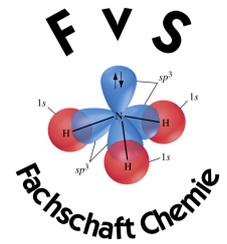


Die wichtigsten Aspekte der Mittelstufenchemie



Atombau

- *Kern*
 - Protonen (pos. Geladen)
 - Neutronen (ungeladen)
 - Protonenzahl = Ordnungszahl = Stellung des Elements im Periodensystem
- *Hülle*
 - Elektronen (neg. geladen)
 - Im Atom gilt: Elektronenzahl = Protonenzahl (sonst wäre es ein Ion)
 - Bewegen sich auf „Bahnen“ um den Kern
 - Max. Anzahl auf einer Bahn $2n^2$ (n = Bahnnummer; ($n=1$) = innerste Bahn)
 - Elemente mit gleicher Außen-elektronenanzahl gehören zu einer Elementfamilie

Element

- Elementnamen wird durch Protonenzahl festgelegt
- Elementfamilien:

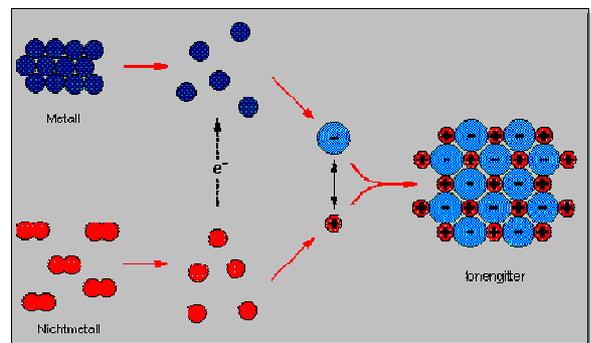
Familie	Außen-e	Bsp.
Alkalimetalle	1	Na
Erdalkalim.	2	Ca
Erdmetalle	3	B
Kohlenstoff-Gruppe	4	C
Stickstoff-Gruppe	5	N
Chalcogene	6	O
Halogene	7	Cl
Edelgase	8 (2)	Xe (He)

- Gasförmige Elemente (Sauerstoff, Stickstoff, Wasserstoff, Chlor, Fluor) liegen als Element immer bi-atomar vor: Zwei Atome schließen sich immer zusammen → O_2 , N_2 , H_2 , Cl_2 , F_2 . Feste Elemente, z.B. Metalle, tun dies nicht. Metalle bilden zwar ein Gitter aus vielen Metall-Atomen, diese werden für Reaktionen jedoch einzeln betrachtet

Verbindungen

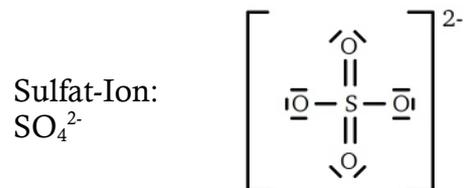
Ionenverbindungen

- Aus Metall und Nichtmetall (Bsp. NaCl)
- 1-atomige Ionen (Bsp. Na^+ , Ca^{2+} , Cl^-)
⇒ Ein Hauptgruppenelement nimmt Elektronen auf bzw. gibt Elektronen ab, um die Edelgas-Konfiguration zu erreichen
Bsp.: $Na \rightarrow Na^+ + e^-$
 $Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2 Cl^-$



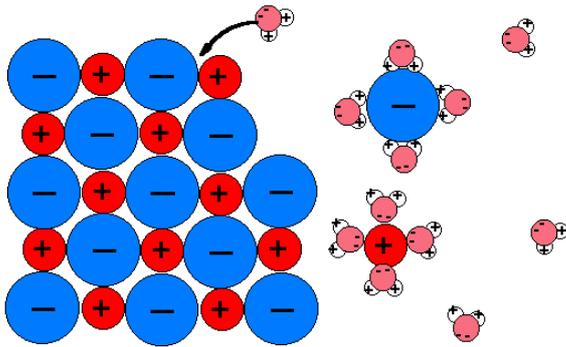
Einzelsschritte bei der Bildung von Ionenverbindungen

- Hauptgruppe 1 – 3: e^- - Abgabe
- Hauptgruppe 5 – 7: e^- - Aufnahme
- Mehr-atomige Ionen, z.B.



- Die „waagerechten“ Sauerstoffatome haben in ihrer direkten Umgebung 7 Elektronen, normal sind 6. D.h. insgesamt befinden sich 2 Elektronen zu viel in dieser Atomgruppe, weshalb diese Gruppe eine 2-fach negative Ladung besitzt.
- Eine Ionenverbindung entsteht immer dann, wenn der Unterschied in den Elektronegativitäten groß genug ist ($\Delta EN > 1,7$)
 - In der Ionenverbindung bilden die Ionen ein Gitter
 - Ionenbindungen sind die stärksten Wechselwirkungen, die es zwischen Teilchen gibt

- Hohe Schmelztemperatur, da viel Energie nötig ist, um die Bindungen im Gitter zu zerstören, um freibewegliche Ionen zu erhalten
- Ionenverbindungen können sich in Wasser in einzelne Ionen lösen

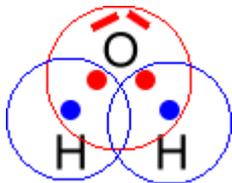


→ Bildung von Hydrathüllen

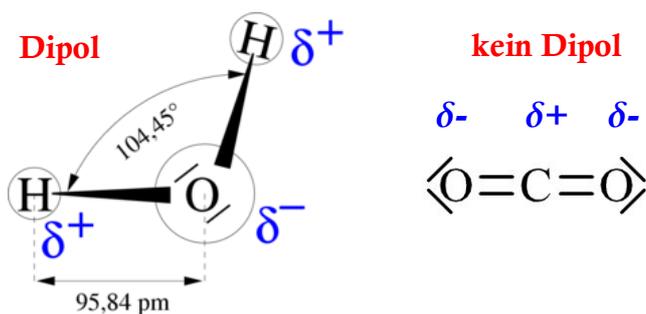
- freie Ionen ermöglichen elektrische Leitfähigkeit, da es bewegliche Ladungsträger sind

Moleküle

- es liegen Elektronenpaarbindungen (Atombindungen) vor
- Überlappung von Elektronenhüllen, damit jedes beteiligte Atom Edelgaskonfiguration erhält



- unpolare Atombindung ($\Delta EN < 0,4$)
⇒ die Bindungselektronen sind annähernd gleich verteilt zwischen den Atomen
- polare Atombindung:
⇒ Elektronen der Bindung werden stärker auf die Seite des Elements mit der höheren EN gezogen ⇒ Partialladungen $\delta+$ & $\delta-$



Aggregatzustände

Gas

- große Abstände zw. Teilchen
- hohe Geschwindigkeit der Teilchen
- geringe Anziehung zw. Teilchen

Flüssigkeit

- geringe Abstände
- kaum Bewegung
- mäßige Anziehung

Feststoff

- dicht an dicht
- Zitterbewegung
- starke Anziehung

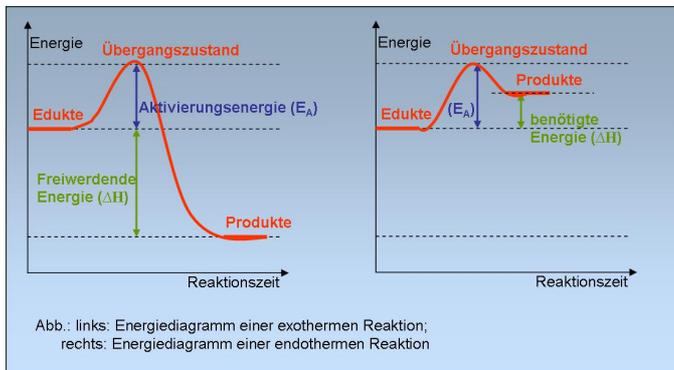
Übergänge

- flüssig → gasförmig
Anziehungskräfte müssen überwunden werden → Energiezufuhr, z.B. Temperaturerhöhung

Chemische Reaktion

- Umwandlung von Stoffen
- Edukte (Ausgangsstoffe)
- Produkte (Stoffe, die entstehen)
- Anzahl der Atome vor und nach der Reaktion ist gleich
→ Masse der Edukte = Masse der Produkte
⇒ Es geht weder Masse verloren, noch wird völlig neue Masse gebildet; es werden letztlich nur Atome neu gruppiert bzw. Elektronen ausgetauscht
- exotherme Reaktion: bei der Reaktion wird Energie (Wäre, Licht...) freigesetzt; die Energie war zuvor in den Edukten als chemische Energie gebunden
- endotherme Reaktion: die Produkte haben mehr chemische Energie als die Edukte; diese Energie muss der Reaktion von außen zugeführt werden, z.B. als Wärme → in der Umgebung wird es kälter
- Aktivierungsenergie: einer Reaktion muss zu Beginn häufig Energie zugeführt werden, egal ob sie letztlich exotherm oder endotherm ist; z.B. muss Holz zuerst

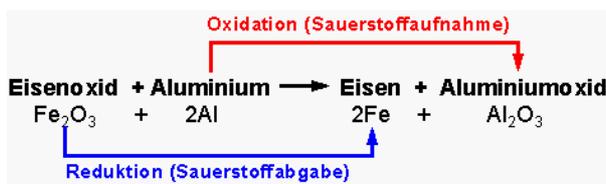
angezündet werden (Aktivierungsenergie), brennt dann aber von alleine weiter (exotherme Reaktion) → die exotherme Reaktion liefert genug Energie, damit weitere Moleküle oder Atome reagieren können



- Katalysator: Stoff, der die benötigte Aktivierungsenergie herabsetzt und die Reaktionsgeschwindigkeit erhöht; er kann aktiv an der Reaktion teilnehmen, liegt nach der Reaktion aber wieder genauso vor wie vor der Reaktion

Redoxreaktion

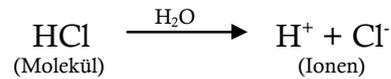
- **Oxidation** = Sauerstoffaufnahme
- **Reduktion** = Sauerstoffabgabe
- Wird ein Stoff oxidiert, muss gleichzeitig irgendein anderer Stoff reduziert werden
⇒ **Redox**-Reaktion



- Oxide eines edlen Metalls (z.B. Au, Ag, Cu) reagieren in einer Redoxreaktion mit unedleren Metallen (z.B. Zn, Mg, Fe); das edlere Metall wird reduziert, das unedlere oxidiert; das edlere Metall ist somit ein Oxidationsmittel, das unedlere Metall ein Reduktionsmittel
z.B. $\text{Ag}_2\text{O} + \text{Fe} \rightarrow 2\text{Ag} + \text{FeO}$
- Ein unedles Metalloxid und ein edles Metall reagieren jedoch nicht miteinander!

„Säure-Reaktion“

- Säuren sind Moleküle, die in Wasser in H^+ -Ionen und das jeweilige Rest-Ion (Anion) zerfallen (dissoziieren!) → Definition nach dem Chemiker Arrhenius; daher gilt: damit ein Stoff eine Säure ist, muss er Wasserstoff-Ionen freisetzen können!



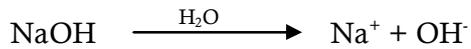
oder mit Angabe von Bindungs- und Außenelektronen:



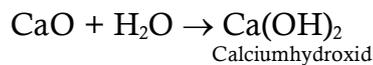
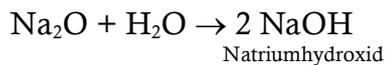
- Eine solche Reaktion nennt man auch "Protolyse", da ein H^+ -Ion nichts anderes als ein Proton ist (Wasserstoff besteht aus einem Proton und einem Elektron)
- Liste wichtiger Säuren lernen!!!!
- Säuren entstehen, wenn man ein Nichtmetalloxid in Wasser gibt, z.B.: $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$ (Die „“ deshalb, weil das Kohlen-säure-Molekül in Wasser sofort in die entsprechenden Ionen zerfällt.)
- Säuren können durch Indikatoren nachgewiesen werden, z.B. Universalindikator → gelb – rot
- Oder durch pH-Papier: $\text{pH} < 7$
- Säuren reagieren mit unedlen Metallen (z.B. Zn, Mg...) unter Wasserstofffreisetzung:
 $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
- Carbonat-Verbindungen wie Kalk (CaCO_3) werden zersetzt:
 $2\text{HCl} + \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- Saure Lösungen entstehen, wenn man eine Säure in Wasser löst; die saure Lösung leitet den elektrischen Strom, da in ihr durch die Protolyse immer Ionen vorhanden sind

„Basische Reaktionen“

- Basen sind Ionenverbindungen, die in Wasser in Hydroxid-Ionen (OH^- -Ionen) und Metall-Ionen (pos. Geladen) zerfallen (*Arrhenius*)



- Basen entstehen, wenn man Alkalimetalloxide (z.B. Li_2O , Na_2O) oder Erdalkalimetalloxide (z.B. MgO , CaO) in Wasser gibt



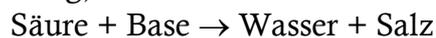
- Basen rufen in Wasser einen pH-Wert > 7 hervor
- Eine basische Lösung färbt Universalindikator blau und den Indikator Phenolphthalein pink
- Basische Lösungen leiten den elektrischen Strom

Neutralisation

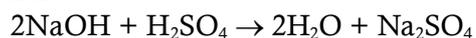
- Bei einer Neutralisationsreaktion reagiert genau genommen ein H^+ -Ion mit einem Hydroxid-Ion zu Wasser:



- Eine Neutralisation läuft z.B. ab, wenn man eine saure Lösung mit einer basischen Lösung mischt; von der Säure bleiben die Säurerest-Ionen, von der Base die Metall-Kationen übrig; dampft man die Lösung ein, so bilden die Ionen zusammen eine Ionenverbindung, also ein Salz:



z.B.



Da man hier von Lösungen ausgeht, kann man in Worten formulieren:

Natronlauge und Schwefelsäure reagieren zu Wasser und Natriumsulfat, welches in Wasser gelöst ist (Natrium- und Sulfat-Ionen)

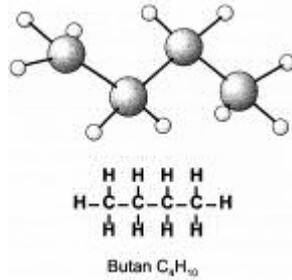
- Gibt man zu einer sauren Lösung ($\text{pH} < 7$) tropfenweise eine basische Lösung, so werden durch die zugegebenen Hydroxid-Ionen die H^+ -Ionen gebunden. Der pH-Wert steigt nun Richtung 7, da die Konzentration an H^+ -Ionen abnimmt und der saure Charakter der Lösung immer geringer wird; haben die Hydroxid-Ionen (nahezu) alle H^+ -Ionen gebunden, ist die Lösung neutral ($\text{pH}=7$); gibt man nun weitere basische Lösung hinzu, steigt die Konzentration an Hydroxid-Ionen in der Lösung an und der pH-Wert wandert nun Richtung 14

Organische Chemie

- Die OC ist die Chemie der Kohlenstoffverbindungen (ohne z.B. Kohlenstoffdioxid und Carbonatsalze).
- Die einfachsten Vertreter sind die Kohlenwasserstoffe, die nur aus Kohlenstoff- und Wasserstoffatomen bestehen

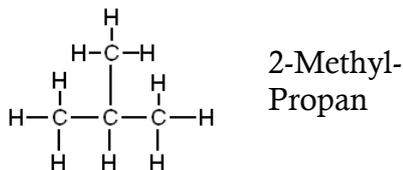
Alkane

- Allg. Summenformel $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$
- Methan, Ethan, Propan, Butan, Pentan, Hexan, Heptan, Nonan, Decan
- unpolare Moleküle, da bei der C-H-Bindung $\Delta\text{EN} = 0,3$; daher z.B. keine Mischbarkeit mit Wasser (polar)
- schwache Van-der-Waals-Kräfte (temporäre Dipole durch zufällige Elektronenverschiebungen im Molekül) zwischen den Molekülen \rightarrow relativ niedrige Schmelz- und Siedetemperaturen; diese steigen mit zunehmender Kettenlänge, da dann auch die V-d-W-Kräfte stärker werden
- $107,5^\circ$ -Winkel (Tetraeder-Winkel) am C-Atom, da so die 4 Bindungen den größtmöglichen Abstand zueinander haben



→ die Kohlenstoffkette verläuft somit genau genommen im Zick-Zack, aber vereinfacht als gerade Kette gezeichnet

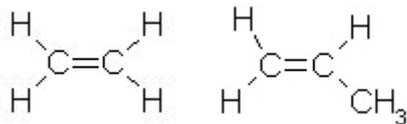
- Verzweigte Alkane, z.B.



- Struktur-Isomere: Moleküle mit gleicher Summenformel, aber unterschiedlichen Strukturformeln; z.B. Butan und 2-Methylpropan

Alkene

- Kohlenwasserstoffe mit einer oder mehreren Doppelbindungen



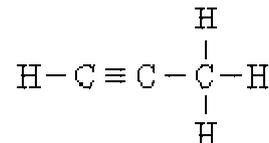
- Benennung wie Alkane, jedoch mit der Endsilbe -en
- Bindungen an einem C-Atom mit Doppelbindung liegen in einem 120° -Winkel zueinander (größtmöglicher Abstand der Bindungen zueinander)
- Eine Doppelbindung ist in der Regel kürzer als eine Einfachbindung
- An der Doppelbindung befindet sich eine recht hohe Elektronendichte (man benötigt 4 Elektronen für eine Doppelbindung)
 - negative Partialladung δ^-
 - es kann hier zu einer Reaktion mit positiv geladenen Teilchen kommen (z.B. Kationen)
 - elektrophiler Angriff

→ (elektrophil = Elektronen liebend = das Teilchen wird von negativer Ladung angezogen, ist also selbst auf irgendeine Weise positiv geladen)

- Die Siedetemperaturen sind in der Regel niedriger als die der entsprechenden Alkane, da durch die Doppelbindung und die 120° -Winkel ein Knick in der Kette entsteht und das Molekül somit stärker gewinkelt ist; die Moleküle können sich daher nicht so regelmäßig anordnen, wie es die „geradkettigen“ Alkane können; bei den Alkenen wirken somit die V-d-W-Kräfte weniger stark als bei den Alkanen

Alkine

- Kohlenwasserstoffe mit einer oder mehreren Dreifachbindungen

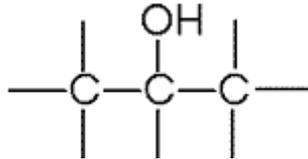


- Endsilbe -in
- 180° -Winkel an den C-Atomen mit Dreifachbindung
- Dreifachbindung ist kürzer als Doppelbindung
- Elektrophile Angriffe möglich

Alkohol

- Kohlenstoffkette mit einer oder mehreren Hydroxyl-Gruppen (OH-Gruppen; Vorsicht: nicht verwechseln mit einem Hydroxid-Ion (OH^-); die Hydroxyl-Gruppe hängt an einer C-Kette und besitzt keine echte Ladung!)
- Die O-H-Bindung ist wegen ihren Elektronegativitäten polar → Partialladungen
 - Ort für elektrophile Angriffe; der Wasserstoff kann in bestimmten Fällen auch als H^+ -Ion abgespalten werden
- an der Hydroxyl-Gruppe finden häufig Reaktionen statt; es ist eine funktionelle Gruppe

- Kurze Alkohole sind in Wasser löslich, da der Einfluss der polaren Hydroxyl-Gruppe überwiegt; lange Alkohole sind nicht wasserlöslich, da der Einfluss der unpolaren Kohlenstoffkette überwiegt
- Benennung wie Alkane jedoch Endsilbe -ol; ggf. Angabe des C-Atoms, wo die Hydroxyl-Gruppe sitzt



2-Propanol o. Propan-(2)-ol

Chemische Begriffe und Rechnungen

- Mol: Das Mol ist eine Basisgröße der Chemie und bezieht sich auf die Menge von $6,023 \cdot 10^{23}$ Teilchen¹ eines Stoffes (egal ob Element oder Verbindung); rechnet man mit dieser Größe, so wird die Einheit „mol“ klein geschrieben
- Stoffmenge (n): Die Stoffmenge gibt an, wie viel Teilchen des Stoffes man gerade betrachtet; Einheit: mol. Bsp.: 4 mol Kaliumchlorid;
Die Stoffmenge kann man auch in einer Reaktionsgleichung wiederfinden: $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$
 \Rightarrow 2mol Wasserstoff reagieren mit 1mol Sauerstoff zu 2mol Wasser.
- Molare Masse (M): Die molare Masse (M) eines Stoffes steht für die Masse (in g) pro 1mol Teilchen;
z.B. $M_{\text{Na}} = 23 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ bedeutet, dass 1 Mol des Stoffes Natrium (also $6,023 \cdot 10^{23}$ Teilchen) 23 g wiegen
- Konzentration (c): Die Konzentration gibt an, wie viel Mol eines Stoffes sich (gelöst) in einem bestimmten Volumen eines anderen Stoffes (meist Wasser) befinden;

¹ Avogadro-Zahl oder auch Lohschmidt'sche Zahl

z.B. $c_{\text{NaCl}} = 1 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$ bedeutet: in ei-

nem Liter Wasser befindet sich 1 mol Natriumchlorid (in gelöster Form); bei solchen Lösungen sagt man auch: Man betrachtet eine 1-molare Natriumchlorid-Lösung; „1-molare Salzsäure“ bedeutet, dass sich in einem Liter Wasser 1 mol Chlorwasserstoff (HCl) gelöst hat; es befinden sich nun in einem Liter Wasser 1 mol H⁺- Ionen und 1 mol Chlorid-Ionen

- Molvolumen: Gase wie Sauerstoff und Kohlenstoffdioxid nehmen bei einer Stoffmenge von 1mol immer ein ganz bestimmtes Volumen ein, nämlich 22,414 Liter (bei 0°C)
- Dichte (ρ , „roh“): Die Dichte eines Stoffes gibt an, welche Masse 1 cm³ dieses Stoffes besitzt; z.B.

$\rho_{\text{Fe}} = 7,874 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ bedeutet, das 1

cm³ Eisen (z.B. ein Würfel mit der Kantenlänge 1cm) 7,874 g wiegt; Stoffe deren Dichte >1 ist (Dichte von Wasser) gehen in Wasser unter; man sagt umgangssprachlich „Sie sind schwerer als Wasser“; das Schwimmverhalten ist unabhängig von der Form des Körpers, so lange der Körper aus einem kompakten Material besteht; ein Schiff aus Stahl (Eisen) schwimmt nur deshalb, weil im Inneren Luft ($\rho = 0,001 \text{ g/cm}^3$) eingeschlossen ist

- Wichtige Gleichungen:
 - a) Zusammenhang zwischen Masse – Stoffmenge – molare Masse

$$M = \frac{m}{n} \text{ bzw. } n = \frac{m}{M}$$

- b) Zusammenhang zwischen Konzentration – Stoffmenge – Volumen

$$c = \frac{n}{V}$$

- c) Zusammenhang zwischen Dichte – Masse – Volumen

$$\rho = \frac{m}{V}$$