

C₉1

Chemisches Rechnen I

Stoffmenge (n) 1 mol = 6,022·10²³ Teilchen

molare Masse (M) entspricht Massenzahl des PSE
Einheit ^g/mol

$$n = \frac{m}{M}$$

molares Volumen (V_m) abhängig von Temperatur und Druck
Einheit ^l/mol

für Feststoffe/ Flüssigkeiten verschieden

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

für Gase gleich: 22,4 ^l/mol bei 0°C
24 ^l/mol bei 20°C
und 1013 hPa

C₉2

Chemisches Rechnen II

Avogadro-Konstante (N_A) 6,022·10²³ Teilchen pro mol

Teilchenzahl (N) $n = \frac{N}{N_A}$

Konzentration (c) Stoffmenge in einem bestimmten
Volumen eines Lösungsmittels
Einheit ^{mol}/l

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

Dichte (ρ) Masse pro Volumen
Einheit ^{kg}/l

C₉3

Qualitative Analytik

Identifizierung von Ionen oder Molekülen mit Hilfe von
bestimmten Nachweisreagenzien

negative Blindprobe: Durchführung des Nachweises ohne die
nachzuweisende Substanz
negatives Ergebnis zeigt Sauberkeit der
Reagenzien

positive Blindprobe: Durchführung des Nachweises mit der
nachzuweisenden Substanz
positives Ergebnis zeigt Funktionsfähig-
keit der Reagenzien

C₉4

Fällungsreaktionen

Das Anion eines leicht löslichen Salzes verbindet sich mit dem
Kation eines anderen leicht löslichen Salzes zu einem schwer
löslichen Salz und fällt als Niederschlag aus

Beispiele:

Halogenid-Ion + AgNO₃ + Säure* $\begin{matrix} \rightarrow & \text{weißer NS} = \text{AgCl} \\ \rightarrow & \text{fahlgelber NS} = \text{AgBr} \\ \rightarrow & \text{gelber NS} = \text{AgI} \end{matrix}$

Barium-Ion + Na₂SO₄ + Säure* \rightarrow weißer NS (BaSO₄)

Calcium-Ion + Na₂CO₃ \rightarrow weißer NS (CaCO₃)

Carbonat-Ion + CaCl₂/ BaCl₂ \rightarrow weißer NS (CaCO₃/ BaCO₃)

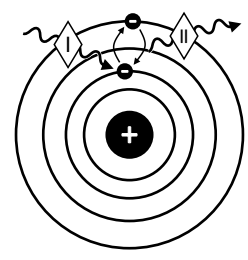
* ermöglicht Unterscheidung von NS mit Carbonat-Ionen
(löst sich bei Anwesenheit von Säure auf)

C₉5

Flammenfärbung

Methode zur Identifizierung von Metall-Ionen
Na: gelb K: violett Li: karminrot Ca: ziegelrot
Ba: fahlgrün

Grundlage:



Ein Valenzelektron des Metalls nimmt Energie der Bunsenbrennerflamme auf und wird auf ein höheres Energieniveau angehoben

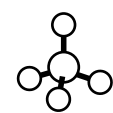
Beim Zurückfallen in den Grundzustand gibt das Elektron die aufgenommene Energie in Form von Licht wieder ab

C₉6

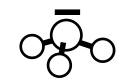
VSEPR

Elektronenpaarabstoßungsmodell

- Elektronenpaare stoßen sich auf Grund ihrer negativen Ladung gegenseitig ab und ordnen sich deshalb mit größtmöglichem Abstand zueinander an
- Nichtbindende Elektronenpaare benötigen mehr Raum als bindende Elektronenpaare
- Mehrfachbindungen zählen bei der Bestimmung des räumlichen Baus wie eine Einfachbindung



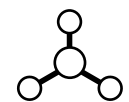
tetraedrisch
~ 109,5°



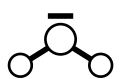
pyramidal
~ 107°



gewinkelt
~ 105°



trigonal-planar
120°



gewinkelt
<120°

C₉7

Elektronegativität (EN)

Maß für die Fähigkeit eines Atoms die Elektronen einer Elektronenpaarbindung zu sich zu ziehen

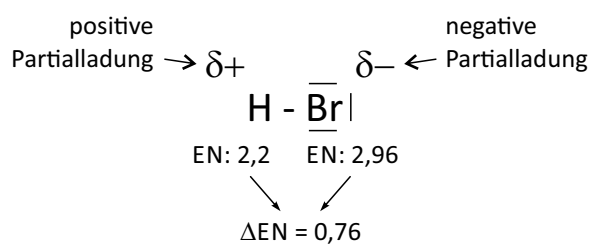
EN ist abhängig von Atomgröße und Kernladung

H								He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar	
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	

C₉8

polare Atombindung

Elektronenpaarbindung bei der die bindenden Elektronen zum elektronegativeren Bindungspartner verschoben sind. (Kennzeichnung durch Partialladungen)

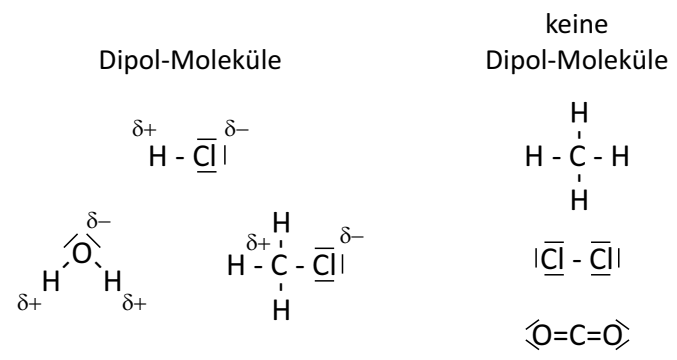


alternative Darstellung: H ◀ Br |

C₉

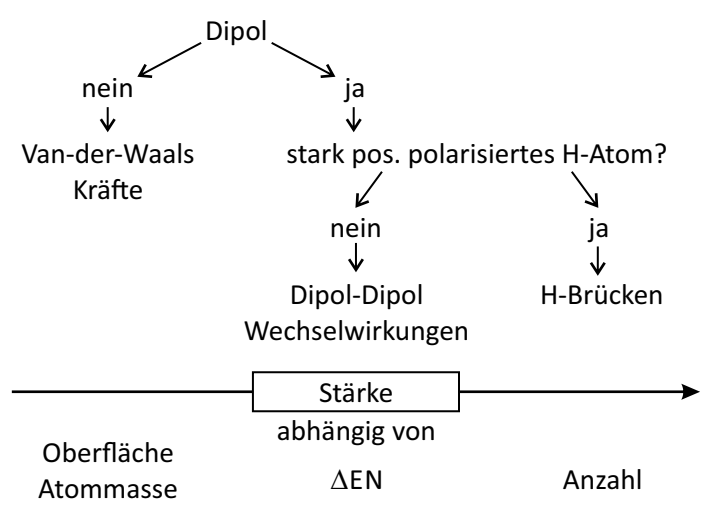
Dipol

ungeladenes Molekül mit polarer(n) Atombindung(en) ohne symmetrischen Molekülbau
= polares Molekül



C₉10

Bestimmung der Zwischenmolekularen Kräfte (ZMK)



C₉11

Zusammenhang ZMK - Stoffeigenschaften

Siedetemperatur : Je stärker die ZMK zwischen den Teilchen eines Stoffes sind, desto höher ist die Siedetemperatur dieses Stoffes
Gleiches gilt für die Schmelztemperatur

Löslichkeit: „Gleiches löst sich gut in Gleichem“
→ polare Stoffe lösen sich gut in polaren LM
→ unpolare Stoffe lösen sich gut in unpolaren Lösungsmitteln

Hydratation: Umhüllung von Ionen mit den Dipolmolekülen des Wassers aufgrund elektrostatischer Wechselwirkung (Dipol-Ionen-Wechselwirkung)
Die Wasserhülle wird als Hydrathülle bezeichnet

C₉12

Orbital

Aufenthaltsraum für Elektronen

Jedes Orbital kann mit **maximal 2 Elektronen** besetzt sein
z.B. 2. Energiestufe bis zu 8 Valenzelektronen in 4 Orbitalen:
1s-Orbital + 3p-Orbitale

p_y-Orbital
p_z-Orbital
p_x-Orbital

Atomorbital (s-Orbital)
Molekülorbital

Durch **Überlappung von 2 Atomorbitalen** verschiedener Atome entsteht ein **Molekülorbital** mit einem bindenden Elektronenpaar

C₉13

Säuren und saure Lösungen

Säuren = **Protonendonatoren**

= Stoffe, die Protonen (H⁺) abgeben können

Molekülbau:

Teilchen besitzen mindestens ein **H-Atom**, das über eine **stark polare Elektronenpaarbindung** (z.B. an ein O-, Cl- oder F-Atom) gebunden ist

Saure Lösungen = **wässrige Lösungen**, die **Oxoniumionen** (H₃O⁺_(aq)) enthalten

es gilt $n(\text{H}_3\text{O}^+) > n(\text{OH}^-)$

C₉14

Basen und alkalische Lösungen

Basen = **Protonenakzeptoren**

= Stoffe, die Protonen (H⁺) aufnehmen können

Molekülbau:

Teilchen besitzen mindestens ein **freies Elektronenpaar**, das sie zur Bindung des Protons zur Verfügung stellen

Alkalische Lösungen/ Laugen = **wässrige Lösungen**, die **Hydroxid-Ionen** (OH⁻_(aq)) enthalten

es gilt $n(\text{H}_3\text{O}^+) < n(\text{OH}^-)$

C₉15

Ampholyte

Stoffe, die als **Base und Säure** reagieren können

Molekülbau:

Teilchen besitzen mindestens ein **H-Atom**, das über eine **stark polare Elektronenpaarbindung** (z.B. an ein O-, Cl- oder F-Atom) gebunden ist und ein **freies Elektronenpaar**, das sie zur Bindung des Protons zur Verfügung stellen

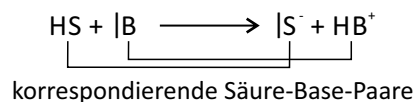
Beispiele: H₂O
HSO₄⁻

C₉16

Protolyse und Neutralisation

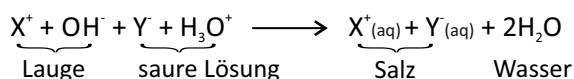
Säure-Base-Reaktion = **Protonenübergang**

ein Proton (H⁺) wird von einem Säureteilchen auf ein Baseteilchen übertragen, dabei entsteht aus der Säure ein korrespondierendes Baseteilchen und aus der Base ein korrespondierendes Säureteilchen



Sonderform: **Neutralisations-Reaktion**

exotherme Reaktion einer sauren mit einer alkalischen Lösung, bei der ein Salz entsteht

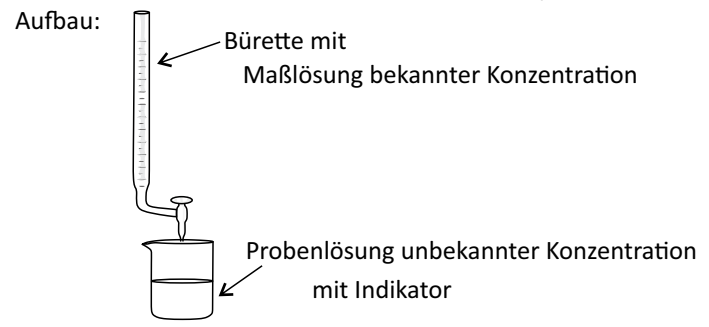


C₉17

Titration

Maßanalyse zur Bestimmung der Konzentration einer unbekannt sauren/ alkalischen Lösung, durch den Verbrauch an Maßlösung
Am **Äquivalenzpunkt** (= Umschlag der Indikatorfarbe) gilt

$$n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{OH}^-)$$



C₉18

Indikatoren

Stoffe, die je **nach Anwesenheit** von H_3O^+ - oder OH^- - Ionen ihre **Farbe verändern**

Beispiele:

Indikator	sauer	neutral	alkalisch
Lackmus	rot	violett	blau
Phenolphthalein	farblos	farblos	pink
Bromthymolblau	gelb	grün	blau

Universalindikator = Mischindikator, der eine Bestimmung des pH-Werts zulässt (zeigt großes Farbspektrum)

C₉19

pH-Wert

Maß für die Konzentration der H_3O^+ -Ionen in der Lösung

$$\text{pH} = -\log_{10} c(\text{H}_3\text{O}^+)$$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-1} \text{ mol/l} \longrightarrow \text{pH} = 1$$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-2} \text{ mol/l} \longrightarrow \text{pH} = 2$$

⇒ Verdünnen auf das 10-fache bedeutet pH + 1

0	<	7	<	14
sauer		neutral		alkalisch

C₉20

Redoxreaktionen

Elektronenübertragungsreaktionen

bestehen aus Elektronenabgabe und Elektronenaufnahme

Teilchen ist

Oxidation = Abgabe von Elektronen
(Oxidationszahl steigt)

Reduktionsmittel
Elektronendonator

Reduktion = Aufnahme von Elektronen
(Oxidationszahl sinkt)

Oxidationsmittel
Elektronenakzeptor

C₉21

Oxidationszahlen

zur **Bestimmung der Elektronenbilanz einer Redoxreaktion** wird als römische Ziffer über dem Elementsymbol angegeben

Bestimmung ausgehend von der Valenzstrichformel:

bindende e⁻-Paare dem Atom mit der höheren EN zuordnen

$$\text{OZ} = \text{VE}_{\text{laut PSE}} - \text{zugeordnete e}^-$$

Bestimmung ausgehend von der Summenformel:

1. in einem **Element** hat jedes Atom die **OZ 0**
2. in Verbindungen haben **Metalle** immer **positive OZ**
3. **H-Atome** haben in NM-Verbindungen **OZ +I**, in Salzen OZ -I
4. **O-Atome** haben fast immer **OZ -II**
5. **F-Atome** haben immer **OZ -I**, andere Halogen-Atome meist
6. die **OZ von Atom-Ionen** entspricht ihrer **Ladung**
7. **Summe der OZ im Molekül 0**, im **Molekül-Ion** gleich der **Ladung**

C₉22

Aufstellen von Redoxgleichungen

1. Ermitteln der Redoxpaare und der Oxidationszahlen
2. Formulieren der Ox-/Red-Teilgleichungen
(*Atombilanz beachten!*) incl. Elektronenabgabe/ -aufnahme
3. Vorhandene Ladungen mit H₃O⁺-Ionen (saurer Milieu) oder OH⁻-Ionen (basisches Milieu) ausgleichen
4. Ausgleichen der Atombilanz mit H₂O
5. Multiplizieren der Teilgleichungen
6. Addition der Teilgleichungen zur Redoxgleichung

C₉23

Formeln wichtiger Basen und zugehöriger Ionen

Natronlauge	NaOH	
Kalilauge	KOH	
Calciumhydroxid	Ca(OH)₂	(Kalkwasser)
Bariumhydroxid	Ba(OH)₂	(Barytwasser)
Ammoniak	NH₃	

→ Hydroxid **OH⁻**

→ Ammonium **NH₄⁺**

C₉24

Formeln wichtiger Säuren und zugehöriger Ionen

Salzsäure	HCl_(aq)	→	Chlorid	Cl⁻
Schwefelsäure	H₂SO₄	→	Sulfat	SO₄²⁻
Schweflige Säure	H₂SO₃	→	Sulfit	SO₃²⁻
Salpetersäure	HNO₃	→	Nitrat	NO₃⁻
Salpetrige Säure	HNO₂	→	Nitrit	NO₂⁻
Phosphorsäure	H₃PO₄	→	Phosphat	PO₄³⁻
Kohlensäure	H₂CO₃	→	Carbonat	CO₃²⁻
Essigsäure	CH₃COOH	→	Acetat	CH₃COO⁻

**Formeln
wichtiger Elemente
und Verbindungen**

Methan	CH₄
Wasserstoffperoxid	H₂O₂
Schwefelwasserstoff	H₂S
Braunstein	MnO₂
Kaliumpermanganat	KMnO₄
Kaliumdichromat	K₂Cr₂O₇
Silbernitrat	AgNO₃