delta E_H$ und der Gitterenergie $\Delta E_G$ eines Salzes: $\Delta E_L =  \Delta E_G  -  \Delta E_H $ <p><math> \Delta E_H  &gt;  \Delta E_G  \Rightarrow \Delta E_L &lt; 0 \Rightarrow</math> <b>exothermer Lösevorgang</b> z. B. <math>\text{CaCl}_2</math></p> <p><math> \Delta E_H  &lt;  \Delta E_G  \Rightarrow \Delta E_L &gt; 0 \Rightarrow</math> <b>endothermer Lösevorgang</b> z. B. <math>\text{KCl}</math></p> <p><math> \Delta E_H  \ll  \Delta E_G  \Rightarrow</math> <b>schwerlösliches Salz</b> z. B. <math>\text{AgCl (s)}</math></p>
<b>Löslichkeit von Stoffen</b>	„ <i>similia similibus solvuntur</i> “ – „Ähnliches löst sich in Ähnlichem“ <b>Polare</b> Moleküle, das heißt Moleküle mit einem Dipolmoment (z. B. $\text{HCl}$ ) lösen sich in <b>hydrophilen</b> Lösungsmitteln (z. B. Wasser). <b>Unpolare</b> Teilchen (z. B. $\text{C}_5\text{H}_{12}$ ) lösen sich in <b>hydrophoben</b> Lösungsmitteln (z. B. Benzin). polar/unpolar: Teilcheneigenschaften hydrophil/hydrophob: Stoffeigenschaften



# Grundwissen Chemie 9. Klasse NTG

<b>Besondere Eigenschaften des Stoffes Wasser</b>	<p><b>Oberflächenspannung</b> Die Wasser-Moleküle üben <b>Dipol-Dipol-Kräfte</b> aufeinander aus. An der Oberfläche besteht allerdings kein Kräftegleichgewicht, so dass eine <b>Anziehung nach innen</b> entsteht.</p> <p><b>Dichteanomalie</b> Wasser besitzt bei <b>4°C</b> die <b>größte Dichte</b>, da die Wasser-Moleküle bei dieser Temperatur die geringsten Abstände zueinander einnehmen. <b>Dichte (festes Wasser = Eis) &lt; Dichte (flüssiges Wasser)</b></p>																					
<b>4. Protonenübertragung: Säure-Base-Reaktionen</b>																						
<b>Protolyse: Säure-Base-Reaktion</b>	<p>Protolysen sind Reaktionen mit einem <b>Protonenübergang</b> von einer Säure auf eine Base.</p> <table border="1" data-bbox="528 752 1473 902"> <thead> <tr> <th>HA</th> <th>+</th> <th>B<sup>-</sup></th> <th>→</th> <th>A<sup>-</sup></th> <th>+</th> <th>HB</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Säure 1</td> <td></td> <td>Base 2</td> <td></td> <td>Base 1</td> <td></td> <td>Säure 2</td> </tr> <tr> <td>Protonendonator</td> <td></td> <td>Protonenakzeptor</td> <td></td> <td>Protonenakzeptor</td> <td></td> <td>Protonendonator</td> </tr> </tbody> </table> <p>Korrespondierendes Säure/Base-Paar 1: HA/A<sup>-</sup> Korrespondierendes Säure/Base-Paar 2: HB/B<sup>-</sup></p>	HA	+	B <sup>-</sup>	→	A <sup>-</sup>	+	HB	Säure 1		Base 2		Base 1		Säure 2	Protonendonator		Protonenakzeptor		Protonenakzeptor		Protonendonator
HA	+	B <sup>-</sup>	→	A <sup>-</sup>	+	HB																
Säure 1		Base 2		Base 1		Säure 2																
Protonendonator		Protonenakzeptor		Protonenakzeptor		Protonendonator																
<b>Säuren (nach Brønsted)</b>	<p>Säuren sind Teilchen, die Protonen abgeben können (= <b>Protonendonatoren</b>).</p> <p>z.B.: HCl, HNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>O, H<sub>3</sub>O<sup>+</sup></p> <p>Starke Säuren (z. B. HI) geben Protonen leichter ab als schwache Säuren (z. B. HF).</p>																					
<b>Basen (nach Brønsted)</b>	<p>Basen sind Teilchen, die Protonen aufnehmen können (= <b>Protonenakzeptoren</b>).</p> <p>z. B.: I<sup>-</sup>, NO<sub>3</sub><sup>-</sup>, SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>, NH<sub>3</sub>, PO<sub>4</sub><sup>3-</sup>, H<sub>2</sub>O, OH<sup>-</sup>, F<sup>-</sup></p> <p>Starke Basen (z. B. F<sup>-</sup>) nehmen Protonen leichter auf als schwache Basen (z. B. I<sup>-</sup>).</p>																					
<b>Saure Lösungen</b>	<p>Wässrige Lösungen, die <b>mehr Oxonium-Ionen (H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>)</b> als Hydroxid-Ionen (OH<sup>-</sup>) enthalten.</p>																					
<b>Basische Lösungen (Laugen)</b>	<p>Wässrige Lösungen, die <b>mehr Hydroxid-Ionen (OH<sup>-</sup>)</b> als Oxonium-Ionen (H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>) enthalten.</p>																					
<b>Ampholyt</b>	<p>Teilchen, die je nach Reaktionspartner <b>sowohl</b> als Brønsted -Säure <b>als auch</b> als Brønsted -Base reagieren können, z. B. H<sub>2</sub>O, HSO<sub>4</sub><sup>-</sup>.</p>																					
<b>Neutralisationsreaktion</b>	<p><b>Protonenübertragungsreaktion</b> eines H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>-Ions auf ein OH<sup>-</sup>-Ion unter <b>Bildung von Wasser</b>: <b>H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> + OH<sup>-</sup> → 2 H<sub>2</sub>O</b></p>																					
<b>Titration</b>	<p>Verfahren zur Bestimmung einer Säure (oder Lauge) <b>unbekannter</b> Konzentration mit Hilfe einer Lauge (oder Säure) <b>genau definierter</b> Konzentration (Maßlösung).</p>																					



# Grundwissen Chemie 9. Klasse NTG

<b>pH-Wert</b>	<p>Mithilfe des pH-Werts gibt man die <b>Oxonium-Ionen-Konzentration</b> in einer wässrigen Lösung an.</p> <p><b>pH &lt; 7</b> → saure Lösung: <math>c(\text{H}_3\text{O}^+) &gt; c(\text{OH}^-)</math></p> <p><b>pH = 7</b> → neutrale Lösung: <math>c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{OH}^-)</math></p> <p><b>pH &gt; 7</b> → basische Lösung: <math>c(\text{H}_3\text{O}^+) &lt; c(\text{OH}^-)</math></p>																					
<b>Indikatoren</b>	<p>Indikatoren sind Stoffe, die anzeigen, ob eine wässrige Lösung <b>sauer oder basisch</b> ist. Sie nehmen in sauren Lösungen eine andere <b>Farbe</b> an als in basischen Lösungen.</p> <table border="1"> <thead> <tr> <th>Indikator</th> <th>sauer</th> <th>basisch</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Bromthymolblau (BTB)</td> <td>gelb</td> <td>blau</td> </tr> <tr> <td>Phenolphthalein</td> <td>farblos</td> <td>pink</td> </tr> </tbody> </table>	Indikator	sauer	basisch	Bromthymolblau (BTB)	gelb	blau	Phenolphthalein	farblos	pink												
Indikator	sauer	basisch																				
Bromthymolblau (BTB)	gelb	blau																				
Phenolphthalein	farblos	pink																				
<b>5. Elektronenübertragung: Redox-Reaktionen</b>																						
<b>Redox-Reaktion</b>	<p>Bei Redox-Reaktionen werden Elektronen (<math>e^-</math>) von einem <b>Reduktionsmittel</b> (Elektronendonator) auf ein <b>Oxidationsmittel</b> (Elektronenakzeptor) <b>übertragen</b>. Dabei ändert sich die <b>Oxidationszahlen</b> der beteiligten Atome.</p> <table border="1"> <thead> <tr> <th>Mg</th> <th>+</th> <th>Cl<sub>2</sub></th> <th>→</th> <th>Mg<sup>2+</sup></th> <th>+</th> <th>2 Cl<sup>-</sup></th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Reduktionsmittel 1</td> <td></td> <td>Oxidationsmittel 2</td> <td></td> <td>Oxidationsmittel 1</td> <td></td> <td>Reduktionsmittel 2</td> </tr> <tr> <td>Elektronendonator</td> <td></td> <td>Elektronenakzeptor</td> <td></td> <td>Elektronenakzeptor</td> <td></td> <td>Elektronendonator</td> </tr> </tbody> </table> <p>korrespondierendes Redox-Paar 1: Mg/Mg<sup>2+</sup>            korrespondierendes Redox-Paar 2: 2 Cl<sup>-</sup>/Cl<sub>2</sub></p>	Mg	+	Cl <sub>2</sub>	→	Mg <sup>2+</sup>	+	2 Cl <sup>-</sup>	Reduktionsmittel 1		Oxidationsmittel 2		Oxidationsmittel 1		Reduktionsmittel 2	Elektronendonator		Elektronenakzeptor		Elektronenakzeptor		Elektronendonator
Mg	+	Cl <sub>2</sub>	→	Mg <sup>2+</sup>	+	2 Cl <sup>-</sup>																
Reduktionsmittel 1		Oxidationsmittel 2		Oxidationsmittel 1		Reduktionsmittel 2																
Elektronendonator		Elektronenakzeptor		Elektronenakzeptor		Elektronendonator																
<b>Oxidationszahl (OZ)</b>	<b>Fiktive Ladungszahlen</b> , die in Molekülen durch Zuordnung von Bindungselektronen anhand der Elektronegativität der Bindungspartner entstehen.																					
<b>Oxidation</b>	<p><b>Abgabe</b> von Elektronen, <b>Erhöhung</b> der Oxidationszahl (OZ)</p> <p>OZ:     0           +II</p> <p>Bsp.:   Mg → Mg<sup>2+</sup> + 2e<sup>-</sup></p>																					
<b>Reduktion</b>	<p><b>Aufnahme</b> von Elektronen, <b>Erniedrigung</b> der Oxidationszahl (OZ)</p> <p>OZ:     0                   -I</p> <p>Bsp.:   Cl<sub>2</sub> + 2e<sup>-</sup> → 2 Cl<sup>-</sup></p>																					
<b>Oxidationsmittel (Elektronenakzeptor)</b>	Ein Oxidationsmittel oxidiert einen <b>anderen</b> Stoff, indem es <b>von diesem</b> Elektronen <b>aufnimmt</b> und dabei selbst reduziert wird.																					
<b>Reduktionsmittel (Elektronendonator)</b>	Ein Reduktionsmittel reduziert einen <b>anderen</b> Stoff, indem es <b>an diesen</b> Elektronen <b>abgibt</b> und dabei selbst oxidiert wird.																					



# Grundwissen Chemie 9. Klasse NTG

Beispiele für Redox-Reaktionen	<b>Galvanische Zelle</b>	<b>Elektrolyse</b>
	<b>Spontaner</b> Redox-Prozess, bei dem chemische in elektrische Energie umgewandelt wird.	<b>Erzwungener</b> Redox-Prozess, bei dem elektrische Energie in chemische Energie umgewandelt wird.
	Beispiel: Brennstoffzelle	Beispiel: Chlor-Alkali-Elektrolyse

## Diese Methoden und Konzepte solltest Du beherrschen

Einfache **Nachweisverfahren** durchführen können.

Einfache **Berechnungen** zum Stoff- und Energieumsatz durchführen können.

Den **räumlichen Bau** einfacher Moleküle beschreiben können und daraus die zwischen den Molekülen herrschenden Kräfte ableiten und auf wesentliche Eigenschaften der Stoffe schließen können.

Das **Donator-Akzeptor-Konzept** auf Säure-Base-Reaktionen und auf Redox-Reaktionen anwenden und entsprechende Reaktionsgleichungen formulieren können.

Eine **Säure-Base-Titration** durchführen und auswerten können.

Einfache Experimente selbständig planen.