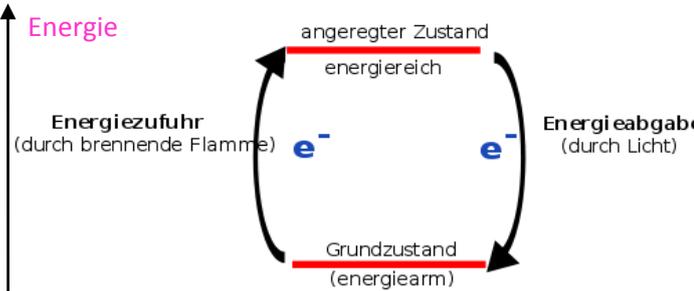




9.1 Qualitative Analysenmethoden

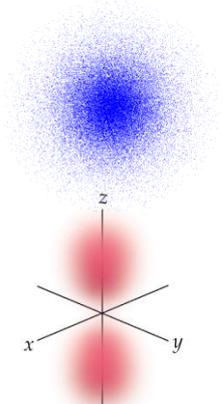
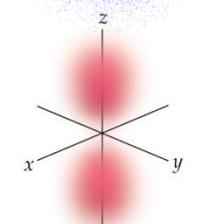
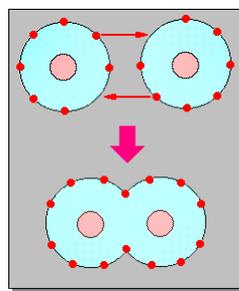
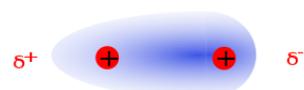
<p>Kationennachweise</p>	<p>Alkali- und Erdalkalimetalle werden mit der Flammenfärbung nachgewiesen:</p> <p>Li^+ \Rightarrow rot Ca^{2+} \Rightarrow ziegelrot Na^+ \Rightarrow gelb Ba^{2+} \Rightarrow grün</p> <p>Prinzip: Elektronen werden durch Hitze angeregt auf höhere Energiestufen. Beim Zurückfallen auf die ursprüngliche Energiestufe, wird Energie in Form von Licht bestimmter Wellenlänge (=Farbe) ausgesandt.</p> 
<p>Nachweis molekular gebauter Stoffe</p>	<p>CO_2 \Rightarrow Einleitung in Kalkwasser (=Calciumhydroxidlösung $\text{Ca}(\text{OH})_{2(\text{aq})}$) \Rightarrow weißer Niederschlag (CaCO_3 = „Kalk“)</p> <p>O_2 \Rightarrow Glimmspanprobe</p> <p>H_2 \Rightarrow Knallgasprobe</p> <p>I_2 \Rightarrow mit Stärkelösung \Rightarrow tiefblaue Färbung (vgl. Biologie!)</p>
<p>Anionennachweise</p>	<p>Anionen werden z.B. durch Fällungsreaktionen nachgewiesen. Dabei entstehen in einer Lösung Feststoffe \Rightarrow Niederschlag:</p> <p>z.B. mit Silbernitratlösung $\text{AgNO}_{3(\text{aq})}$:</p> <p>Chlorid Cl^-: weißer Niederschlag von $\text{AgCl}_{(\text{s})}$ Bromid Br^-: gelblicher Niederschlag von $\text{AgBr}_{(\text{s})}$ Iodid I^-: gelber Niederschlag von $\text{AgI}_{(\text{s})}$</p>



9.2 Quantitative Aspekte chemischer Reaktionen

<p style="text-align: center;">Stoffmenge n</p> <p style="text-align: center;">Avogadro-Konstante N_A</p>	<p>Stoffmenge n Die Stoffmenge n gibt an, wie viele Teilchen in einer Stoffportion enthalten sind. Einheit der Stoffmenge n ist das mol. 1 mol eines Stoffes enthält immer $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen.</p> <p>Avogadro-Konstante N_A Die Avogadro-Konstante N_A gibt an, wie viele Teilchen in 1 mol Stoffportion enthalten sind. $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ 1/mol}$</p> <p>allgemein: $n(X) = N(X) / N_A$</p>
<p style="text-align: center;">Molare Masse M</p> <p style="text-align: center;">Molares Volumen V_m</p>	<p>Molare Masse M = Masse von 1 mol Teilchen; stoffspezifische Konstante, aus dem Periodensystem zu berechnen! z.B. $M(\text{CO}_2) = M(\text{C}) + 2M(\text{O}) = 12 + 2 \cdot 16 \text{ g/mol} = 40 \text{ g/mol}$</p> <p>$M = m/n$ Einheit: [g/mol]</p> <p>Molares Volumen V_m = Volumen von 1 mol Gasteilchen $V_m = V/n$ Einheit: [l/mol] oder $n(X) = V(X) / V_m$ $V_{mn} = 22,4 \text{ l/mol}$ (unter Normbedingungen: 0°C, 1013 mbar)</p>
<p>Überblick molare Größen (mit Ausblick auf Stoffmengenkonzentration!)</p>	<p>The diagram illustrates the central role of the amount of substance $n(X)$. It is connected to four other quantities:</p> <ul style="list-style-type: none"> Gasvolumen $V(X)$: $n(X) = \frac{V(X)}{V_{mn}}$ (using molar volume V_{mn}) Masse $m(X)$: $n(X) = \frac{m(X)}{M(X)}$ (using molar mass $M(X)$) Teilchenanzahl $N(X)$: $n(X) = \frac{N(X)}{N_A}$ (using Avogadro's constant N_A) Stoffmengenkonzentration $c(X)$: $n(X) = c(X) \cdot V(X)$ <p>Below the diagram, the values for V_{mn} and N_A are given: $V_{mn} = 22,4 \text{ l/mol}$ (bei Normbedingungen: 0°C, 1013 hPa) and $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ 1/mol}$.</p>
<p style="text-align: center;">Gitterenergie</p>	<p>Die Gitterenergie ist die Energie, die frei wird, wenn sich Teilchen einander annähern und sich zu einem Kristallgitter anordnen</p> <p>Die Gitterenergie ist z.B. bei der Salzbildung von Bedeutung.</p>

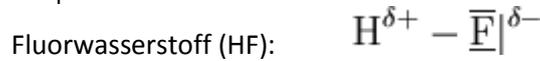
9.3 Molekülstruktur und Stoffeigenschaft

<p>Orbital</p>	<p>Ein Orbital ist der Raum, in dem sich maximal zwei Elektronen mit hoher Wahrscheinlichkeit (>90%) aufhalten.</p> <p><i>1s-Orbital des Wasserstoffatoms</i></p>  <p><i>2p-Orbital des Wasserstoffatoms</i></p> 
<p>Atombindung (=Elektronenpaarbindung)</p>	<p>Überlappung zweier Orbitale führt von Atomen durch ein gemeinsames Elektronenpaar (=bindendes Elektronenpaar) zur Bindung</p>  <p><i>Beispiel für Fluor:</i></p> <p><small>Atombindung am Beispiel von Fluor</small></p>
<p>Elektronegativität (EN)</p>	<p>Die Fähigkeit eines Atoms, Elektronen in einer Atombindung an sich zu ziehen.</p> <p>(dient zur Bewertung der ⇔Polarität von Atombindungen)</p>
<p>Polare Atombindung</p>	<p>Atombindung, bei der die Bindungselektronen zum elektronegativeren Atom verschoben sind:</p> <p>Formelbild: $\delta^+ \quad \delta^-$ $\text{H} - \text{Cl}$</p> <p>„Orbitalbild“: </p> <p>Abschätzung über den Unterschied der Elektronegativität der Bindungspartner; Faustregel: Ab einer Differenz $\Delta EN > 0,4$ gilt die Bindung als polar!</p> <p> δ^+ und δ^- sind Teil- bzw. Partialladungen, keine Elementarladungen wie bei Ionen!</p>

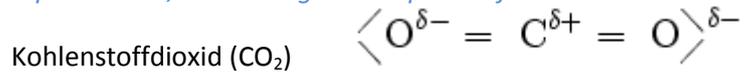
Dipolmoleküle

Voraussetzungen:

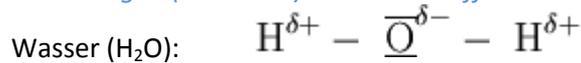
- 1) polare Atombindungen!
- 2) die Ladungsschwerpunkte der Teilladungen fallen nicht zusammen:
Beispiele:



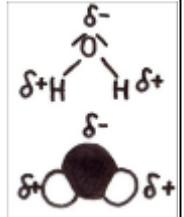
Dipolmolekül, die Ladungsschwerpunkte fallen nicht zusammen!



Kein Dipolmolekül, da das Molekül linear gebaut ist, fallen die Ladungsschwerpunkte von allen positiven und negativen Teilladungen (δ^+ und δ^-) im Kohlenstoffatom zusammen.



Dipolmolekül, da durch den gewinkelten Bau des Wassermoleküls



die Ladungsschwerpunkte nicht zusammen fallen (Schwerpunkt δ^+ zwischen den H-Atomen, δ^- bei O)



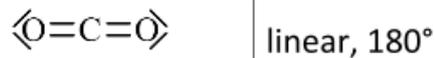
Für die Bewertung, ob die Ladungsschwerpunkte zusammen fallen, ist es notwendig sich Gedanken zum räumlichen Bau der Moleküle (vgl. Link auf der Homepage Materialien Chemie) zu machen!

Elektronenpaarabstoßungsmodell (EPA-Modell) zum räumlichen Bau von Molekülen

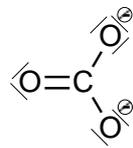
Bindende und freie Elektronenpaare stoßen sich aufgrund der gleichen negativen Ladung ab, daraus ergibt sich eine räumlich günstige Anordnung der Atome in Molekülen:

Prinzipiell stoßen sich alle Elektronenpaare ab, Mehrfachbindungen werden dabei wie ein Elektronenpaar behandelt! Freie Elektronenpaare benötigen mehr Platz als Bindungselektronenpaare.

Beispiel: **2 abstoßend wirksame Elektronenpaare LINEAR**



Beispiel: **3 abstoßend wirksame Elektronenpaare TRIGONAL-PLANAR**

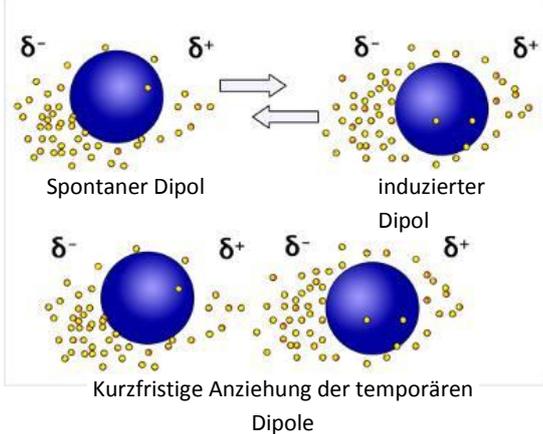
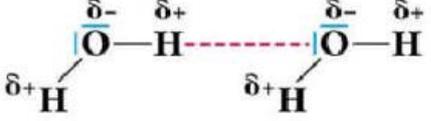


Carbonat-Ion: **trigonal-planar**, Winkel OCO=120°

Beispiel: **4 abstoßende Elektronenpaare, Grundtyp TETRAEDER**

Winkel HCH=109,5°

Methan	Ammoniak	Wasser	Hydrogenchlorid
tetraedrisch	pyramidal	gewinkelt	linear

<p>Zwischenmolekulare Kräfte (Anziehungen)</p>	<ul style="list-style-type: none"> - van der Waals-Kräfte - Dipol-Dipol-Anziehungen - Wasserstoffbrückenbindungen - Ionenanziehung <div style="text-align: right;">  <p>zunehmende Stärke</p> </div>
<p>van der Waals-Kräfte</p>	<p><u>schwache Anziehungskräfte</u>, die vor allem bei unpolaren Molekülen bedeutsam sind!</p> <p>Ursache sind <u>temporäre (=kurzfristige) Dipole</u>:</p> <p>Spontaner Dipol durch zufällige asymmetrische Ladungsverteilung im Molekül induziert im benachbarten Molekül einen passenden Dipol</p> <div style="text-align: center;">  </div> <p>Faustregel: Je größer das Molekül (Abschätzung durch molare Masse), desto höher die van der Waals-Kräfte!</p>
<p>Dipol-Dipol-Anziehungen</p>	<p>elektrostatische Anziehung zwischen permanenten ⇒ Dipolmolekülen</p>
<p>Wasserstoffbrückenbindungen</p>	<p>Wasserstoffbrückenbindungen sind die stärksten zwischenmolekularen Anziehungen. Sie treten bei sehr starken Dipolen in Kombination mit Wasserstoffatomen auf.</p> <p>Voraussetzungen: Freies Elektronenpaar am Atom X und stark polare Bindung zwischen X-H (nur bei den Elementen F, O, N)</p> <div style="text-align: center;">  </div> <p>-- Wasserstoffbrückenbindung — bindende Elektronenpaare — freie Elektronenpaare</p>
<p>Ionenanziehung</p>	<p>⇒ vgl. 8. Jgst. Salze, Ionenanziehung</p> <p>Kationen und Anionen ziehen sich gegenseitig elektrostatisch an und lagern sich in ein Ionengitter. Dabei wird Gitterenergie freigesetzt.</p>
<p>Wasser als besonderer Stoff</p>	<ul style="list-style-type: none"> - Hoher Siedepunkt von 100°C: aufgrund der starken zwischenmolekularen Anziehung durch Wasserstoffbrückenbindungen hat Wasser einen sehr hohen Siedepunkt obwohl es sehr klein ist. - Dichtenanomalie: Wasser hat bei 4°C die höchste Dichte (1g/cm³), beim Erwärmen <u>und</u> beim Abkühlen sinkt die Dichte! Folge davon: Eis schwimmt auf Wasser!



<p>Ampholyte</p>	<p>Ampholyte sind Teilchen, die im Sinne des Brønsted-Säure-Base-Konzepts sowohl als Säure als auch als Base reagieren können! Beispiele: H_2O, NH_3, HCO_3^-, HSO_4^-, ...</p>
<p>Säure-Base-Konzept nach Brønsted</p>	<p>Säuren sind die Protonendonatoren (= geben H^+ ab) einer Reaktion! (typisch ist eine polare Bindung im Molekül zu einem Wasserstoffatom; Beispiele: HCl, H_2O, H_2SO_4, ...)</p> <p>Basen sind die Protonenakzeptoren (= nehmen H^+ auf) einer Reaktion (typisch ist mindestens ein freies Elektronenpaar, an das das H^+ angelagert werden kann; Beispiele: NH_3, H_2O, OH^-, ...)</p>
<p>Säure-Base-Reaktion nach Brønsted = Protolysereaktion</p>	<p>Protolysereaktion (Protonenübergang)</p> $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$ <p style="text-align: center;"> Säure1 Base2 Säure2 Base1 </p> <p style="text-align: center;">S1/B1 und S2/B2 sind korrespondierende <u>Brønsted-Säure-Base-Paare</u></p>
<p>Neutralisation</p>	<p>Säure und Lauge reagieren zu Wasser und Salz.</p> $\underbrace{\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-}_{\text{Säure}} + \underbrace{\text{Na}^+ + \text{OH}^-}_{\text{Lauge}} \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \underbrace{\text{Na}^+ + \text{Cl}^-}_{\text{Salz}}$ <p>bei idealem Mischungsverhältnis erhält wird genau die Menge der Oxoniumionen (H_3O^+) mit Hydroxidionen (OH^-) neutralisiert!</p>
<p>Stoffmengenkonzentration $c(\text{X})$ oft kurz Konzentration genannt</p>	<p>Die Stoffmengenkonzentration eines Stoffes X (= $c(\text{X})$) gibt an, wie viel Mol eines Stoffes (= $n(\text{X})$) in einem bestimmten Volumen der Lösung ($V(\text{X})$) enthalten sind. $n(\text{X}) = n(\text{X}) / V(\text{X})$</p>
<p>Äquivalenzpunkt</p>	<p>Der Punkt einer Titration, an dem die Hydroxid-Ionen genau die Menge der Oxonium-Ionen neutralisiert haben (oder umgekehrt); Der Äquivalenzpunkt kann bei einer Titration mit Hilfe eines Indikators oder der Messung des pH-Werts bestimmt werden.</p>
<p>Säure-Base-Titration</p>	<p>Verfahren zur Bestimmung der unbekanntenen Konzentration einer Säure bzw. Base (Lauge) durch Messung des Verbrauchs einer Base (Lauge) bzw. Säure bekannter Stoffmengenkonzentration bis zur vollständigen Neutralisation.</p>



9.5 Redoxreaktionen – Elektronenübergänge

Oxidation	Eine Oxidation ist ein Prozess, bei dem ein Teilchen ein oder mehrere Elektronen abgibt. Die Oxidationszahl nimmt zu.
Reduktion	Eine Reduktion ist ein Vorgang, bei dem ein Teilchen ein oder mehrere Elektronen aufnimmt. Die Oxidationszahl nimmt ab
Redoxreaktion = Elektronenübergangsreaktion	Kombination einer Oxidation mit einer Reduktion; Elektronen werden vom \Rightarrow Reduktionsmittel auf das \Rightarrow Oxidationsmittel übertragen
Oxidationsmittel	= ein Teilchen, das andere Teilchen oxidieren kann. Selbst wird es dabei reduziert. \Rightarrow Elektronenakzeptor
Reduktionsmittel	= ein Teilchen, das andere Teilchen reduzieren kann, wobei es selbst oxidiert wird. \Rightarrow Elektronendonator

Oxidationszahlen

Oxidationszahl = Ionenladung

(bei Molekülen: Zerlegung der Moleküle in hypothetische Atomionen)

Ermittlung der Oxidationszahlen (OZ) aus der Summenformel:

- 1) Atome im **Elementarzustand** erhalten stets die OZ 0!
- 2) Bei Atomionen entspricht die OZ der Ladungszahl!
- 3) Für **Verbindungen** gilt:
 - a. Metallatome erhalten positive OZ
 - b. Fluoratom erhalten die OZ -1
 - c. Wasserstoffatome erhalten die OZ $+1$
 - d. Sauerstoffatome erhalten die OZ -2
 - e. Chlor, Brom, Jod erhalten die OZ -1
- 4) Die **Summe der Oxidationszahlen** aller Atome eines Teilchens ergibt die Ladung des Teilchens!

Abnehmende
Priorität
der
Regeln!!!

Ermittlung der Oxidationszahlen (OZ) in der Valenzstrichformel:

Um die Anzahl und Art der Bindungen eines Kohlenstoffatoms zu anderen Atomen zu kennzeichnen, kann formal eine Oxidationszahl errechnet werden.

Für die Berechnung gilt allgemein:

- Die Summe der Oxidationszahlen innerhalb eines Moleküls muss Null sein (bei Ionen entsprechend der Ladung),
- Elemente haben die Oxidationszahl Null,
- Bindungselektronen von Bindungen werden dem stärker **elektronegativen** Atom zugeordnet.
- Bindungselektronenpaare zwischen gleichen Atomen (=gleiche Elektronegativität) werden „**halbiert**“



Die Oxidationszahl ergibt sich nun aus der Anzahl der Elektronen im Vergleich mit den nach Periodensystem eigentlich vorhandenen Valenzelektronen!

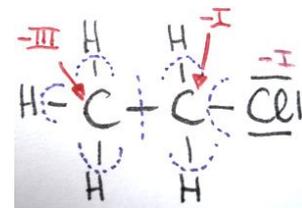
Beispiel:

linkes C-Atom hat 7 Elektronen statt 4 (4. Hauptgruppe!) \Rightarrow OZ = -3 (da drei negativ zu viel!)

Atom hat 5 Elektronen statt 4 Elektronen \Rightarrow OZ = -1 (da genau ein e^- zu viel)

Chloratom hat 8 Elektronen statt 7 Elektronen (7. Hauptgruppe) \Rightarrow OZ = -1

alle Wasserstoffatome haben die OZ $+1$, da sie keine Elektronen besitzen (ein Elektron zu wenig)



Elektronen
geladene e^-
rechtes C-

**Wichtige Verbindungen:**

Oxidationsmittel			
Kaliumpermanganat	KMnO_4	Permanganat-Ion	MnO_4^-
Wasserstoffperoxid	H_2O_2		
SÄUREN (saure Lösungen)		Säurereste (nach Protonenabgabe)	
Kohlensäure	$\text{H}_2\text{CO}_{3(\text{aq})}$	Carbonat-Ion Hydrogencarbonat	CO_3^{2-} HCO_3^-
Salpetersäure	HNO_3	Nitrat-Ion	NO_3^-
Salzsäure	HCl		
Schwefelsäure	H_2SO_4	Sulfat-Ion Hydrosulfat	SO_4^{2-} HSO_4^-
Phosphorsäure	H_3PO_4	Phosphat-Ion Dihydrogenphosphat Hydrogenphosphat	PO_4^{3-} H_2PO_4^- HPO_4^{2-}
LAUGEN		Ionen in Lösung	
Natronlauge	NaOH	$\text{Na}^+ + \text{OH}^-$	
Kalilauge	KOH	$\text{K}^+ + \text{OH}^-$	
Ammoniakwasser	$\text{NH}_{3(\text{aq})}$	$\text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$	
Nachweisreagenzien		resultierende schwerlösliche Niederschläge	
Silbernitratlösung	$\text{AgNO}_{3(\text{aq})}$	Silberhalogenide	AgCl , AgBr , AgI
Bariumchlorid-Lsg.	$\text{BaCl}_{2(\text{aq})}$	Bariumsulfat	BaSO_4
Iod-Lösung	$\text{I}_{2(\text{aq})}$	<i>Blaufärbung mit Stärke</i>	