

# 9. Klasse

## Weiterentwicklung des Atommodells

### Rutherfordsches Atommodell (1911)

Ein Atom besteht aus ...

- \* dem Kern, der positiv geladen ist und fast die gesamte Masse des Atoms ausmacht
- \* der Atomhülle, in der sich die negativ geladenen Elektronen aufhalten

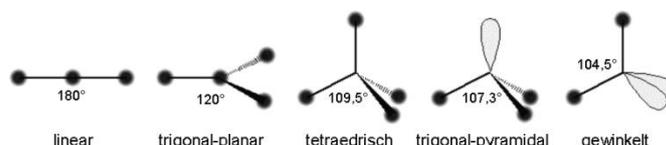
### Orbitalmodell (1928)

Ein Atom besteht aus einem Kern, der von Orbitalen umgeben ist

- \* Ein Orbital bezeichnet einen Raum, in dem sich die Elektronen mit einer statistischen Wahrscheinlichkeit von 99% aufhalten
- \* Die Valenzschale besitzt genau vier Orbitale, die leer, einfach oder doppelt besetzt sein können (Ausnahme: H und He mit nur einem einzigen Orbital)

## Das Elektronenpaar- Abstoßungs-Modell (EPA)

- Elektronenpaare stoßen einander ab, und nehmen daher möglichst großen Abstand zueinander ein.
- Orbitale freier Elektronenpaare (EP) nehmen mehr Raum ein (*graue Keulen im Bild unten*) als Orbitale bindender EP.
- Elektronenpaare von Mehrfachbindungen verhalten sich wie Einfachbindungen



## Formelzeichen und Einheiten der Chemie

Größe	Zeichen	Einheit
Stoffmenge	$n(x)$	mol
Masse	$m(x)$	g
molare Masse	$M(x)$	g/mol
Teilchenzahl	$N(x)$	ohne Einheit
Volumen	$V$	L
Massenkonzentration	$\beta(x)$	g/L
Stoffmengen- konzentration	$c(x)$	mol/L
Dichte	$\rho(x)$	g/cm <sup>3</sup>

## Stoffmenge und Mol

Eine Stoffportion hat die Stoffmenge  $n(x) = 1$  mol, wenn sie  $6 \cdot 10^{23}$  Teilchen (Atome oder Moleküle) enthält.

Beispiel:  $n(\text{H}_2\text{O}) = 1$  mol bedeutet: Die Stoffportion enthält  $6 \cdot 10^{23}$  Wassermoleküle

Die Stoffmenge  $n(x)$  dient der Umrechnung aller anderen „molaren Größen“

$$n(x) = \frac{m(x)}{M(x)} = \frac{V}{V_m} = \frac{N(x)}{N_A}$$

# Molare Masse und molares Volumen

**Molare Masse  $M(x)$ :** Gibt die Masse eines mols von Stoff  $x$  an. Entspricht im Zahlenwert der Atom- bzw. Molekülmasse.

Bsp.:  $m_A(\text{Li})=6,9\text{u} \rightarrow M(\text{Li})=6,9\text{g/mol}$   
 Bsp.:  $m_M(\text{H}_2\text{O})=18\text{u} \rightarrow M(\text{H}_2\text{O})=18\text{g/mol}$

**Molares Volumen  $V_m$ :** Gibt das Volumen eines mols eines Gases an. Ist für (fast) alle Gase gleich!

$V_m$  (bei 0 °C und 1013 hPa) =  $22,4 \frac{\text{L}}{\text{mol}}$   
 $V_m$  (bei 20 °C und 1013 hPa) =  $24 \frac{\text{L}}{\text{mol}}$

# Elektro-negativität

Zeichen:  $EN(x)$ . Maß für die Fähigkeit eines Atoms, in einer chemischen Bindung Elektronen an sich zu ziehen. Nimmt im PSE von unten nach oben und von links nach rechts zu.

Bsp.:  $EN(\text{H})=2,1 \quad EN(\text{C})=2,5 \rightarrow \Delta EN=0,4$

→ H-C Bindung praktisch unpolar → **unpolare Atombindung**

Bsp.:  $EN(\text{H})=2,1 \quad EN(\text{O})=3,5 \rightarrow \Delta EN=1,4$

→ H-O Bindung polar, negativer Ladungsschwerpunkt beim O-Atom → **polare Atombindung**

Bsp.:  $EN(\text{Li})=1,0 \quad EN(\text{Cl})=3,0 \rightarrow \Delta EN=2,0$

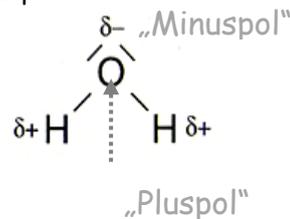
→ Li-Cl Bindung sehr stark polar, vollständiger Übertritt der Bindungselektronen an Cl-Atom → **Ionenbindung**

# Dipol-Molekül

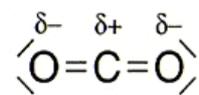
Polare Atombindungen sind **notwendige aber nicht hinreichende** Bedingung für Dipol-Molekül

- Ladungen fallen nicht in einem Punkt zusammen
- Es gibt einen positiven und einen negativen „Pol“

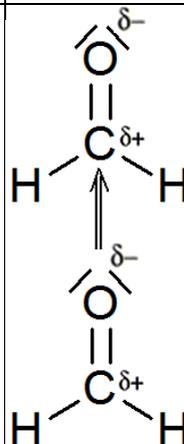
Dipol-Molekül



kein Dipol-Molekül



# Dipol/Dipol-Wechselwirkungen



Zwischen Dipol-Molekülen treten zwischenmolekulare Wechselwirkungen auf.

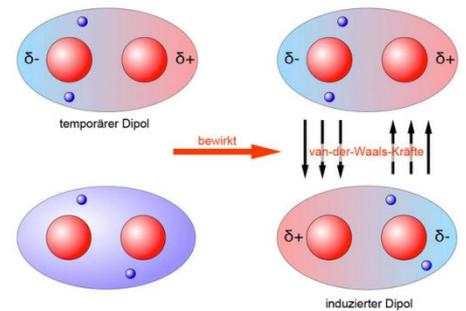
Ähnliche Wechselwirkungen gibt es auch zwischen Dipol-Molekülen und Ionen.

# VAN-DER-WAALS-Wechselwirkungen

Schwächste Art der Wechselwirkung. Zwischen temporären (durch zufällige Elektronenverteilung) und induzierten Dipolen. Vorkommen bei atomaren und bei unpolaren Stoffen.

Bsp.: Zwischen Wasserstoffmolekülen

© U. Helmich

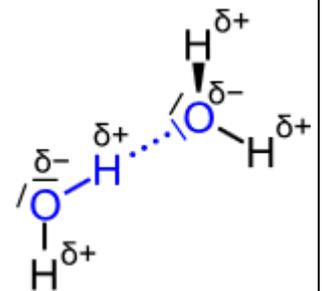


# Wasserstoffbrücken

In einer Wasserstoffbrücke ziehen die freien Elektronenpaare der stark elektronegativen Fluor-, Sauerstoff- oder Stickstoff-Atome ein polar gebundenes Wasserstoffatom eines weiteren Moleküls an.

Bsp.: Zwischen Wassermolekülen

© wikipedia



# Säuren (Brönsted)

Der Begriff „Säure“ kann auf Stoff- und Teilchenebene definiert werden:

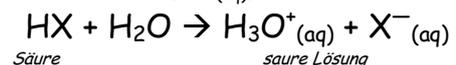
*Säuren sind Stoffe, deren Teilchen als Protonendonatoren reagieren können.*  

$$\text{HX} + \text{Base} \rightarrow \text{BaseH}^+ + \text{X}^-$$

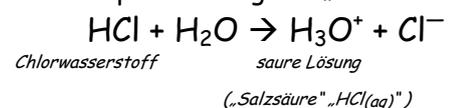
Säuren können als Reinstoffe **Feststoffe** (Bsp. Vitamin C, Zitronensäure), **Flüssigkeiten** (Bsp. Schwefelsäure, Essigsäure) oder **Gase** (Bsp. Chlorwasserstoff, Schwefelwasserstoff) sein.

# Saure Lösungen

Saure Lösungen sind wässrige Lösungen (Gemische), die durch Reaktion einer Säure mit Wasser entstehen. Sie enthalten **Oxonium-Ionen** ( $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ ) und **Säurerest-Ionen** ( $\text{X}^-(\text{aq})$ ).



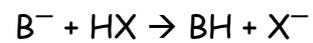
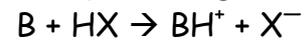
Beispiel: Bildung von „Salzsäure“



## Basen (Brönsted)

Der Begriff „Base“ kann auf Stoff- und Teilchenebene definiert werden:

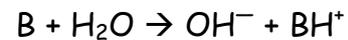
*Basen sind Stoffe, deren Teilchen als Protonenakzeptoren reagieren können.*



Basen kommen meist als Ionen in Salzen (Oxide oder Hydroxide) vor, können aber auch **Feststoffe**, **Flüssigkeiten** (Bsp. *Amine*) oder **Gase** (Bsp. *Ammoniak*) sein.

## Basische Lösungen (alkalische Lösungen, „Laugen“)

Basische Lösungen sind wässrige Lösungen (Gemische), die durch Reaktion einer Base mit Wasser entstehen. Sie enthalten **Hydroxid-Ionen** ( $OH^-_{(aq)}$ ) und Baserest-Ionen ( $B^+_{(aq)}$ ).



Beispiel: Bildung von „Ammoniakwasser“; eine „basische Lösung“ von Ammoniak ( $NH_3$ ) in Wasser



*Ammoniak*

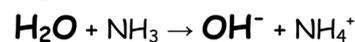
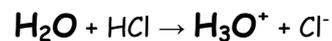
*basische Lösung*

*(„Ammoniakwasser“ „ $NH_3(aq)$ “)*

## Ampholyte

Sind Stoffe, deren Teilchen sowohl Protonen **aufnehmen** als auch Protonen **abgeben** können.

Bsp.:

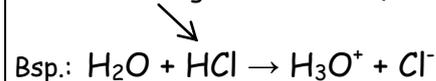


Es sind stets Moleküle, die sowohl ein **polar gebundenes H-Atom** besitzen, sowie ein **freies Elektronenpaar** an einem negativ polarisierten Atom.

## Protolyse

Reaktion zwischen einer **Säure** und einer **Base**.

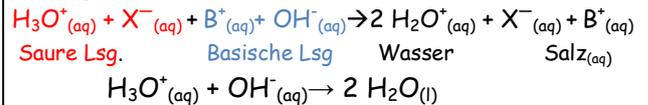
Säure gibt Proton ab (Protonendonator)



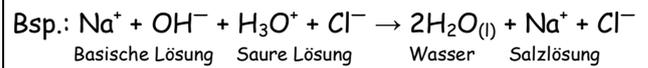
Base nimmt Proton auf (Protonenakzeptor)

# Neutralisation

Exotherme Reaktion zwischen Oxonium-Ionen einer sauren Lösung und Hydroxid-Ionen einer basischen Lösung.

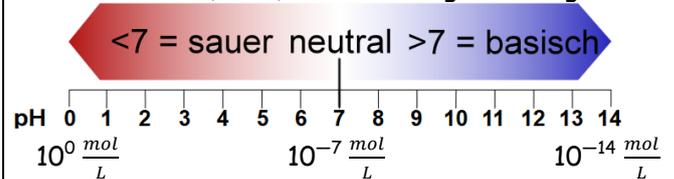


Die Baserest- und Säurerest-Ionen bleiben in der nun neutralen Lösung erhalten.



# pH-Wert

Ist ein Maß für die Stoffmengenkonzentration der Oxoniumionen  $c(\text{H}_3\text{O}^+)$  einer wässrigen Lösung.



→ Je kleiner der pH, desto größer  $c(\text{H}_3\text{O}^+)$

# Säure-/Base-Indikator

„Zeigersubstanzen“, die in Abhängigkeit des pH-Werts ihre Farbe ändern. Sie zeigen an, ob eine Lösung **sauer**, **neutral** oder **basisch** ist.

	sauer	neutral	Basisch
<b>Bromthymolblau</b>	gelb	grün	blau
<b>Thymolphthalein</b>	farblos	farblos	blauviolett
<b>Phenolphthalein</b>	farblos	farblos	violett
<b>Universalindikator</b>	rot	grün/gelb	blau

# Säure-/Base-Titration

Durch Titration bestimmt man die unbekannte Stoffmengenkonzentration  $c(\text{H}_3\text{O}^+)$  einer sauren bzw.  $c(\text{OH}^-)$  einer basischen Lösung.

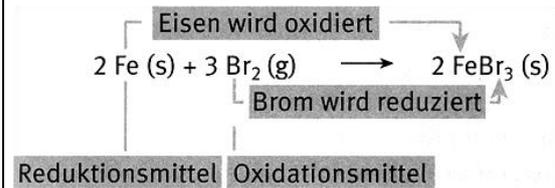
Bsp.: 100mL einer Salzsäure unbekannter Konzentration werden mit Natronlauge mit  $c(\text{OH}^-)=1\text{mol/L}$  titriert. Es werden 50mL Lauge benötigt bis zur Neutralisation.

Es gilt:  $c(\text{Säure}) \times V(\text{Säure}) = c(\text{Base}) \times V(\text{Base})$

Daraus folgt:  $c(\text{Säure}) = \frac{c(\text{Base}) \times V(\text{Base})}{V(\text{Säure})} = \frac{\frac{1\text{mol}}{\text{L}} \times 0,05\text{L}}{0,1\text{L}} = 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$

# Redoxreaktionen

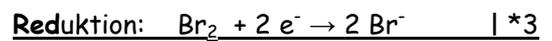
Sind **Elektronenübertragungsreaktionen** zwischen einem **Elektronendonator** (Reduktionsmittel) und einem **Elektronenakzeptor** (Oxidationsmittel). **Oxidation (Elektronenabgabe)** und **Reduktion (Elektronenaufnahme)** laufen gleichzeitig ab.



# Redoxgleichung

**REDOX**reaktion setzt sich aus Teilgleichungen für **RED**uktion und **OX**idation zusammen

Bsp.: Reaktion von Eisen mit Brom



Die Zahl der abgegebenen und aufgenommenen Elektronen muss gleich sein  $\rightarrow$  Bildung des **kgV** (hier:  $2 \times 3 = 6$ ) der Elektronenzahl bei beiden Teilgleichungen, dann Teilgleichungen addieren!

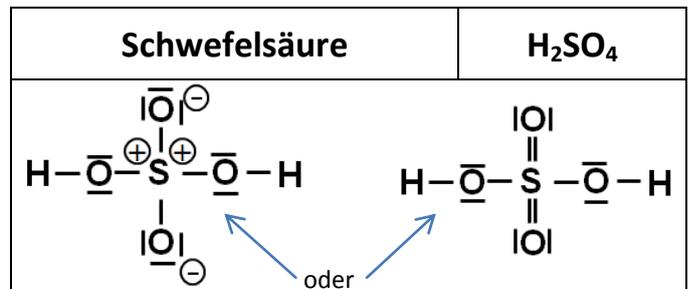
# Aufstellen einer Redoxgleichung

1. **Produkte** und **Edukte** notieren
2. **Oxidationszahlen** ermitteln
3. **Teilgleichungen** ermitteln
4. **Elektronenausgleich** durch Differenz der Oxidationszahlen
5. **Ladungsausgleich** mit  $\text{H}_3\text{O}^+$  oder  $\text{OH}^-$
6. **Stoffausgleich** mit  $\text{H}_2\text{O}$
7. **Elektronenbilanz** ausgleichen (kgV)
8. **Addieren** und **kürzen**
9. **Probe**

# Oxidationszahl

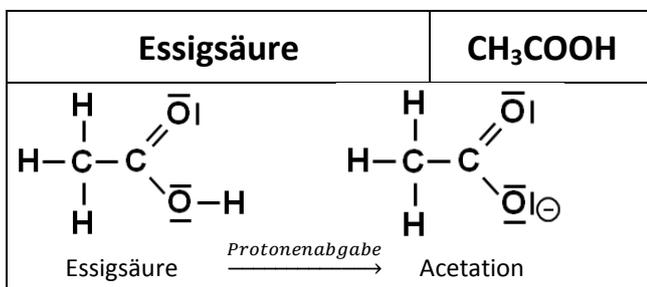
1. OZ von Atomen im **elementaren Zustand** = 0
  2.  $\Sigma$  der OZ aller Atome im **ungeladenen Molekül** = 0
  3. a) OZ von **Atomionen** entspricht der Ladungszahl  
b)  $\Sigma$  der OZ aller Atome im **MolekÜlion** = der Ladungszahl
- Reihenfolge strikt einhalten!**
4. **Metallionen** haben in Verbindungen **IMMER** eine positive OZ
  5. OZ von **Fluor** in Verbindungen = -1
  6. OZ von **Wasserstoff** in Verbindungen = +1
  7. OZ von **Sauerstoff** in Verbindungen = -2

Schwefelsäure	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
Säure (zweiprotonig): $H_2SO_4 + H_2O \rightarrow H_3O^+ + HSO_4^-$ („Hydrogensulfation“) $HSO_4^- + H_2O \rightarrow H_3O^+ + SO_4^{2-}$ („Sulfation“) Oxidationsmittel: $H_2SO_4 + 2e^- + 2H_3O^+ \rightarrow SO_2 + 4H_2O$	



Wasserstoffchlorid	HCl
Säure (einprotonig): $HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$ („Chloridion“)	
Wasserstoffchlorid gelöst in Wasser wird „Salzsäure“ genannt. Austretendes Wasserstoffchlorid verursacht den stechenden Geruch konzentrierter Salzsäure.	

Essigsäure	CH <sub>3</sub> COOH
Säure (einprotonig): $CH_3COOH + H_2O \rightarrow H_3O^+ + CH_3COO^-$ („Acetation“)	
Essigsäure ist für den sauren Geschmack in „Essig“ verantwortlich. Sie entsteht durch Vergärung von Ethanol mithilfe von Essigsäurebakterien, z.B. in Wein oder Most.	

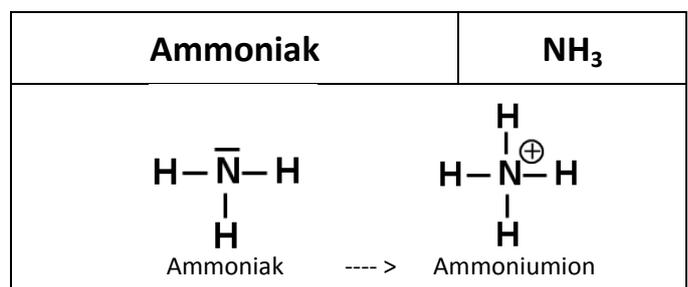


Phosphorsäure	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>
Säure (dreiprotonig): $H_3PO_4 + H_2O \rightarrow H_3O^+ + H_2PO_4^-$ („Dihydrogenphosphation“) $H_2PO_4^- + H_2O \rightarrow H_3O^+ + HPO_4^{2-}$ („Hydrogenphosphation“) $HPO_4^{2-} + H_2O \rightarrow H_3O^+ + PO_4^{3-}$ („Phosphation“)	
Phosphorsäure sorgt für den sauren Geschmack in „Cola“.	

Kohlensäure	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>
Säure (zweiprotonig): $H_2CO_3 + H_2O \rightarrow H_3O^+ + HCO_3^-$ („Hydrogencarbonation“) $HCO_3^- + H_2O \rightarrow H_3O^+ + CO_3^{2-}$ („Carbonation“)	
Kohlenstoffdioxid wird in der Alltagssprache oft auch als „Kohlensäure“ bezeichnet. Gemeint ist eigentlich das Reaktionsprodukt (H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> ) aus CO <sub>2</sub> und H <sub>2</sub> O.	

Salpetersäure	HNO <sub>3</sub>
Säure (einprotonig): $HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3O^+ + NO_3^-$ („Nitration“)	
Oxidationsmittel: $HNO_3 + 3e^- + 3H_3O^+ \rightarrow NO + 5H_2O$	
Die dargestellte Teilgleichung ist nur eine von vielen möglichen Reduktionen.	

Ammoniak	NH <sub>3</sub>
Base (einprotonig): $NH_3 + H_2O \rightarrow OH^- + NH_4^+$ („Ammoniumion“)	
Ammoniak ist ein Gas, es reagiert mit Wasser (1L Wasser löst ca. 700L Ammoniak). Das giftige Gas riecht nach Pferdestall, wo es auch durch Gärung aus Mist entsteht.	



Natriumhydroxid	NaOH
Das Anion dieses Salzes, das Hydroxidion, ist eine Base. Es bildet mit Wasser eine basische Lösung, die <b>Natronlauge</b> .	
$NaOH_{(s)} \xrightarrow{\text{Lösen in Wasser}} Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$ („Hydroxidion“)	

Calciumoxid	CaO
Das Anion dieses Salzes, das Oxidion, ist eine Base. Es reagiert mit Wasser zu einer basischen Lösung, die <b>Kalklauge</b> oder auch <b>Kalkwasser</b> genannt wird.	
$CaO_{(s)} \xrightarrow{\text{Lösen in Wasser}} Ca^{2+}_{(aq)} + O^{2-}_{(aq)}$ („Oxidion“) $O^{2-} + H_2O \xrightarrow{\text{Weiterreaktion mit Wasser}} 2OH^-$	