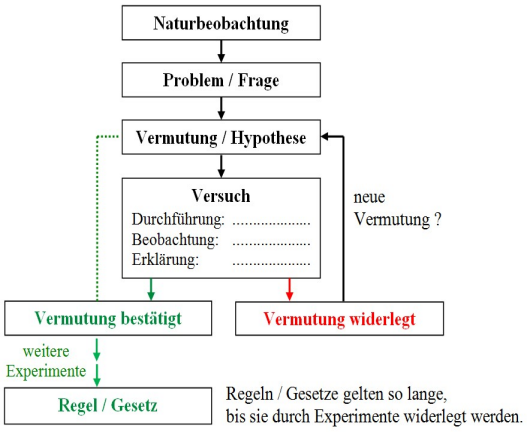
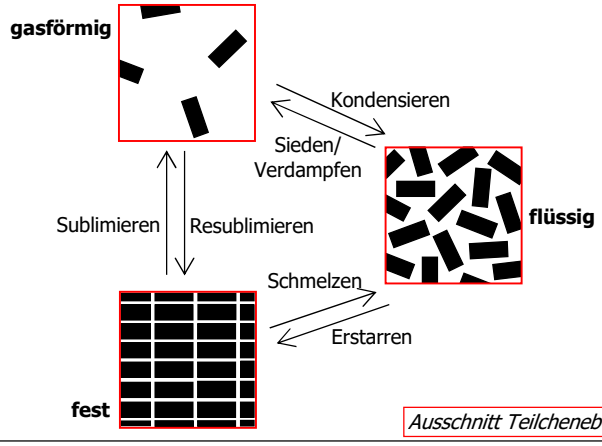
Naturwissenschaftliches Arbeiten

Stoff - Teilchen | Donator - Akzeptor | Energie | 8 NTG
Gleichgewicht | Struktur - Eigenschaften | 9 WWG | 1



Aggregatzustände

Stoff - Teilchen | Donator - Akzeptor | Energie | 8 NTG
Gleichgewicht | Struktur - Eigenschaften | 9 WWG | 2



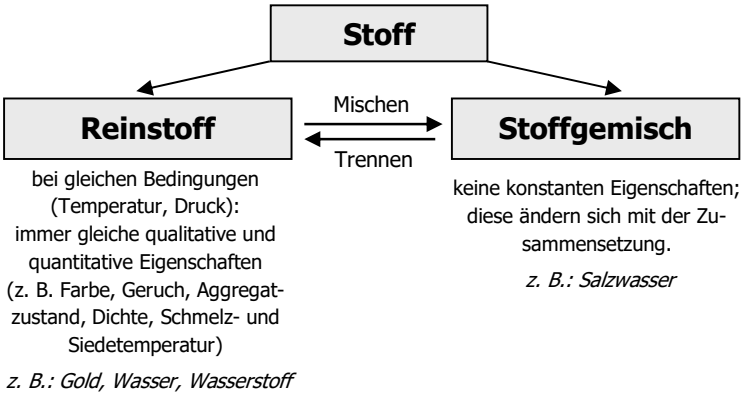
Einteilung der Stoffe:

Stoff

Reinstoff

Stoffgemisch

Stoff - Teilchen | Donator - Akzeptor | Energie | 8 NTG
Gleichgewicht | Struktur - Eigenschaften | 9 WWG | 3



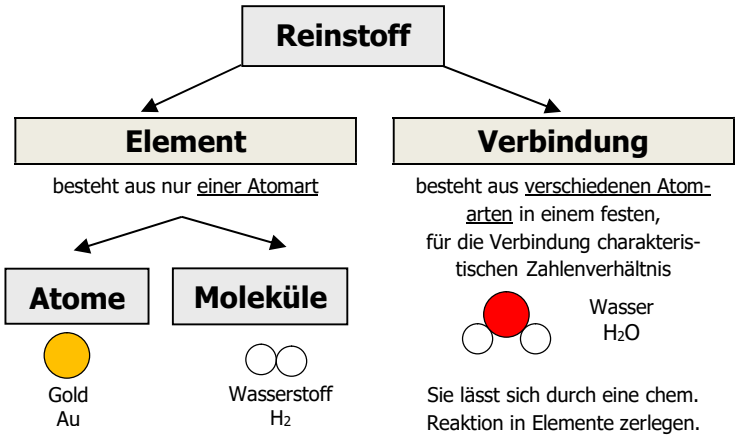
Einteilung der Stoffe:

Reinstoff

Element

Verbindung

Stoff - Teilchen | Donator - Akzeptor | Energie | 8 NTG
Gleichgewicht | Struktur - Eigenschaften | 9 WWG | 4



Einteilung der Stoffe:

homogenes Stoffgemisch

heterogenes Stoffgemisch

Stoffgemisch

homogen

hat ein einheitliches Aussehen (z. B. Luft)

heterogen

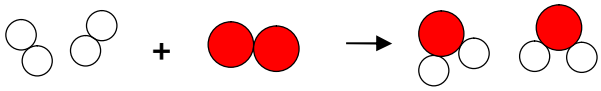
verschiedene Stoffe erkennbar (z. B. Zigarettenrauch)

Chemische Reaktion

Chemische Reaktionen sind gekennzeichnet durch **Stoff- und Energieumwandlungen**.

Auf Teilchenebene sind sie gekennzeichnet durch:

- Umgruppierung von Atomen
- Bindungsspaltung und neue Bindungsbildung
- erfolgreiche Teilchenzusammenstöße



$2\ H_2 + O_2 \rightarrow 2\ H_2O$ Energie wird frei

Nachweisreaktionen

Glimmspanprobe → Sauerstoff

Verbrennung in reinem Sauerstoff ist heftiger als in Luft
→ glimmender Holzspan glüht auf

Knallgasprobe → Wasserstoff

Wasserstoff reagiert mit Sauerstoff aus der Luft explosionsartig
→ Geräusch (Druckwelle) bei Entzündung

Kalkwasserprobe → Kohlenstoffdioxid

Kohlstoffdioxid bildet in Kalkwasser (Calciumhydroxid-Lösung) schwer lösliches Calciumcarbonat (Kalk) → Trübung

Innere Energie E_i

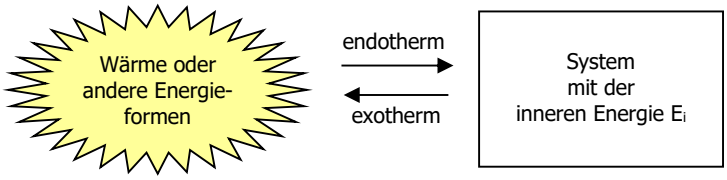
exotherm

endotherm

Der gesamte Energievorrat im Inneren eines Systems ist dessen **innere Energie E_i**. $[E_i] = 1$ kJ

Energieabgabe (in Form von Wärme) bei einer chem. Reaktion: **exotherme Reaktion** ($\Delta E_i < 0$).

Energieaufnahme (in Form von Wärme) bei einer chem. Reaktion: **endotherme Reaktion** ($\Delta E_i > 0$).

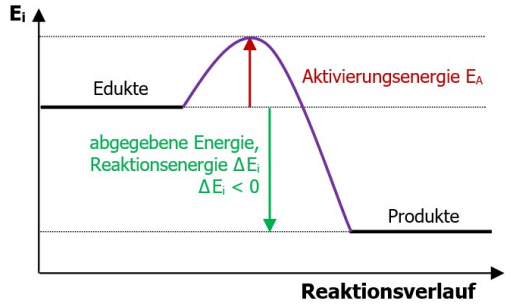


Energiediagramm

exotherme Reaktion

Die **Änderung der inneren Energie** eines Systems bei chemischen Reaktionen kann durch ein Energiediagramm dargestellt werden.

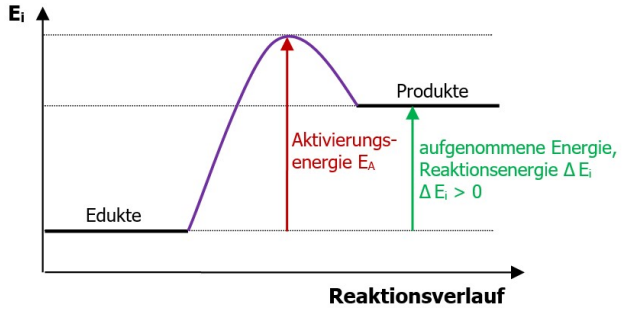
z. B. exotherme Reaktion



Energiediagramm

endotherme Reaktion

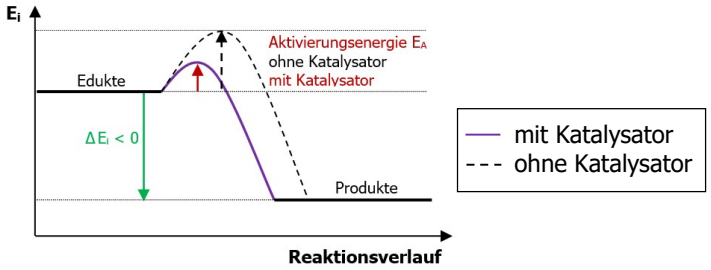
endotherme Reaktion



Katalysator

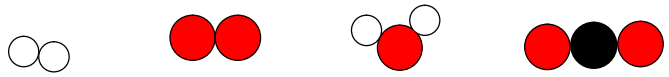
Ein Katalysator ist ein Stoff, der

- die **Aktivierungsenergie herabsetzt**
- die Reaktion **beschleunigt** und
- nach der Reaktion **unverändert** vorliegt.



Molekül

Teilchen, die aus mindestens zwei Nichtmetall-Atomen bestehen, werden als Moleküle bezeichnet. Moleküle von Elementen bestehen aus gleichartigen Atomen (H_2, O_2, F_2, Br_2, I_2, N_2, Cl_2), Moleküle von Verbindungen aus verschiedenartigen Atomen (z. B. NH_3, H_2O, CO_2, CH_4).

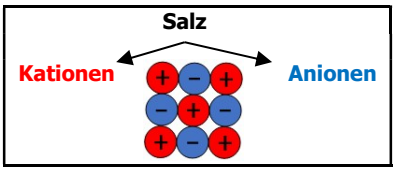


Wasserstoff-molekül | Sauerstoff-molekül | Wasser-molekül | Kohlenstoffdioxid-molekül

Salze

Kationen und Anionen

Atom-Ionen und Molekül-Ionen



z. B.

$NaCl$: Na^+ ↔ Cl^-

NH_4Cl: NH_4^+ ↔ Cl^-

$Ca(NO_3)_2$: Ca^{2+} ↔ $2\ NO_3^-$

Salze: Verbindungen aus Ionen

Kationen:
positiv geladene Ionen
(meist Metall-Kationen)

Anionen:
negativ geladene Ionen
(meist Nichtmetall-Anionen)

Atom-Ionen
z. B.: Na^+, Ca^{2+}, Cl^-

Molekül-Ionen
z. B.: NH_4^+, SO_4^{2-}, NO_3^-

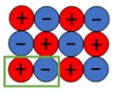
Molekül-Ionen

Name des Molekül-Ions	Formel
Ammonium-Ion	NH_4^+
Carbonat-Ion	CO_3^{2-}
Hydrogencarbonat-Ion	HCO_3^-
Hydroxid-Ion	OH^-
Nitrat-Ion	NO_3^-
Nitrit-Ion	NO_2^-
Permanganat-Ion	MnO_4^-
Phosphat-Ion	PO_4^{3-}
Sulfat-Ion	SO_4^{2-}
Sulfit-Ion	SO_3^{2-}

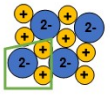
Verhältnisformel

Molekülformel

Die **Verhältnisformel** gibt das **Zahlenverhältnis** der **Kationen und Anionen** in einem Salz an.

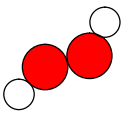


NaCl

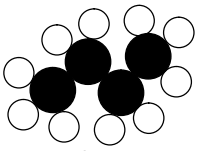


Li_2O

Die **Molekülformel** gibt an, aus **wie vielen Nicht-metall-Atomen** ein Molekül jeweils besteht.



H_2O_2
(Wasserstoff-peroxidmolekül)



C_4H_{10}
(Butan-molekül)

Homologe Reihe der Alkane

Alkan-Moleküle bestehen aus C- und H-Atomen.
(allgemeine Formel: C_nH_{2n+2})

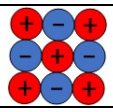
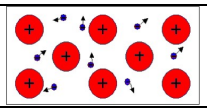
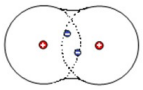
Homologe Reihe:

Name	Formel
Methan	CH_4
Ethan	C_2H_6
Propan	C_3H_8
Butan	C_4H_{10}
Pentan	C_5H_{12}
Hexan	C_6H_{14}
Heptan	C_7H_{16}
Oktan	C_8H_{18}
Nonan	C_9H_{20}
Decan	$C_{10}H_{22}$

Chemische Bindung

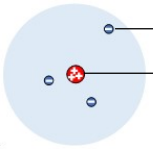
- Ionenbindung
- Metallbindung
- Elektronenpaarbindung

Jede chemische Bindung beruht auf den Wechselwirkungen (Anziehungs- und Abstoßungskräfte) zwischen positiven und negativen Ladungen.

	Ionenbindung	**Metallbindung**	**Elektronen-paarbindung**
positive Teilchen	Kationen ⊕	Atomrümpfe ⊕	Atomkerne ⊕
negative Teilchen	Anionen ⊖	freie, bewegliche Elektronen ⊖	Bindungs-elektronen ⊖
			

Atom

$^{A}_{Z}X$



Atomhülle: Elektronen e^-

Atomkern:
Protonen p^+ und Neutronen n

Allgemein: $^{A}_{Z}X$

Bsp.: $^{7}_{3}Li$
(Lithiumatom)

3 p^+, 4 n, 3 e^-

Relative Atommasse: m_a (Li) = 7 u

Protonenzahl Z definiert die Atomart (auch Ordnungszahl, Elektronenzahl bei ungeladenen Atomen, Kernladungszahl).

Nukleonenzahl A (Massenzahl)
A = Zahl der Protonen + Neutronen

Teilchenmasse

(Atom-, Molekül-, Ionenmasse)

Die Masse eines Teilchens (Atom, Molekül, Ion) kann in der Einheit Gramm g oder in der **atomaren Masseneinheit u** angegeben werden.

Ein u ist definiert als der 12. Teil der Masse eines Kohlenstoffatoms ^{12}C.

Umrechnung: $1\ u = 1{,}66 \cdot 10^{-24}\ g$

$1\ g = 6{,}022 \cdot 10^{23}\ u$

Die relative Atommasse kann aus dem Periodensystem abgelesen werden (Massenzahl).
Bsp.: m_a (Na) = 23 u m_a (P) = 31 u

Stoffmenge n

[n] = 1 mol

Angabe der Quantität einer Stoffportion durch:
Masse m, Volumen V, Teilchenanzahl N, Stoffmenge n

Bsp.:

V (H_2O) = 1 l

m (H_2O) = 1000 g

Wasser (4 °C)

n (H_2O) = 55,5 mol

N (H_2O) = $3{,}34 \cdot 10^{25}$ (Teilchen)

Die **Stoffmenge n** ist zur Teilchenanzahl N proportional.

1 mol entspricht $6{,}022 \cdot 10^{23}$ Teilchen

$$N = n \cdot 6{,}022 \cdot 10^{23}\ \frac{1}{mol}$$

Zusammenhang zwischen

Quantitäts- und Umrechnungsgrößen

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

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

$$N = n \cdot N_A$$

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

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

Größe/Konstante	Symbol	Einheit/Wert
Stoffmenge	n	mol
Masse	m	g
Molare Masse	M	$\frac{g}{mol}$
Volumen	V	l
Molares Volumen	V_m	$\frac{l}{mol}$ Gase: 22,4 $\frac{l}{mol}$
Teilchenanzahl	N	-
Dichte	ρ	$\frac{g}{l} = \frac{g}{cm^3}$
Avogadrokonstante	N_A	$6{,}022 \cdot 10^{23} \frac{1}{mol}$
ab 10 NTG/10 WWG: Konzentration	c	$\frac{mol}{l}$

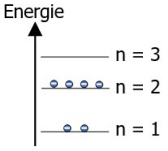
Atommodelle

- Modell nach Dalton
- Energiestufenmodell
- Orbitalmodell

z. B. H-Atom, C-Atom

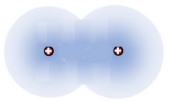
Atommodell nach Dalton

Atom als kompakte Kugel



Energiestufenmodell

- Elektronen der Atomhülle auf Energiestufen verteilt
- maximale Besetzung eine Energiestufe mit $2n^2$ Elektronen



Molekülorbital

Orbital: Raum um den Atomkern, in welchem ein Elektron mit hoher Wahrscheinlichkeit anzutreffen ist. Besetzung mit maximal 2 Elektronen.

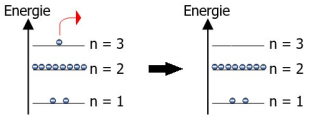
Orbitalmodell: Elektronenpaarbindung entsteht durch Verschmelzen zweier Atomorbitale zu einem Molekülorbital.

Edelgaskonfiguration

Edelgaskonfiguration: Atome bzw. Ionen in Verbindungen haben die gleiche Zahl an Elektronen auf den Energiestufen wie die Edelgas-Atome. Edelgas-Atome haben acht Valenzelektronen (Elektronen der obersten Energiestufe). *Ausnahme: Helium-Atom: zwei*

Entstehung von **Ionen durch Aufnahme oder Abgabe von Elektronen**

$$Na \rightarrow Na^+ + 1\,e^-$$



Ausbildung einer **Elektronenpaarbindung durch gemeinsames Elektronenpaar**

Oxidation und Reduktion

Oxidation: Abgabe von Elektronen (Erhöhung der Oxidationszahl)

Reduktion: Aufnahme von Elektronen (Erniedrigung der Oxidationszahl)

Elektronendonator: Teilchen, das Elektronen abgibt und dabei selbst oxidiert wird (Stoff, dessen Teilchen Elektronen abgeben = Reduktionsmittel)

Elektronenakzeptor: Teilchen, das Elektronen aufnimmt und dabei selbst reduziert wird (Stoff, dessen Teilchen Elektronen aufnehmen = Oxidationsmittel)

Elektrolyse

Batterie

Elektrolyse:
Redox-Reaktion wird durch Zufuhr von elektrischer Energie erzwungen.

Batterie:
Redox-Reaktion setzt elektrische Energie frei.

Elektrolyse	Batterie
$Zn^{2+} + 2\,I^- \rightarrow Zn + I_2$ $\Delta E_i > 0$ **erzwungen**	$Zn + I_2 \rightarrow Zn^{2+} + 2\,I^-$ $\Delta E_i < 0$ **freiwillig**

Donator-Akzeptor-Reaktion

- Protolyse-Reaktion
- Redox-Reaktion

Fast alle chemischen Reaktionen können als Donator-Akzeptor-Reaktionen beschrieben werden.

- **Redox-Reaktion:** Elektronen werden übertragen
- **Protolyse-Reaktion:** Protonen werden übertragen

	Donator	**Akzeptor**
Redox-Reaktion	Teilchen des Reduktionsmittels	Teilchen des Oxidationsmittels
Protolyse-Reaktion	Säure	Base

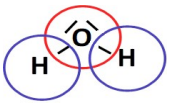
Valenzstrichformel

Strukturformel

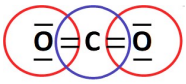
Valenzstrichformeln enthalten Striche zur Symbolisierung binden- der und nicht-bindender Elektronenpaare. Alle Atome im Molekül besitzen die Edelgaskonfiguration.

Die **Strukturformel** entspricht der Valenzstrichformel, zeigt aber auch die Bindungswinkel/den räumlichen Bau.

Bsp.: Wasser-Molekül
(O-Atom: 8 Valenzelektronen
H-Atom: 2 Valenzelektronen)



Bsp.: Kohlenstoffdioxid-Molekül
(C-Atom: 8 Valenzelektronen
O-Atom: 8 Valenzelektronen)

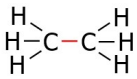
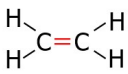
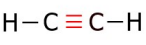


Elektronenpaarbindung

Einfachbindung | Mehrfachbindung

Eine Elektronenpaarbindung kommt durch die Verschmelzung von zwei (mit je einem Elektron besetzten) Atomorbitalen zu einem Molekülorbital (mit zwei Elektronen besetzt) zustande.

Bei Einfachbindungen ist eine Drehung der Molekülteile gegeneinander möglich, Doppelbindungen lassen keine freie Drehung zu.

	Einfachbindung	**Doppelbindung**	**Dreifachbindung**
Bsp.:			

Kohlenwasserstoffe

- Alkane
- Alkene
- Alkine

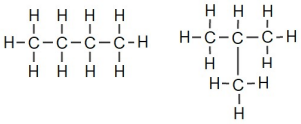
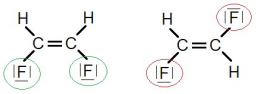
Die Moleküle der Kohlenwasserstoffe bestehen nur aus Kohlenstoff- und Wasserstoff-Atomen.

Kohlenwasserstoff	**Alkan**	**Alken**	**Alkin**
Elektronenpaarbindungen im Molekül	nur Einfachbindungen	mind. eine Doppelbindung	mind. eine Dreifachbindung
Allgemeine Formel *(1 Mehrfachbindung pro Molekül, keine ringförmigen Moleküle)*	C_nH_{2n+2}	C_nH_{2n}	C_nH_{2n-2}

Isomerie

Isomerie:

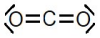
Moleküle sind Isomere, wenn sie die **gleiche Molekülformel** besitzen, aber unterschiedlich aufgebaut sind.

Konstitutionsisomerie	Stereoisomerie
gleiche Molekülformel, aber unterschiedliche **Verknüpfung** der Atome *z. B. C_4H_{10}* 	**gleiche Molekülformel**, aber unterschiedliche räumliche **Anordnung** der Atome *z. B. E-/Z-Isomerie (an Doppelbindungen)* 

Räumlicher Bau von Molekülen

Valenzelektronenpaarabstoßungsmodell:

- Alle Atome am Zentralatom haben den größtmöglichen Abstand zueinander.
- Nicht-bindende Elektronenpaare haben einen größeren Raumbedarf als bindende Elektronenpaare.

Strukturbezeichnung	**tetraedrisch**	**trigonal pyramidal**	**trigonal planar**	**gewinkelt**	**linear**
Strukturformel					

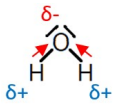
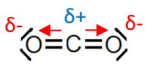
Elektronegativität EN

Elektronegativität

- Maß für die Fähigkeit eines Atoms in einem Molekül, bindende Elektronenpaare an sich zu ziehen
- Zahlenwert aus Periodensystem ablesbar
- Atom mit der höchsten EN: Fluor-Atom
- Eine Elektronenpaarbindung ist umso polarer, je größer die Elektronegativitätsdifferenz Δ EN zwischen den Atomen ist.

Dipol-Moleküle

Dipol-Moleküle besitzen eine Molekülpolarität, d. h. die positiven und negativen Partialladungen heben sich durch einen unsymmetrischen Molekülbau nicht auf.

Bsp.: H_2O-Molekül 	Bsp.: CO_2-Molekül 
Δ EN (O-H) = 1,2 → polare Elektronenpaar-bindung **unsymmetrische Verschiebung der Elektronen** innerhalb des Moleküls → **Dipol-Molekül**	Δ EN (C-O) = 0,9 → polare Elektronenpaar-bindung **symmetrische Verschiebung der Elektronen** innerhalb des Moleküls → **kein Dipol-Molekül**

Wechselwirkungen zwischen Teilchen

- London-Dispersions-Wechselwirkungen
- Dipol-Dipol-Wechselwirkungen
- Wasserstoffbrücken

London-Dispersions-Wechselwirkungen

- Wechselwirkungen zwischen temporären Dipolen
- treten zwischen allen Molekülen auf (auch denen, die keine Dipolmoleküle sind), z. B. zwischen F_2-Molekülen

Dipol-Dipol-Wechselwirkungen

- Wechselwirkungen zwischen permanenten Dipol-Molekülen, z. B. zwischen HCl-Molekülen

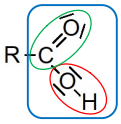
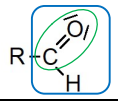
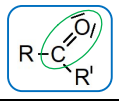
Wasserstoffbrücken

- Wechselwirkungen zwischen einem positiv polarisierten H-Atom (δ+) und einem F-/O-/N-Atom eines anderen Moleküls, z. B. zwischen H_2O-Molekülen

Stärke der Wechselwirkungen nimmt zu

Funktionelle Gruppen

Eine funktionelle Gruppe ist ein für eine Verbindungsklasse typischer Molekülteil. Sie bestimmt maßgeblich die Stoffeigenschaften und das Reaktionsverhalten einer Verbindung.

Alkohole	Carbonsäuren
Hydroxy-Gruppe	 Carboxy-Gruppe ➢ Carbonyl-Gruppe ➢ Hydroxy-Gruppe
Aldehyde	**Ketone**
 Aldehyd-Gruppe ➢ Carbonyl-Gruppe	 Keto-Gruppe ➢ Carbonyl-Gruppe

Säure

Base

Ampholyt

Säure: Teilchen, das ein Proton (H^+) abgeben kann (**Protonendonator**). Eine Säure enthält immer ein polar gebundenes Wasserstoffatom.
z. B. HCl-Molekül

Base: Teilchen, das ein Proton aufnehmen kann (**Protonenakzeptor**). Eine Base enthält immer ein nicht ein nicht-bindendes Elektronenpaar.
z. B. Cl^--Ion

Ampholyt: Teilchen, das je nach Reaktionspartner als Säure oder Base reagiert.
z. B. H_2O-Molekül

Wichtige Säuren
Teil 1

H^+

Säure		korrespondierende Base	
Name	*Formel*	*Name*	*Formel*
Wasserstoffchlorid-Molekül	HCl	Chlorid-Ion	Cl^-
Salpetersäure-Molekül	HNO_3	Nitrat-Ion	NO_3^-
Molekül der salpetrigen Säure	HNO_2	Nitrit-Ion	NO_2^-
Oxonium-Ion	H_3O^+	Wasser-Molekül	H_2O
Kohlensäure-Molekül	H_2CO_3	Hydrogencarbonat-Ion	HCO_3^-
Hydrogencarbonat-Ion	HCO_3^-	Carbonat-Ion	CO_3^{2-}

Wichtige Säuren
Teil 2

Säure		korrespondierende Base	
Name	*Formel*	*Name*	*Formel*
Schwefelsäure-Molekül	H_2SO_4	Hydrogensulfat-Ion	HSO_4^-
Hydrogensulfat-Ion	HSO_4^-	Sulfat-Ion	SO_4^{2-}
Molekül der schwefligen Säure	H_2SO_3	Hydrogensulfit-Ion	HSO_3^-
Hydrogensulfit-Ion	HSO_3^-	Sulfit-Ion	SO_3^{2-}
Diwasserstoffsulfid-Molekül	H_2S	Hydrogensulfid-Ion	HS^-
Hydrogensulfid-Ion	HS^-	Sulfid-Ion	S^{2-}
Phosphorsäure-Molekül	H_3PO_4	Dihydrogenphosphat-Ion	$H_2PO_4^-$
Dihydrogenphosphat-Ion	$H_2PO_4^-$	Hydrogenphosphat-Ion	HPO_4^{2-}
Hydrogenphosphat-Ion	HPO_4^{2-}	Phosphat-Ion	PO_4^{3-}

Wichtige Basen

H^+

Base		korrespondierende Säure	
Name	*Formel*	*Name*	*Formel*
Ammoniak-Molekül	NH_3	Ammonium-Ion	NH_4^+
Hydroxid-Ion	OH^-	Wasser-Molekül	H_2O

Saure Lösung

Basische Lösung

Neutrale Lösung

Saure Lösungen sind wässrige Lösungen, die **Oxonium-Ionen (H_3O^+)** als charakteristische Teilchen enthalten. Diese entstehen durch die Reaktion von Säuren mit Wasser-Molekülen.

Basische Lösungen sind wässrige Lösungen, die **Hydroxid-Ionen (OH^-)** als charakteristische Teilchen enthalten. Diese entstehen durch die Reaktion von Basen mit Wasser-Molekülen.

Neutrale Lösungen enthalten gleich viele **Oxonium-Ionen** und **Hydroxid-Ionen**: $n(H_3O^+) = n(OH^-)$

pH-Wert

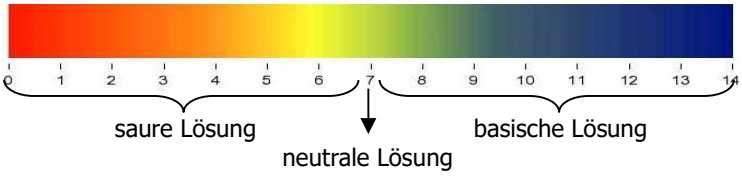
Stoff - Teilchen | Donator - Akzeptor | Energie
Gleichgewicht | Struktur - Eigenschaften
10 NTG / 10 WWG | 41

Der pH-Wert ist ein Maß für den sauren, neutralen oder basischen Charakter einer wässrigen Lösung. Er ist definiert als der negativ dekadische Logarithmus der Oxonium-Ionen-Konzentration:

$$\mathbf{pH = - \lg c(H_3O^+)}$$

Bsp.: Cola: $c\,(H_3O^+) = 10^{-3}\,\frac{mol}{l} \rightarrow pH = 3$

pH-Skala, Färbung mit Universalindikatorlösung:



Neutralisation

Stoff - Teilchen | Donator - Akzeptor | Energie
Gleichgewicht | Struktur - Eigenschaften
10 NTG / 10 WWG | 42

Bei einer Neutralisationsreaktion reagieren gleiche Stoffmengen von Oxonium- und Hydroxid-Ionen miteinander zu Wasser-Molekülen.

$$H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2\,H_2O$$

Werden saure und basische Lösungen (jeweils gleiche Stoffmengen an Oxonium- bzw. Hydroxidionen) zusammengegeben, entsteht eine neutrale Salzlösung:

	saure Lösung	+	**basische Lösung**	→	**Wasser**	+	**Salz-lösung**
z. B.:	$HCl_{(aq)}$	+	$NaOH_{(aq)}$	→	$H_2O_{(l)}$	+	$NaCl_{(aq)}$

Säure-Base-Titration

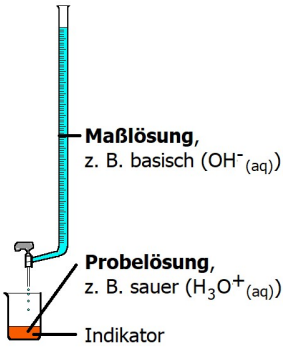
Stoff - Teilchen | Donator - Akzeptor | Energie
Gleichgewicht | Struktur - Eigenschaften
10 NTG / 10 WWG | 43

Titration: Verfahren zur Bestimmung der unbekannten Konzentration einer (z. B. sauren) Lösung (Probelösung).
Dabei wird schrittweise eine (z. B. basische) Lösung bekannter Konzentration (Maßlösung) zugetropft.

Am **Äquivalenzpunkt ÄP**, der an der Änderung der Indikatorfarbe zu erkennen ist, gilt:

$$\mathbf{n\,(H_3O^+) = n\,(OH^-)}$$

$$(n = c \cdot V)$$



Oxidationszahl

Stoff - Teilchen | Donator - Akzeptor | Energie
Gleichgewicht | Struktur - Eigenschaften
10 NTG / 10 WWG | 44

Die Oxidationszahlen helfen beim Erkennen von Redoxreaktionen. Sie werden in römischen Zahlen über den Atomartensymbolen angegeben. Regeln zur Bestimmung der Oxidationszahl:

1. *Atome von Elementen/in Elementmolekülen haben die Oxidationszahl 0.*	0 C, 0 N_2
2. *Bei Atom-Ionen entspricht die Oxidationszahl der Ionenladungszahl.*	-I I^-, +III Al^{3+}
3. *Die Summer der Oxidationszahlen aller Atome in einem Molekül ergibt 0. In einem Molekül-Ion entspricht sie der Ladungszahl des Molekül-Ions.*	+IV -I CF_4
4. *Meist haben die Atome in Verbindungen folgende Oxidationszahlen:* *F-Atom: -I* *H-Atom: +I* *O-Atom: -II* *Cl-/Br-/I-Atom: -I*	+VII -II MnO_4^-

Elektrophil - Nukleophil

Das Prinzip der **Donator-Akzeptor-Reaktionen** kann auf Elektronenpaare angewendet werden:

Nukleophil („kernliebendes Teilchen"):
Teilchen, das ein Elektronenpaar für eine neue Elektronenpaarbindung zur Verfügung stellen kann (Elektronendonator).

Elektrophil („elektronenliebendes Teilchen"):
Teilchen, das mit einem solchen Elektronenpaar in Wechselwirkung treten kann (Elektronenakzeptor).

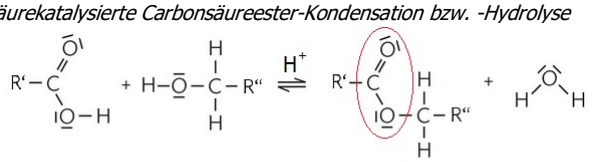
Kondensationsreaktion

Hydrolysereaktion

Kondensationsreaktion:
Zwei Moleküle reagieren zu einem größeren Molekül; dabei wird ein weiteres, kleines Molekül (z. B. Wasser-Molekül) gebildet.

Hydrolysereaktion:
Eine chemischen Verbindung wird durch die Reaktion mit Wasser gespalten (Umkehrreaktion der Kondensationsreaktion).

z. B. säurekatalysierte Carbonsäureester-Kondensation bzw. -Hydrolyse



Carbonsäure-Molekül | Alkohol-Molekül | Carbonsäureester-Molekül | Wasser-Molekül