

Den Stoffen analytisch auf der Spur

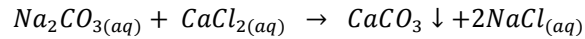
Fällungsreaktion

Chemische Reaktion, bei der gelöst vorliegende Edukte ein schwerlösliches Produkt bilden, das als Niederschlag ausfällt.

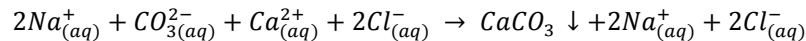
Symbole: gelöst="(aq)"; Niederschlag="↓" oder "(s)"

Beispiel:

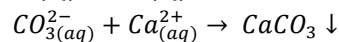
Stoffgleichung:



Ionengleichung:



Kurzform:



Die Ionen, die in gleicher Anzahl auf der Edukt- und Produktseite der Ionengleichung vorkommen, bezeichnet man als *Begleit-Ionen*; sie werden in der Kurzform weggelassen.

Flammenfärbung

Manche Metallionen färben die Flamme eines Bunsenbrenners.

Man verwendet die Flammenfärbung daher als Vorprobe bei der Stoffanalyse.

Durch die Hitze der Flamme nehmen die Elektronen Energie auf und werden so auf eine weiter außen liegende Schale angehoben. Beim Zurückfallen geben sie die aufgenommene Energie als Licht bestimmter Wellenlänge wieder ab.

Beispiele: Natrium (gelb); Lithium (rot); Barium (grün); Calcium (rot)

Nachweis molekular gebauter Stoffe

H₂: Knallgasprobe (siehe Grundwissen 8.Klasse)

O₂: Glimmspanprobe (siehe Grundwissen 8.Klasse)

CO₂: Kalkwasserprobe (siehe Grundwissen 8.Klasse)

H₂O: Die zu testende Substanz wird mit wasserfreiem Cu(II)-sulfat (weiß) versetzt. Ist Wasser enthalten, wird eine Blaufärbung sichtbar.

I₂: Die zu testende Substanz wird mit Stärkelösung versetzt.

Bei Anwesenheit von I₂ färbt sich die vorher farblose Stärkelösung blau.

Nachweis von Halogenid-Ionen

Vermutet man in einer Lösung die Halogenid-Ionen Cl⁻, Br⁻ oder I⁻, so gibt man

Silbernitratlösung (AgNO_{3(aq)}) zu. Sind diese Ionen vorhanden, so entsteht ein Niederschlag.

Ion	Niederschlag
Cl ⁻	weiß
Br ⁻	leicht gelblich
I ⁻	gelb

Quantitative Aspekte chemischer Reaktionen

Atommasse m_a und Molekülmasse

Größe für die Masse von Atomen bzw. Molekülen

Symbol: " m_a "

Einheit: "u" (Unit)

Die Zahlenwerte der Atommassen lassen sich auf der Rückseite des Periodensystems ablesen.

Beispiel: $m_a(\text{K})=39,0983\text{u}$

$m_a(\text{NH}_3)=(14,0067\text{u}+3\cdot 1,0079\text{u})=17,0304\text{u}$

Stoffmenge

Größe für die Anzahl von Teilchen

Symbol: "n"

Einheit: "mol"

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

Avogadro-Konstante

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{mol}}$$

Molare Masse

Masse von 1 Mol eines Stoffes

Symbol: "M"

Einheit: " $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$ "

Beispiel: $M(\text{Na}_2\text{SO}_4)$

Addiere die Zahlenwerte der Atommassen entsprechend der Indizes und verwende die

Einheit $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$!

$$M(\text{Na}_2\text{SO}_4)=(2 \cdot 23,0 + 32,1 + 4 \cdot 16,0) \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 142,1 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \quad (\text{auf 1 Dezimalstelle genau})$$

Molares Volumen

Das Volumen, das 1 mol eines Gases einnimmt.

Symbol " V_m "

Einheit " $\frac{\text{l}}{\text{mol}}$ "

Im Normzustand (0°C ; 1013hPa) gilt: $V_m = 22,4 \frac{\text{l}}{\text{mol}}$

wichtige Formeln

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

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

$$n = \frac{N}{N_A}$$

n=Stoffmenge

m= Masse

V= Volumen

N = Teilchenanzahl

M= Molare Masse

V_m = Molares Volumen

N_A = Avogadro-Konstante

Reaktionsenergie

= die bei einer chemischen Reaktion umgesetzte Energie

Symbol " ΔE_i "

Einheit "kJ" oder " $\frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$ "

exotherme Reaktion $\Rightarrow \Delta E_i < 0$

endotherme Reaktion $\Rightarrow \Delta E_i > 0$

Molekülstruktur und Stoffeigenschaften

Orbital

Der Raum, in dem sich ein Elektron mit größtmöglicher Wahrscheinlichkeit aufhält.

Elektronenpaarabstoßungsmodell

Dieses Modell ermöglicht eine Vorhersage der räumlichen Struktur eines Moleküls.

Regel 1: Jedes Elektronenpaar (bindend oder nichtbindend) entspricht einem Orbital (=Elektronenwolke).

Da diese Orbitale somit alle eine negative Ladung besitzen, stoßen sie sich gegenseitig ab.

Räumlich nehmen sie daher den größtmöglichen Abstand voneinander ein.

Regel 2: Nichtbindende Elektronenpaare benötigen mehr Raum als bindende.

Grund: Bindende Elektronenpaare werden von 2 Kernen, nichtbindende nur von einem Kern angezogen.

räumliche Grundstrukturen

tetraedrisch	pyramidal	trigonal-planar	gewinkelt	linear
CH ₄	NH ₃	SO ₃	H ₂ O	CO ₂
$\angle HCH \approx 109,5^\circ$	$\angle HNH \approx 107,3^\circ$	$\angle OSO = 120^\circ$	$\angle HOH \approx 104,5^\circ$	$\angle OCO = 180^\circ$

Elektronegativität (EN)

Sie ist ein Maß für die Fähigkeit eines Atoms, Elektronen in einer Atombindung (= kovalente Bindung = Elektronenpaarbindung) an sich zu ziehen.

Das elektronegativste Atom ist das Fluor-Atom.

Faustregel: Die EN steigt von links nach rechts und von unten nach oben im Periodensystem.

polare / unpolare Atombindung

Betrachtet man die Elektronegativitätsdifferenz (ΔEN) zweier durch Atombindung gebundener Atome, so gibt es zwei Möglichkeiten:

$\Delta EN = 0 \Rightarrow$ unpolare Atombindung; die bindenden Elektronen sind gleichmäßig verteilt.

Beispiel: H–H

$\Delta EN \neq 0 \Rightarrow$ polare Atombindung; der elektronegativere Partner zieht die bindenden Elektronen mehr zu sich.

Beispiel: H–F : Die Ungleichverteilung wird gern durch einen "Keil" symbolisiert:

$EN(H)=2,20$; $EN(F)=3,98$;

Dipol

Durch polare Atombindungen in einem Molekül kann sich insgesamt eine Ungleichverteilung der Ladungen ergeben und damit ein positives und ein negatives Ende.

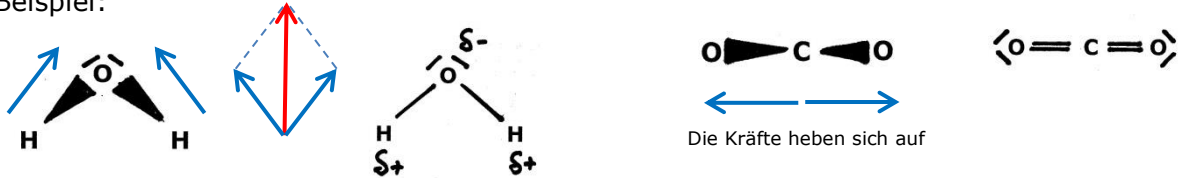
Das Molekül besitzt Partialladungen (=Teilladungen).

Symbol: $\delta +$ (*delta plus*); $\delta -$ (*delta minus*)

Durch Symmetrie kann trotz polarer Atombindung ein unpolares Molekül vorliegen.

Grund: Kräfte sind vektorielle Größen \Rightarrow Addition im "Kräfteparallelogramm"

Beispiel:



H₂O = Dipol
EN(H)=2,20; EN(O)=3,44;

CO₂ = kein Dipol
EN(C)=2,55; EN(F)=3,44;

inter- und intramolekulare Bindungskräfte

inter = zwischen		intra = innerhalb
van-der-Waals-Kräfte		polare Atombindung
Dipol-Dipol-Wechselwirkungen		unpolare Atombindung
Wasserstoffbrücken		

Van-der-Waals-Kräfte

- zwischen unpolaren Molekülen
- Die regellose Bewegung der Elektronen in den Orbitalen führt immer wieder zu kurzzeitiger, unsymmetrischer Ladungsverteilung. \Rightarrow spontaner Dipol
- Die spontanen Dipole beeinflussen die Elektronenverteilung der Nachbarmoleküle und begünstigen dort unsymmetrische Ladungsverteilungen. \Rightarrow induzierter Dipol
- Die Anziehungskräfte sind nur für winzige Zeitspannen vorhanden, treten an verschiedenen Stellen aber immer wieder auf. \Rightarrow Van-der-Waals-Kräfte wirken umso besser, je größer die gemeinsame Oberfläche der Moleküle ist.
- Die schwächsten intermolekularen Bindungskräfte.

Dipol-Dipol-Wechselwirkungen

- zwischen polaren Molekülen
- permanenter Dipol \Rightarrow gegenseitige Anziehung
- stärkere Bindungskräfte als die van-der-Waals-Kräfte

Wasserstoffbrückenbindungen

- zwischen Molekülen, in denen H-Atome an N-, O- oder F-Atome gebunden sind.
- Die Elektronegativitätsdifferenz in den Bindungen N-H, O-H und F-H ist besonders groß. \Rightarrow es liegen besonders starke (permanente) Dipole vor
- Wasserstoffbrückenbindungen sind besonders starke Dipol-Dipol-Wechselwirkungen.

Saure, basische und neutrale Lösungen

Säure-Base-Indikatoren

Mit Säure-Base-Indikatoren kann man anhand der Farbe saure, basische und neutrale Lösungen unterscheiden.

Universalindikatoren erlauben sogar Aussagen darüber, wie stark sauer oder basisch eine Lösung ist (als Faustregel gilt: orange→rot: sauer; grün→blau: basisch).

Säure / saure Lösung

Säure = Stoff, der Protonen abgeben kann (Protonendonator)

saure Lösung = Lösung einer Säure in Wasser;

sie enthält stets Oxonium-Ionen (H_3O^+ -Ionen)

Beispiel: $HCl_{(g)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$

$HCl_{(g)}$ = Säure: Chlorwasserstoff ; $H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)} = HCl_{(aq)}$ = saure Lösung

Wichtige Säuren und ihre Anionen

Name	Formel	Anion	Formel
Salzsäure	HCl	Chlorid-Ion	Cl^-
Kohlensäure	H_2CO_3	Hydrogencarbonat-Ion	HCO_3^-
		Carbonat-Ion	CO_3^{2-}
Salpetersäure	HNO_3	Nitrat-Ion	NO_3^-
Salpetrige Säure	HNO_2	Nitrit-Ion	NO_2^-
Schwefelsäure	H_2SO_4	Hydrogensulfat-Ion	HSO_4^-
		Sulfat-Ion	SO_4^{2-}
Schweflige Säure	H_2SO_3	Hydrogensulfit-Ion	HSO_3^-
		Sulfit-Ion	SO_3^{2-}
Phosphorsäure	H_3PO_4	Dihydrogenphosphat-Ion	$H_2PO_4^-$
		Hydrogenphosphat-Ion	HPO_4^{2-}
		Phosphat-Ion	PO_4^{3-}
Phosphorige Säure	H_3PO_3	Dihydrogenphosphit-Ion	$H_2PO_3^-$
		Hydrogenphosphit-Ion	HPO_3^{2-}
		Phosphit-Ion	PO_3^{3-}

Base / alkalische Lösung

Base = Stoff, der Protonen aufnehmen kann (Protonenakzeptor)

basische Lösung = Lösung einer Base in Wasser;

sie enthält stets Hydroxid-Ionen (OH^- -Ionen)

Beispiel: $NH_3_{(g)} + H_2O_{(l)} \rightarrow NH_4^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$

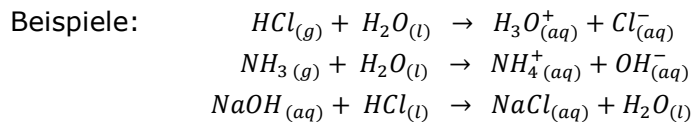
$NH_3_{(g)}$ = Base: Ammoniak ; $NH_4^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} = NH_3_{(aq)}$ = basische Lösung

wichtige Basen

Name	Formel	Kation	Formel
Ammoniak	NH_3	Ammonium-Ion	NH_4^+
Natronlauge	NaOH		
Kalilauge	KOH		
Kalkwasser	$Ca(OH)_2$		
Barytwasser	$Ba(OH)_2$		

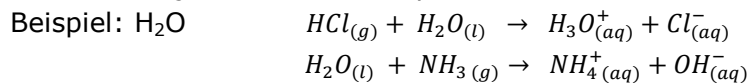
Protolyse = Säure-Base-Reaktion

= Reaktion mit Protonenübergang

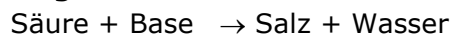


Ampholyt

= Stoff, der je nach Reaktionspartner als Säure oder Base reagieren kann.



Salzbildung



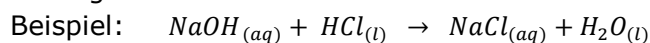
Säure + unedles Metall \rightarrow Salz + Wasserstoff

Metall + Nichtmetall \rightarrow Salz

Neutralisation

= Aufhebung der Basenwirkung (Säurewirkung) durch Säurezusatz (Basenzusatz).

= Reaktion der Oxonium-Ionen einer sauren Lösung mit den Hydroxid-Ionen einer basischen Lösung zu Wasser.



Titration

= Neutralisation einer Säure bzw. Base zur Ermittlung ihrer Konzentration

Äquivalenzpunkt

= Der Punkt einer Titration, an dem so viele H_3O^+ -Ionen (OH^- -Ionen) zugesetzt wurden, wie OH^- -Ionen (H_3O^+ -Ionen) in der Lösung verfügbar waren.

Stoffmengenkonzentration

des Stoffes X: $c(X) = \frac{n(X)}{V(\text{Lösung})} \left[\frac{\text{mol}}{\text{l}} \right]$

pH-Wert

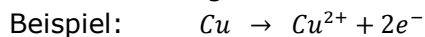
= Maß für die Konzentration der Oxonium-Ionen in einer Lösung.

pH: **0 1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14**
sauer **neutral** **basisch**

Elektronenübergänge

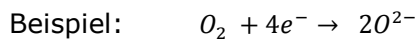
Oxidation

=Elektronenabgabe



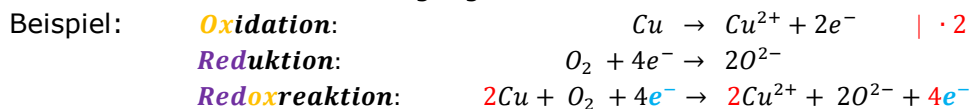
Reduktion

=Elektronenaufnahme



Redoxreaktion

=Reaktion mit Elektronenübergang



Die Anzahl der Elektronen auf der Edukt- und Produktseite ist durch das Multiplizieren der Oxidations-Teilgleichung gleich.
⇒ Man kürzt sie heraus!



Oxidations- und Reduktionsmittel

Oxidationsmittel : oxidiert den Reaktionspartner und wird selbst reduziert

Reduktionsmittel : reduziert den Reaktionspartner und wird selbst oxidiert



Oxidationszahl

Ändern sich bei einer chemischen Reaktion Oxidationszahlen von beteiligten Atomen, so liegt eine Redoxreaktion vor.

- Erhöhung der Oxidationszahl ⇒ Oxidation
- Erniedrigung der Oxidationszahl ⇒ Reduktion

Regeln zur Bestimmung von Oxidationszahlen (OZ)

- (1) Atome von Elementen: OZ = 0
- (2) Atom-Ionen: OZ = Ladung des Ions
- (3) Moleküle / Molekül-Ionen / Salze:
 - a) Metallatome: OZ stets positiv
 - b) Fluor: OZ = -I
 - c) Wasserstoff: OZ = +I
 - d) Sauerstoff: OZ = -II (Ausnahme: In H₂O₂ hat Sauerstoff die OZ = -I)
 - e) Die Summe der OZ = Ladung des Molekül-Ions
 - f) Die Summe der OZ = 0 (Moleküle/ Salze)

Regeln zum Aufstellen von Redoxreaktionen

- (1) Bestimmen der OZ der beteiligten Stoffe! \Rightarrow Oxidation, Reduktion
- (2) Oxidations-Teilgleichung: "Ox: Edukt \rightarrow Produkt"
- (3) Gleiche Anzahl der Atome, die die OZ wechseln, durch passenden Koeffizient herstellen!
- (4) Anzahl der abgegebenen Elektronen aus den OZ bestimmen und dabei die Anzahl der Atome beachten!
- (5) Ausgleich der realen Ladungen mit H_3O^+ (saure Lösung) bzw. OH^- (basische Lösung)!
- (6) Stoffausgleich mit H_2O !
- (7) Analoges Aufstellen der Reduktions-Teilgleichung!
- (8) Multiplikation der Teilgleichungen so, dass die Zahl der Elektronen je gleich ist (kgV)!
- (9) Addition der Teilgleichungen und Vereinfachung!

Elektrolyse

- Analyse mit Hilfe von elektrischem Strom
- Erzwungene Redoxreaktion durch Verwendung von Gleichstrom
- Zwei Elektroden tauchen dazu in eine Lösung, die Ionen enthält (Elektrolyt-Lösung).
- Die Kationen (positiv geladene Ionen) wandern zur Kathode (negative Elektrode), nehmen dort Elektronen auf und werden so entladen.
- Die Anionen (negativ geladene Ionen) wandern zur Anode (positive Elektrode), geben dort Elektronen ab und werden so entladen.
- Durch Elektrolyse lassen sich viele Elemente gewinnen, z.B. Metalle (Cu, Na, ...) oder Gase wie Wasserstoff und Sauerstoff.

