

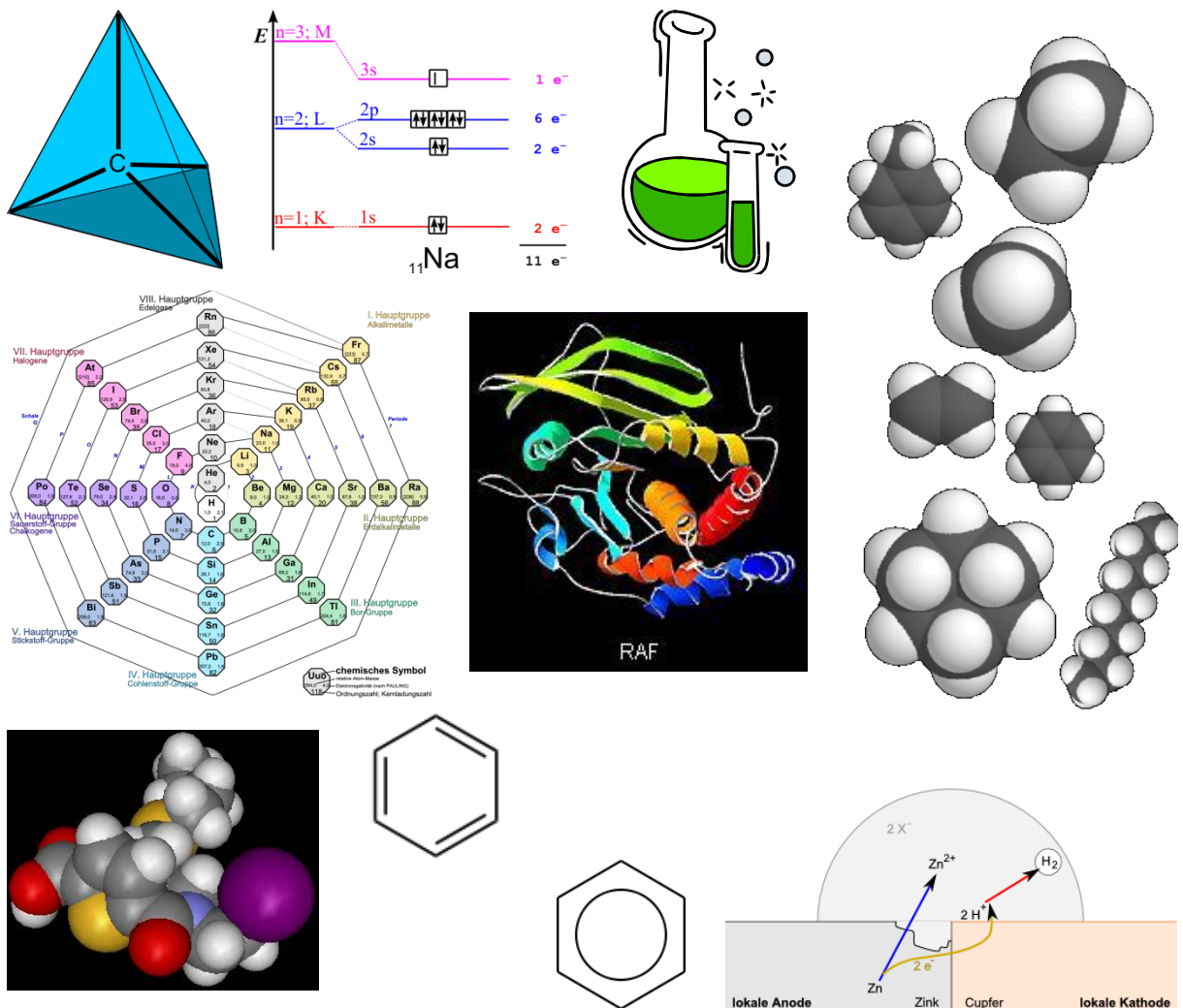
Allgemeine Chemie

mit besonderen Bezügen zur Biologie und Ernährungslehre

in der Sekundarstufe II

Teil 4: Stöchiometrie

Autor: L. Drews

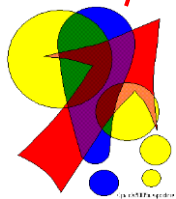


Bilder-Quellen (z.T. nachbearb.): commons.wikimedia.org (Algrech + Van Flamm); UD-Bildschirmshoner; ..., lsp: dre

Version 0.35 (2026) teilredigierte Arbeitsversion!!!

Legende:

mit diesem Symbol werden zusätzliche Hinweise, Tips und weiterführende Ideen gekennzeichnet

**Nutzungsbestimmungen / Bemerkungen zur Verwendung durch Dritte:**

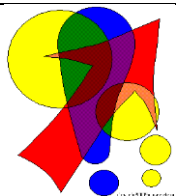
- (1) Dieses Skript (Werk) ist zur freien Nutzung in der angebotenen Form durch den Anbieter (lern-soft-projekt) bereitgestellt. Es kann unter Angabe der Quelle und / oder des Verfassers gedruckt, vervielfältigt oder in elektronischer Form veröffentlicht werden.
- (2) Das Weglassen von Abschnitten oder Teilen (z.B. Aufgaben und Lösungen) in Teildrucken ist möglich und sinnvoll (Konzentration auf die eigenen Unterrichtsziele, -inhalte und -methoden). Bei angemessen großen Auszügen gehören das vollständige Inhaltsverzeichnis und die Angabe einer Bezugsquelle für das Originalwerk zum Pflichtteil.
- (3) Ein Verkauf in jedweder Form ist ausgeschlossen. Der Aufwand für Kopierleistungen, Datenträger oder den (einfachen) Download usw. ist davon unberührt.
- (4) Änderungswünsche werden gerne entgegen genommen. Ergänzungen, Arbeitsblätter, Aufgaben und Lösungen mit eigener Autorenschaft sind möglich und werden bei konzeptioneller Passung eingearbeitet. Die Teile sind entsprechend der Autorenschaft zu kennzeichnen. Jedes Teil behält die Urheberrechte seiner Autorenschaft bei.
- (5) Zusammenstellungen, die von diesem Skript – über Zitate hinausgehende – Bestandteile enthalten, müssen verpflichtend wieder gleichwertigen Nutzungsbestimmungen unterliegen.
- (6) Diese Nutzungsbestimmungen gehören zu diesem Werk.
- (7) Der Autor behält sich das Recht vor, diese Bestimmungen zu ändern.
- (8) Andere Urheberrechte bleiben von diesen Bestimmungen unberührt.

Rechte Anderer:

Viele der verwendeten Bilder unterliegen verschiedensten freien Lizenzen. Nach meinen Recherchen sollten alle genutzten Bilder zu einer der nachfolgenden freien Lizenzen gehören. Unabhängig von den Vorgaben der einzelnen Lizenzen sind zu jedem extern entstandenen Objekt die Quelle, und wenn bekannt, der Autor / Rechteinhaber angegeben.

public domain (pd)	Zum Gemeingut erklärte Graphiken oder Fotos (u.a.). Viele der verwendeten Bilder entstammen Webseiten / Quellen US-amerikanischer Einrichtungen, die im Regierungsauftrag mit öffentlichen Mitteln finanziert wurden und darüber rechtlich (USA) zum Gemeingut wurden. Andere kreative Leistungen wurden ohne Einschränkungen von den Urhebern freigegeben.
gnu free document licence (GFDL; gnu fdl)	
creative commons (cc) 	od. neu ... Namensnennung ... nichtkommerziell ... in der gleichen Form ... unter gleichen Bedingungen

Die meisten verwendeten Lizenzen schließen eine kommerzielle (Weiter-)Nutzung aus!

**Bemerkungen zur Rechtschreibung:**

Dieses Skript folgt nicht zwangsläufig der neuen **ODER** alten deutschen Rechtschreibung. Vielmehr wird vom Recht auf künstlerische Freiheit, der Freiheit der Sprache und von der Autokorrektur des Textverarbeitungsprogramms microsoft® WORD® Gebrauch gemacht. Für Hinweise auf echte Fehler ist der Autor immer dankbar.

Inhaltsverzeichnis:

	Seite
9. Stöchiometrie	5
9.0. Größen und Einheiten	6
SI-Einheiten.....	8
ausgewählte (Chemie-relevante) Natur-Konstanten	8
ausgewählte und abgeleitete SI-Einheiten.....	9
Präfixe zu den SI-Einheiten	11
weitere verwendete Symbole / Größen.....	12
9.1. die Anfänge der quantitativen Betrachtungen chemischer Reaktionen	13
9.1.1. die Proportions-Lehre	13
Gesetz von den äquivalenten Proportionen (RICHTER; 1791).....	13
Gesetz von den konstanten Proportionen (PROUST; 1794).....	14
Gesetz von den multiplen Proportionen (DALTON; 1808)	15
stöchiometrische Wertigkeit.....	16
Methode: Ermitteln des Symboles bzw. der Formel für ein Element	17
Methode: Aufstellen der Formel für eine (anorganische) Verbindung	18
Methode: Aufstellen der Formel für binäre Salze	19
Gesetz von GAY-LUSSAC und HUMBOLDT (1808)	19
Gesetze von GAY-LUSSAC und KELVIN ()	20
BOYLE-MARIOTTESches Gesetz ().....	20
Gesetz von AVOGADRO (1811)	20
Masse m [g, kg, u].....	21
Beziehung relative Atom-Masse zur Molmasse (molaren Masse).....	21
Gesetz von der Erhaltung der Masse (LOMONOSSOW, 1748).....	24
Methode: Aufstellen einer chemischen Gleichung	26
Methode: gravimetrische Analyse einer Verbindung.....	27
Volumen V [l, cm ³ , m ³ , ml]	27
Dichte ρ [g/ml, kg/l].....	27
Stoffmenge n [mol]	28
Molare Masse M [g/mol]	29
Exkurs: Bestimmung der LOSCHMIDT'schen Zahl / AVOGADRO-Konstante	30
Molares Volumen V _M [l/mol].....	31
Regel zum molaren Volumen von Gasen	31
Konzentration c [mol/l, M]	31
Methode: Bestimmung der empirischen Formel und der Summen-Formel	34
9.x. quantitative Analysen	36
9.x.y. Gravimetrie	36
9.1.2. Lösung komplexer Aufgaben	37
9.1.2.1. Lösung komplexer Aufgaben / Probleme über Größen-Karten.....	37
9.1.2.2. Lösung komplexer Aufgaben / Probleme über die Sammlung und Kombination von Größen-Formeln	39
9.x.y. Titration	40
9.x.y.z. Methoden zum Verfolgen von Titrations – Ermitteln des Äquivalenz- Punktes.....	40
9.x.y.z. Säure-Base-Titration	42
Methode: Maßanalyse	46
Methode: Maßanalyse	46
9.x.y.z. Redox-Titrations.....	47
9.x.y.z. Fällungs-Titrations	49
Exkurs: Molekül-Hypothese von AVOGADRO.....	51
Beziehungen zwischen den wichtigen Größen der Stöchiometrie	56
Exkurs: Stöchiometrisches Rechnen a"la "Polytechnische Oberschule der DDR"	57
9.x. Aufgaben (über Aufgaben)	60
Umrechnen von Größen	60
Berechnen von Größen (über die Definitions-Formel)	60

Berechnen von indirekt zusammengehörigen Größen	61
Sachaufgaben / komplexe Aufgaben	61
Aufgaben für die gehobene Anspruchsebene	62
Reserve-Aufgaben	62
9.x. stöchiometrische Größen der technischen Chemie	63
10. Tabellen, Zusammenfassungen, Begriffsbestimmungen	69
10.1. Nomenklatur (Namensgebung)	69
Substitutive und radikalofunktionelle Nomenklatur der wichtigen funktionellen Gruppen.....	72
organische Stoffe und ihre Namen	73
10.2. Namen diverser Chemikalien in verschiedenen Sprachen usw.	74
10.3. Begriffe und Begriffsbestimmungen, Definitionen	76
Literatur und Quellen:	95
Arbeitshilfen, Anhänge und Tabellen (zum Ausdrucken):	98
<i>Beziehungen zwischen den wichtigen Größen der Stöchiometrie (Minimal- Übersicht)</i>	<i>99</i>
<i>Übersicht über quantitative Angaben zu Mischungen / Lösungen.....</i>	<i>100</i>

9. Stöchiometrie

Neben den ganzen chemischen Reaktionen und diversen Stoffen und ihren Eigenschaften interessieren die praktischen Chemiker immer auch um die Menge. Traditionell sind es dabei die Größen Masse und Volumen, die der Wissenschaft durch geeignete Meßgeräte recht einfach zugänglich sind. Unsere chemischen Gleichungen gehen immer von Stoffen allgemein aus, oder wenn man sie Teilchen-mäßig betrachtet von einzelnen Atomen, Ionen, Molekülen usw. Damit haben bzw. hatten wir in der Chemie lange Zeit ein großes Problem. Es gab keine Massen-Angaben für die Teilchen auf atomarer Ebene. Auch das Zählen der Teilchen in einer Stoff-Probe war nicht möglich. Somit konnte man auch nicht sagen, wieviele Teilchen sind dann nun in einem Liter.

Bis zur modernen Stöchiometrie – so heißt der Teil der Chemie, der sich mit den quantitativen Aspekten von chemischen Reaktionen beschäftigt, war es ein langer und harter Weg. Der Begriff leitet sich vom griech. *stoicheion* = "Grundstoff" und *metron* = "Maß" ab. Wenn der Chemiker also von "stöchiometrisch" spricht, dann meint er so viel wie "im richtigen Maß" / "im richtigen Verhältnis".

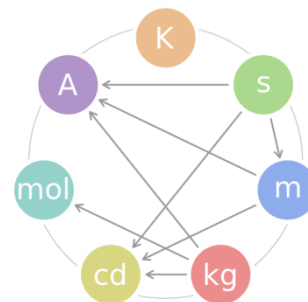
Die wissenschaftliche Basis für die Stöchiometrie wurde im 18. Jahrhundert gelegt. Ausgehend von einfachen Proportions-Regeln über das Gesetz von der Erhaltung der Masse bis zur Definition der Stoffmenge mit ihrer Einheit mol und den abgeleiteten Größen (Molares Volumen, Molare Masse) liegen also knapp 300 Jahre. Heute passiert auf dem Gebiet der Stöchiometrie wenig revolutionäres. Man wird zwar immer genauer und sicherer, aber irgendwelche große Entdeckungen sind wohl nicht mehr zu erwarten.

Definition(en): Stöchiometrie

Die Stöchiometrie ist ein mathematisches System, zur Ermittlung von quantitativen Aussagen über den Verlauf von chemischen Reaktionen.

9.0. Größen und Einheiten

SI-Einheitensystem (Système international d'unités)
elementare physikalische Größen und einem aufeinander
abgestimmten Umrechnungs- und Kombinations-System
Basis-Größen sind Länge [m], Zeit [s], Masse [kg], Stoffmen-
ge [mol], Stromstärke [A], (thermodynamische) Temperatur [K]
und Lichtstärke [cd]



SI-Basis-Einheiten
und ihre Abhängigkeiten
Q: de.wikipedia.org (Dono)

alternative Einheiten-Systeme (cgs-System .. Centimeter-Gramm-Sekunde-Einheiten-System, wird historisch zur Definition bestimmter Einheiten benutzt, praktisch durch SI abgelöst); in der Stöchiometrie aber nicht angewendet

nichtmetrische Systeme aus dem englisch/amerikanischen Sprachbereich werden immer weniger benutzt
meist halten sich solche Systeme nur in alten Wissenschaftler-Schulen oder in Spezialbereichen

Formelzeichen, Symbol, Einheit, Formel für eine (physikalische und / oder chemische) Größe

Vorsätze für Einheiten

Viele Größen der nachfolgenden Tabelle werden später abgeleitet bzw. genauer besprochen. Die Tabelle dient vorrangig der Übersicht und Zusammenstellung von Größen aus der chemischen Vorbildung.

Größe / Begriff	phys. Bedeutung / Bezug	Symbol	Einheit(en)	Bemerkungen / Beispiele / Umrechnungen
Stoffmenge	Zähl-Einheit SI-Einheit	n	mol	
Atom-Masse	phys. Größe	m_A	[g]	
Molekül-Masse	phys. Größe	m_M	[g]	
relative Atom-Masse	Verhältnis-Größe	A_{rel}	[]	
relative Molekül-Masse	Verhältnis-Größe	M_{rel}	[]	
Mol-Masse molare Masse	phys. Größe	M	g/mol g * mol ⁻¹	
Grammatom	individuelle Massen-Einheit			
Grammolekül	individuelle Massen-Einheit			

SI-Einheiten

Einheit	Symbol	Definition
Meter	m	Das Meter ist die Entfernung / Länge , die ein Lichtstrahl im Vakuum während der Dauer von 1/299'792'458 Sekunden zurücklegt.
Kilogramm	kg	(Das Kilogramm ist die Masse , die gleich dem internationalen Kilogramm-Prototyp's ist.)
Sekunde	s (sec)	Eine Sekunde ist das 9'192'631'770fache der Perioden-Dauer der Übergang-Strahlung zwischen den beiden Hyperfeinstruktur-Niveau's des Grundzustand's des Nuklid 133Cs (Cäsium).
Ampere	A	Ein Ampere ist die Stromstärke , die zwischen zwei parallelen, geraden, unendlich langen und vernachlässigbarem Durchschnitt besitzenden Leitern, die in 1 m Abstand im Vakuum zueinander angeordnet sind, auf 1 m Leiter-Länge eine Kraft von $2 \cdot 10^{-7}$ N (Newton) hervorrufen würde.
Kelvin	K	Das Kelvin ist der 273,16te Teil der thermodynamischen Temperatur des Tripel-Punktes von Wasser.
Mol	mol	Das Mol ist die Stoffmenge einer Teilchenart, dass aus genausovielen ¹² C-Nuklid-Teilchen besteht, wie in 0,012 kg davon enthalten sind.
Candela	cd	Die Candela ist die Lichtstärke in einer Strahlungs-Richtung, die eine Quelle mit monochromatischer Strahlung der Frequenz $540 \cdot 10^{12}$ Hz (Hertz) aussendet und deren Stärke 1/683 W (Watt) durch ein Steradian beträgt.

ausgewählte (Chemie-relevante) Natur-Konstanten

Name	Formel-Zeichen Symbol	Standard-Wert	weitere Werte
absoluter Null-Punkt der Temperatur	T_a, T_{abs}	0 K	= -273,15 °C
atomare Massen-Einheit	u	$1,661 \cdot 10^{-27}$ kg	= $1,661 \cdot 10^{-24}$ g
Ruhemasse eines Proton's	m_p	$1,675 \cdot 10^{-27}$ kg	= 1,01 u
Ruhemasse eines Neutron's	m_n	$1,675 \cdot 10^{-27}$ kg	= 1,01 u
Ruhemasse eines Elektron's	m_{e-}	$9,109 \cdot 10^{-31}$ kg	= $0,0009 \cdot 10^{-27}$ kg = 0,00055 u
Licht-Geschwindigkeit (im Vakuum)	c	$2,998 \cdot 10^8$ m / s	= 299'794 km / s
AVOGADRO-Konstante (AVOGADRO-Zahl)	N_A	$6,022 \cdot 10^{23}$ / mol	
BOLTZMANN-Konstante	k, k_B	$1,381 \cdot 10^{-23}$ J / K	
FARADAY-Konstante	F	$9,649 \cdot 10^4$ A * s / mol	= 96'485 A * s / mol
Elementar-Ladung	e	$1,602 \cdot 10^{-19}$ C	
spezifische Ladung eines Elektron's	e / m_{e-}	$1,759 \cdot 10^{11}$ C / kg	
LOSCHMIDT-Konstante (LOSCHMIDT'sche Zahl)	N_L	$2,687 \cdot 10^{25}$ / m ³	
PLANCK'sches Wirkungs-Quantum (PLANCK-Konstante)	h	$6,626 \cdot 10^{-34}$ J * s	
RYDBERG-Konstante	R_H	$1,097 \cdot 10^7$ / m	
RYDBERG-Frequenz	R_y	$3,29 \cdot 10^{15}$ Hz	
Tripel-Punkt von Wasser / ... des Wasser's	T_{tr}	273,16 K	= 0,01 °C
universelle Gas-Konstante	R	8,314 J / K * mol	
Norm-Größen			
molares Norm-Volumen	V_0	22,414 l / mol	= 22,414 dm ³ / mol = 0,0224 m ³ / mol
Norm-Druck	p_0	101325 Pa	= 1,013 bar
Norm-Temperatur	T_0 ϑ_0	273,15 K 0 °C	= 0 °C 273,15 K

ausgewählte und abgeleitete SI-Einheiten

Größe	Formel-Zeichen	Einheit		Berechnungs-Formel(n)
		Name	Symbol (Zusammensetzung)	
Arbeit	W	Joule	1 J = 1 kg * m ² / s ² = 1 N * m = 1 W * s = 2,78*10 ⁻⁷ kW * h	W = F / s W = m * g * s W = - p * ΔV W = U * I * t W = P * t
Dichte	ρ		1 g / cm³ = 1 kg / dm ³ 1 g / ml = 1 kg / l = 1'000 kg / m ³ = 1 t / m ³	r = m / V
			Gase: 1 g / m³ = 10 ⁻⁶ g / cm ³ 1 g / l = 1 g / dm ³ = 0,001 g / cm ³	
Druck	p	Pascal	1 Pa = N / m ² = kg / m * s ² = 9,87 * 10 ⁻⁶ atm = 10 ⁻⁵ bar = 7,5*10 ⁻³ Torr bzw. mmHg = 1,02 * 10 ⁻⁴ mWs	p = F / A p * V = R * T * n p * V = R _s * T * m
			Normal-Druck = 101'325 Pa Standard-Druck = 100'000 Pa	
Energie innere E.	E U	Joule	1 J = 1 kg * m ² / s ² = 1 N * m = 1 W * s = 2,78*10 ⁻⁷ kW * h = 6,242 * 10 ¹⁸ eV = 4,187 cal = 10 ⁻⁷ erg = 10 ⁻⁷ kg * cm ² / s ² 1 MJ = 0,0341 kg SKE (Steinkohle-Einh.) = 0,0239 kg ÖE (Öl-Einheit)	E _{kin} = m * v ² / 2 E _{pot} = m * g * h E _{elek} = U * I * t E _{elek} = C * U ² / 2 E = m * c ² U = H - p * V U = k _B * N * T * 3/2 ΔU = Q + W ΔU = T * ΔS - p * ΔV ΔF = ΔU - T * ΔS
freie Energie	F			
Enthalpie	H	J	s.a. → Energie	H = U + p * V ΔH = ΔU + p * ΔV ΔH = ΔG + T * ΔS ΔH = m * c _p * ΔT / n ΔH = m * c _p * ΔT * M / m ΔH ₁ = ΔH ₂ + ΔH ₃ H = c _p * m * T
Entropie	S		1 J / K = 1 kg * m ² / s ² * K	ΔS = (ΔU + p * ΔV) / T ΔS = (ΔU - ΔF) / T
Fläche	A A ₀		1 m² = 100 dm ² = 10'000 cm ² = 1'000'000 mm ² = 10 ⁻⁶ km ² = 10 ⁻⁴ ha (Hektar) = 10 ⁻² a (ar; Ar)	
Fluss, elektrischer	Ψ	Coulomb	1 C = 1 A * s	Ψ = I * t

Größe	Formel-Zeichen	Einheit		Berechnungs-Formel(n)
		Name	Symbol (Zusammensetzung)	
Fluss-Dichte, elektrische	D		1 C / m ² = 1 A * s / m ²	D = Ψ / A
Frequenz	f	Hertz	1 Hz = 1 / s	
Geschwindigkeit	v		1 m / s = 3,6 km / h = 0,194 kn (naut. Knoten)	v = s / t
Ausbreitungs-Geschw.	c		→ Licht-Geschwindigkeit	
Kraft	F	Newton	1 N = 1 kg m / s ² = 1 J / m = 0,102 kp	
Ladung	Q	Coulomb	1 C = 1 A * s	Q = I * t
Länge	l s		1 m = 0,001 km = 10 dm = 100 cm = 1'000 mm = 1'000'000 μm = 0,00054 sm (Seemeile)	
Leistung	P	Watt	1 W = 1 J / s = 1 kg * m ² / s ³ = 1 N * m / s = 1 V * A = 10 ⁷ erg / s	P = W / t P = F * v P = U * I
Leitfähigkeit, elektrische	γ x		1 S / m = 1 / Ω * m = 10 ⁻⁶ m / Ω * mm ²	
Masse	m		1 kg = 10 ⁻³ t	
Potential, elektrisches	φ U	Volt	1 V = 1 kg * m ² / s ³ * A	
Schwin- gungsdauer (Periodendauer)	T	Sekunde	1 s = 1 / 60 min = 0,01667 min 1 / 360 h = 0,002778 h	
Spannung, elektrische	U u	Volt	1 V = 1 kg * m ² / s ³ * A	
Stoffmenge	n	Mol		
Stromstärke, elektrische				
Temperatur	T θ	Kelvin Grad Cel- sius	1 K = 1 grd (Differenz gemeint) 0 K = -273,15 °C 273,15 K = 0 °C 0 °C = 273,15 K 20 °C = 293,15 K 25 °C = 298,15 K	T = 273,15 + θ
			Normal... = 273 K Standard... (STP) = 273 K Standard... (Elektrochemie) = 298 K	= 0 °C = 0 °C = 25 °C
Volumen	V		1 m ³ = 1'000 dm ³ = 1'000 l = 10 ⁶ cm ³ = 1'000'000 ml = 0,42 RT (Registertonne)	
Wärmemen- ge	Q W _w	Joule	s.a. → Energie	
Wärmekapa- zität	C _{th}		1 J / K = 1 W * s / K	
Weg (→ Län- ge)	s l	Meter	s.a. → Länge	

Größe	Formel-Zeichen	Einheit		Berechnungs-Formel(n)
		Name	Symbol (Zusammensetzung)	
Wellenlänge	λ	Meter	1 m = 10 ⁶ μ m 10 ⁹ nm 10 ¹² pm s.a. → Länge	
Widerstand, ohmscher	R	Ohm	1 Ω = 1 V / A	R = U / I R = ρ * l / A
Wirkungs- grad	η		1	$\eta = X_{ab} / X_{zu}$
Zeit, Dauer, Zeitspanne	t	Sekunde	1 s = 1 / 60 min = 0,01667 min = 1 / 360 h = 0,0002778 h = 1'000 ms	

Präfixe zu den SI-Einheiten

Wert Zehner- Potenz	Symbol Präfix	Name Aussprache	Wert Aussprache	Wert
10 ³⁰	Q	Quetta	Quintillion	1'000'000'000'000'000'000'000'000'000
10 ²⁷	R	Ronna	Quadrilliarde	1'000'000'000'000'000'000'000'000'000
10 ²⁴	Y	Yotta	Quadrillion	1'000'000'000'000'000'000'000'000
10 ²¹	Z	Zetta	Trilliarde	1'000'000'000'000'000'000'000
10 ¹⁸	E	Exa	Trillion	1'000'000'000'000'000'000
10 ¹⁵	P	Peta	Billiarde	1'000'000'000'000'000
10 ¹²	T	Tera	Billion	1'000'000'000'000
10 ⁹	G	Giga	Milliarde	1'000'000'000
10 ⁶	M	Mega	Million	1'000'000
10 ³	k	Kilo	Tausend	1'000
10 ²	h	Hekto	Hundert	100
10 ¹	da	Deka	Zehn	10
10 ⁰		-	Eins	1
10 ⁻¹	d	Dezi	Zehntel	0,1
10 ⁻²	c	Zenti	Hunderstel	0,01
10 ⁻³	m	Milli	Tausendstel	0,001
10 ⁻⁶	μ	Mikro	Millionstel	0,000'001
10 ⁻⁹	n	Nano	Milliardstel	0,000'000'001
10 ⁻¹²	p	Piko	Billionstel	0,000'000'000'001
10 ⁻¹⁵	f	Femto	Billiardstel	0,000'000'000'000'001
10 ⁻¹⁸	a	Atto	Trillionstel	0,000'000'000'000'000'001
10 ⁻²¹	z	Zepto	Trilliardstel	0,000'000'000'000'000'000'001
10 ⁻²⁴	y	Yokto	Quadrillionstel	0,000'000'000'000'000'000'000'001
10 ⁻²⁷	r	Ronto	Quadrilliarstel	0,000'000'000'000'000'000'000'000'001
10 ⁻³⁰	q	Quekto	Quintillionstel	0,000'000'000'000'000'000'000'000'000'001

weitere verwendete Symbole / Größen

Größe	Formel-Zeichen	Einheit		Berechnungs-Formel(n)
		Name	Symbol (Zusammensetzung)	
spezifische Gaskonstante	R_s		J / kg * K	
spezifische Wärme-Kapazität (bei konstantem Druck)	c_p		kJ / kg * K J / g * K	
spezifische Wärme-Kapazität (bei konstantem Volumen)	c_v		kJ / kg * K J / g * K	

9.1. die Anfänge der quantitativen Betrachtungen chemischer Reaktionen

9.1.1. die Proportions-Lehre

ausgehend von der Atom-These, deren Basis ja schon diverse chemische Erfahrungen waren entwickelte sich zuerst eine ausgereifte Proportions-Lehre

Beispiele für die Oxydationsstufen des Stickstoffs.

A + B	erste Verbindungstufe	A : B = 1 : 1
A + BB	zweite Verbindungstufe	A : B = 1 : 2
A + BBB	dritte Verbindungstufe	A : B = 1 : 3
A + BBBB	vierte Verbindungstufe	A : B = 1 : 4
A + BBBBB	fünfte Verbindungstufe	A : B = 1 : 5

Beispiele für die Phosphoroxydationsstufen.

AA + BBB	erste Verbindungstufe	A : B = 2 : 3
AA + BBBBB	zweite Verbindungstufe	A : B = 2 : 5
AA + BBBBBB	dritte Verbindungstufe	A : B = 2 : 7

Beispiele aus Q: JONAS, L. E.: Katechismus der Chemie.-Leipzig: Baumgärtner's Buchhandlung; 1840.-S.44f.
leicht geändert und berichtigt: Dre

Gesetz von den äquivalenten Proportionen (RICHTER; 1791)

Die Verhältnisse der Massen zweier Elemente, die sich zu verschiedenen Verbindungen vereinigen, stehen zueinander im Verhältnis einfacher ganzer (natürlicher) Zahlen.

Verbinden sich Elemente zu verschiedenen Verbindungen, dann stehen die Massen im Verhältnis von ganzen natürlichen Zahlen zueinander.

chemische Elemente vereinigen sich immer in bestimmten Verhältnis-Massen (Äquivalenz-Massen), die Verhältnisse sind immer ganzzahlig

RICHTER hat bei seinen Betrachtungen die Atom-Theorie außen vor gelassen

er betrachtete nur die Massen, diese waren meßtechnisch schon sehr genau erfassbar.

Das RICHTERSche Gesetz (1791) gilt als historischer Ausgangspunkt für die Stöchiometrie ("Stöchyometrie und Meßkunst chymischer Elemente").

Beispiel(e):

Gesetz von den konstanten Proportionen (PROUST; 1794)

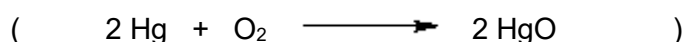
Das Verhältnis der Massen von Elementen die sich zu einer (bestimmten) Verbindung vereinigen, ist konstant.

Verbinden sich zwei oder mehr Elemente miteinander, dann erfolgt dies in einem konstanten Verhältnis der Massen.

auch 2. chemisches Grundgesetz

Konsequenz für Gemische / Gemenge, da sich bei ihnen die Mengen-Verhältnisse ändern können, handelt es sich nicht um reine chemische Verbindungen.
in Gemischen sind die Verhältnisse global als auch lokal variabel

Quecksilber + Sauerstoff = Quecksilber(II)-oxid



Versuchs-Ziel-Masse Quecksilber [g]	Einwaage Masse Quecksilber [g]	Einwaage Masse Quecksilberoxid [g]	berechnete Masse Sauerstoff [g]	Massen-Verhältnis Hg : O	
0,5	0,5003	0,5402	0,0399	12,53884 : 1	
1	0,9996	1,0793	0,0797	12,53203 : 1	
1,5	1,4964	1,6158	0,1194	12,53266 : 1	
2	1,9966	2,1559	0,1593	12,53358 : 1	
5	5,0440	5,4463	0,4023	12,53790 : 1	
10	10,0179	10,8170	0,7991	12,53647 : 1	
				12,53692 : 1	

Beispiel(e):

Element 1 (E1)	Element 2 (E2)	Element 3 (E3)	Verbindung	$m_{E1} : m_{E2} (: m_{E3})$	$m\%_{E1} ; m\%_{E2} (; m\%_{E3})$
Wasserstoff	Sauerstoff		Wasser	1 : 8	
Wasserstoff	Cohlenstoff		Methan	1 : 3	
Wasserstoff	Cohlenstoff		Benzen	1 : 12	
Wasserstoff	Schwefel		Schwefelwasserstoff		
Sauerstoff	Calcium		Calciumoxid (Brannkalk)	2 : 5	
Sauerstoff					
Natrium	Chlor		Natriumchlorid		39% ; 61%

Aus dem Gesetz der konstanten Proportionen erweitert. DALTON formulierte es im Jahre 1791.

die Massen-Anteile der Elemente sind in verschiedenen Verbindungen dieser Elemente stehen immer in ganzzahligen Verhältnissen

Dieses Gesetz stützte die von DALTON aufgestellte – und damals noch sehr umstrittene – Atom-Hypothese.

Gesetz von den multiplen Proportionen (DALTON; 1808)

Bilden zwei Elemente miteinander mehrere Verbindungen, so stehen die Massenverhältnisse, mit denen die Elemente in diesen Verbindungen auftreten, zueinander im Verhältnis kleiner ganzer Zahlen.

auch 3. chemisches Grundgesetz

Beispiel(e):

Element 1 (E1)	Element 2 (E2)	Verbindung	Massen-Verh. $m_{E1} : m_{E2}$	$f_1 \cdot m_{E1} : m_{E2} \cdot f_2$
Stickstoff	Sauerstoff	Distickstoffmonoxid (N ₂ O)	1 : 0,57	1 : 0,57 * 1
Stickstoff	Sauerstoff	Stickstoffmonoxid (NO)	1 : 1,14	1 : 0,57 * 2
Stickstoff	Sauerstoff	Distickstofftrioxid (N ₂ O ₃)	1 : 1,71	1 : 0,57 * 3
Stickstoff	Sauerstoff	Stickstoffdioxid (NO ₂)	1 : 2,28	1 : 0,57 * 4
Stickstoff	Sauerstoff	Distickstoffpentoxid (N ₂ O ₅)	1 : 2,85	1 : 0,57 * 5

Element 1 (E1)	Element 2 (E2)	Verbindung	Massen-Verh. $m_{E1} : m_{E2}$	$f_1 \cdot m_{E1} : m_{E2} \cdot f_2$
Schwefel	Sauerstoff	Schwefeldioxid	1 : 1,0	1 : 0,5 * 2 1 : 1
Schwefel	Sauerstoff	Schwefeltrioxid	1 : 1,5	1 : 0,5 * 3 2 : 3

Element 1 (E1)	Element 2 (E2)	Verbindung	Massen-Verh. $m_{E1} : m_{E2}$	$f_1 \cdot m_{E1} : m_{E2} \cdot f_2$
Blei	Sauerstoff	Blei(II)-oxid	13 : 1	1 * 13 : 1
Blei	Sauerstoff	Blei(II,IV)-oxid (Mennige)	39 : 1	3 * 13 : 4
Blei	Sauerstoff	Blei(IV)-oxid	6,5 : 1	1 * 13 : 2

Element 1 (E1)	Element 2 (E2)	Verbindung	Massen-Verh. $m_{E1} : m_{E2}$	$f_1 \cdot m_{E1} : m_{E2} \cdot f_2$
Phosphor	Sauerstoff	Phosphor(III)-oxid (Diphosphortrioxid)	: 1	2 * 13 : 3
Phosphor	Sauerstoff	Phosphor(V)-oxid (Diphosphorpentoxid)	: 1	2 * 13 : 5
Phosphor	Sauerstoff	Phosphor(VII)-oxid (Diphosphorheptoxid)	: 1	2 * 13 : 7

Element 1 (E1)	Element 2 (E2)	Verbindung	Massen-Verh. $m_{E1} : m_{E2}$	$f_1 \cdot m_{E1} : m_{E2} \cdot f_2$
Wasserstoff	Sauerstoff	Wasser	1 :	1 : * 2
Wasserstoff	Sauerstoff	Wasserstoffperoxid	1 :	1 : * 3

stöchiometrische Wertigkeit

Definition(en): stöchiometrische Wertigkeit

Die stöchiometrische Wertigkeit (eines Elementes) gibt an, wieviele Wasserstoff-Atome ein Atom des Elementes binden bzw. in einer Verbindung ersetzen kann.

Die Wertigkeit wird immer als römische Zahl direkt über das chemische Symbol geschrieben.

Wasserstoff ist immer einwertig. Sauerstoff ist immer zweiwertig.



Bezugsgröße ist Wasserstoff, da für Wasserstoff-Atome kein Fall bekannt ist, dass mehr als eines dieser Atome / Elemente gebunden wird; Wasserstoff ist in Verbindungen somit immer (stöchiometrisch) einwertig

für Elemente der I. bis IV. Gruppe gilt:
höchstmögliche Wertigkeit (gegenüber Wasserstoff) = Gruppen-Nummer aus PSE

für Elemente der V. bis VII. Gruppe gilt:
höchstmögliche Wertigkeit (gegenüber Wasserstoff) = 8 - Gruppen-Nummer aus PSE

übliche Schreibung in chemischen Formeln, Namen und Gleichungen als römische Zahl



reine Elemente haben keine Wertigkeit

stöchiometrische Wertigkeit kann sich innerhalb von Reaktionen ändern

häufig auch Wertigkeit gegenüber Sauerstoff und auch anderen Nichtmetallen (außer Wasserstoff) betrachtet:

höchstmögliche Wertigkeit ist hier Gruppennummer aus dem PSE (außer Edelgase)

Methode: Ermitteln des Symboles bzw. der Formel für ein Element

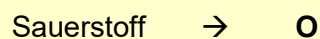
Lern-Stoff / Regel:

Alle gasförmigen Elemente (außer die Edelgase) kommen molekular vor, d.h. immer zwei Atome bilden ein Molekül.

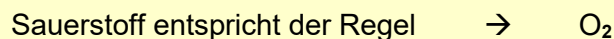
Einige Nichtmetalle kommen in speziellen molekularen Strukturen vor (z.B. S_8 od. P_4). In den meisten Fällen wird auf diese Angaben verzichtet, da sich die Moleküle in chemischen Reaktionen, wie einzelne Atome verhalten.

z.B. Ermitteln des Symboles bzw. der Formel für Sauerstoff

raussuchen des Symbols aus dem PSE

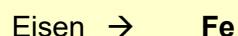


prüfen, ob Lern-Regel zutrifft, WENN ja DANN eine "2" als Index SONST fertig

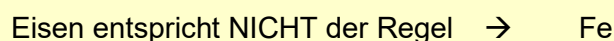


z.B. Ermitteln des Symboles bzw. der Formel für Eisen

raussuchen des Symbols aus dem PSE



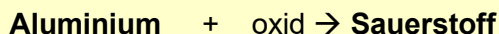
prüfen, ob Lern-Regel zutrifft, WENN ja DANN eine "2" als Index SONST fertig



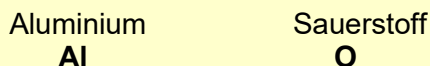
Methode: Aufstellen der Formel für eine (anorganische) Verbindung

z.B. Aufstellen der Formel für Aluminiumoxid (Aluminium(III)-oxid)

zuordnen der im Namen enthaltenen Element-Namen, Vorsilben (Präfixe) oder Endungen (Suffixe):

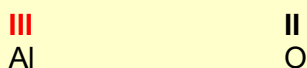


raussuchen der Symbole für die enthaltenen Elemente

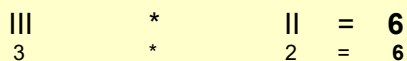


feststellen / ermitteln der Wertigkeiten (\rightarrow Name des Stoffes, Tabellen, PSE (höchste mögliche Wertigkeit \rightarrow Gruppen-Nummer), ...)

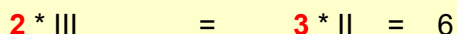
- für die Hauptgruppen-Elemente von I bis IV ist die Wertigkeit gleich der Gruppen-Nummer
- für die Hauptgruppen-Elemente von V bis VII ist es die Differenz zu Acht
- (für Nebengruppen-Elemente) die im Namen angegebene (in Klammern od. zwischen Bindestrichen) Wertigkeit beachten!



ermitteln des Kleinsten gemeinsamen Vielfachen der Wertigkeiten



ermitteln des Faktors für die Element-Wertigkeit



notieren der Faktoren als Indizes an die Element-Symbole (eine "1" entfällt hier!)



Arten von Wertigkeiten nach LANGMUIR:

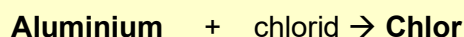
- **positive Wertigkeit:** Anzahl der Elektronen, die ein Atom abgeben kann
- **negative Wertigkeit:** Anzahl der Elektronen, die ein Atom aufnehmen kann
- **Kovalenz** (neutrale Wertigkeit): Anzahl der Elektronen-Paare, die ein Atom mit anderen gemeinsam haben kann

von LANGMUIR stammt auch das Oktett-Prinzip (1919), nachdem solche Moleküle besonders stabil sind, in dem jedes Atom von acht Valenz-Elektronen (Außen-Elektronen) umgeben ist
LEWIS und KOSSEL vermuteten 1916 eine solche Konstellation noch

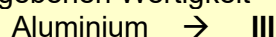
Methode: Aufstellen der Formel für binäre Salze

z.B. Aufstellen der Formel für Aluminiumchlorid (Aluminium(III)-chlorid)

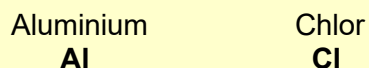
zuordnen der im Namen enthaltenen Element-Namen, Vorsilben (Präfixe) oder Endungen (Suffixe):



merken der ev. angegebenen Wertigkeit

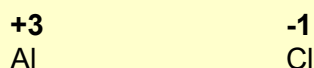


raussuchen der Symbole für die enthaltenen Elemente



feststellen / ermitteln der Ionen-Wertigkeiten (\rightarrow gemerkte Wertigkeit, Tabellen, PSE (höchste mögliche Ionen-Wertigkeit ist 4;), Anzahl der Elektronen, die aufgenommen oder abgegeben werden, um eine Edelgas-Konfiguration / Achter-Schale zu erreichen, ...) (!!! Notierung kann als arabische Zahl mit entsprechendem Vorzeichen (Elektronen-Abgabe (+) und -Aufnahme (-)) erfolgen (entspricht sachlich der Oxidationszahl)

(bestimmte Elemente erreichen die höchste Ionen-Wertigkeit nur selten oder niemals: Sn und Pb meist nur +2, Nebengruppen-Elemente)



ermitteln des Kleinsten gemeinsamen Vielfachen der Wertigkeiten

$$3 \quad * \quad 1 = 3$$

ermitteln des Faktors für die Element-Wertigkeit

$$1 * 3 = 3 * 1 = 3$$

notieren der Faktoren als Indizes an die Symbole (eine "1" entfällt hier!)



Gesetz von GAY-LUSSAC und HUMBOLDT (1808)

Bei gleichem Druck und gleicher Temperatur stehen die Volumen von miteinander reagierenden Gasen im Verhältnis einfacher ganzer Zahlen zueinander.

Beispiel(e):

Gesetze von GAY-LUSSAC und KELVIN ()

??? Bei gleichem Druck und gleicher Temperatur stehen die Volumen von miteinander reagierenden Gasen im Verhältnis einfacher ganzer Zahlen zueinander.

Beispiel(e):

BOYLE-MARIOTTESches Gesetz ()

Druck und Volumen einer Gas-Probe sind bei konstanter Temperatur umgekehrt proportional zueinander.

$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2 \quad \vartheta = \text{konst.}$$

Gesetz von AVOGADRO (1811)

Zwei Gase beinhalten bei gleichem Volumen, gleichem Druck und gleicher Temperatur immer die gleiche Teilchen-Anzahl.

Die molare Gaskonstante hat für alle Gase denselben Wert. $V_M = 22,4 \text{ l/mol}$

Gleichgroße Gas-Volumen enthalten bei gleichgroßer Temperatur und gleichgroßem Druck immer gleichviele kleinste Teilchen.

V_M gilt nur bei 1013,25 hPa und 0 °C und ist auch sehr geringfügig Stoff-abhängig

mit hinreichender Genauigkeit kann es die Konstante aber auch für abweichende Bedingungen benutzt werden.

abgeleitet aus den Gas-Gesetzen von GAY-LUSSAC und BOYLE-MARIOTTE

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1 \cdot n_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2 \cdot n_2} = \text{konst.}$$

entsteht das allgemeine Gas-Gesetz (allgemeine Zustands-Gleichung für (ideale) Gase):

$$n \cdot R \cdot T = p \cdot V$$

zur Bestimmung der relativen Atom-Massen benutzt; Genauigkeit liegt bei $\pm 0,2\%$

Berechnung der (allgemeinen) molaren Gas-Konstante R möglich

praktisch für alle Gase gleich, deshalb auch als allgemeine molare Gas-Konstante bezeichnet

für genauere Berechnungen (reale Gase) gilt:

$$\left(p \cdot \frac{a \cdot n^2}{V^2} \right) \cdot (V - b \cdot n) = n \cdot R \cdot T$$

mit a, b ... VAN DER WAALS-Konstanten
a ... Kohäsions-Druck [kPa * dm⁶ / mol²]
b ... Kovolumen [cm³ / mol]

Beispiel(e):

Masse m [g, kg, u]

Das Messen der Massen für eine chemische Reaktion ermöglicht aber keine genauen Aussagen über die Anzahl der reagierenden Teilchen. Auch wissen wir immer noch nicht, wie schwer einzelne Teilchen sind.

Mit einem nahezu genialen Trick hat man sich viele Jahrhunderte beholfen. Da man die Verhältnisse der Massen ziemlich genau bestimmen konnte griff man auch das altbewährte System der Relativität zurück. Bei den Wertigkeiten hatte es sich ja schon lange bewährt. Man sucht sich einfach das leichteste Element und setzte alle anderen zu diesem in Beziehung. So war die relative Masse geboren. Wie es der Zufall so will, war es wieder das Element Wasserstoff, für den der kleinste Wert ermittelt wurde. Somit wurde die relative Atommasse (auch Atomgewicht genannt) auf den Wert 1 gesetzt. DALTON veröffentlichte 1805 die erste Liste relativer Atommassen.

Definition(en): relative Atom-Masse

Die relative Atom-Masse gibt an, um wieviel größer die Masse eines Atoms im Vergleich zu einem Zwölftel der Masse eines Kohlenstoff-Atoms (Isotop 12) ist.

Beziehung relative Atom-Masse zur Molmasse (molaren Masse)

Die relative Atom-Masse $A_{\text{rel}}[X]$ des Atoms X ist mit dem Zahlenwert der molaren Masse $M[X]$ des Atoms identisch.

Nach und nach wurde die Liste der relativen Atom- und Molekül-Massen dann immer länger. Beachten Sie, dass die relative Atom-Masse selbst keine Einheit hat.

Lange Zeit waren auch Verhältnis-Tabellen im Umlauf, die Sauerstoff als Bezugs-Größe benutzen. BERZELIUS setzte dazu die relative Atom-Masse von Sauerstoff willkürlich auf 100 fest.

Atom (einfache Körper)	Atom- Gewicht
Wasserstoff	6,2398
Lithium	80,375
Bor(on)	136,204
Kohlenstoff	76,438
Stickstoff	88,518
Sauerstoff (Gas)	100,000
Fluor	116,900
Natrium	290,897
Magnesium (Magnetium)	158,353
Aluminium	171,166
Silicium	277,312
Phosphor	196,143
Schwefel	201,165
Chlor	221,325
Kalium	489,916
Calcium	256,019
Titan	303,602
Vanadium (Venadium)	856,840
Chrom	351,815

Atom (einfache Körper)	Atom- Gewicht
Brom	489,153
Zirkonium	420,201
Strontium	547,285
Yttrium	402,514
Molybdän	598,520
Rhodium	615,387
Palladium	665,899
Silber	1351,607
Cadmium	696,768
Zinn	735,296
Antimon	806,452
Tellur	801,760
Jod (Jod)	789,750
Barium	856,880
Cer (Cerium)	574,796
Tantal	1153,715
Wolfram (Wolframium)	1183,000
Osmium	1244,487
Iridium	1233,499

Mangan	345,887
Eisen	339,205
Cobalt	386,991
Nickel	369,991
Cupfer	395,695
Zink	403,226
Arsen (Arsenik)	470,042
Selen	494,583

Platin	1233,499
Gold	1242,013
Quecksilber	1265,822
Blei	1294,498
Bismut (Wismut)	866,920
Thorium	744,900
Uran	2711,358

Bemerkung: Bei der Benutzung der Äquivalente muß beachtet werden, dass es sich wegen der Basis O₂ (Sauerstoff(-Gas)) immer um das (äquivalente) Gewicht von 2 Atomen handelt!
 Daten-Q: JONAS, L. E.: Katechismus der Chemie.-Leipzig: Baumgärtner's Buchhandlung; 1840.-S.58f.

Aufgaben:

1. *Berechnen Sie die relativen Atom-Massen (O₂), wenn man Sauerstoff nicht willkürlich auf 100 sondern auf 16 setzen würde!*
2. *In der Original-Tabelle taucht das Element (Gincium (G) = 331,261) auf! Welches – heute bekannte – Element könnte hinter diesem Namen stecken? Begründen Sie Ihre Meinung!*

Element	Verb.-Gewicht
Wasserstoff	1
Lithium	7
Beryllium	9,3
Bor(on)	11
Cohlenstoff	12
Stickstoff	14
Sauerstoff	16
Fluor	19
Natrium	23
Magnesium (Magnetium)	24
Aluminium	27,5
Silicium	28
Phosphor	31
Schwefel	32
Chlor	35,5
Kalium	39
Calcium	40
Titan	50
Vanadium (Venadium)	51,5
Chrom	52
Mangan	55
Eisen	56
Cobalt	59
Nickel	58
Cupfer	63,5
Zink	65
Gallium	70
Arsen (Arsenik)	75
Selen	78
Brom	80
Rubidium	85,4
Zirkonium	90

Element	Verb.-Gewicht
Niobium	94
Strontium	87,5
Yttrium	61,7
Molybdän	96
Ruthenium	104
Rhodium	104
Palladium	106
Silber	108
Cadmium	112
Indium	113,5
Zinn	118
Antimon	122
Tellur	128
Iod (Jod)	127
Cäsium	133
Barium	137
Cer (Cerium)	138
Erbium	169
Tantan	182
Thallium	204
Wolfram (Wolframium)	184
Osmium	199
Iridium	198
Platin	197
Gold	196
Quecksilber	200
Blei	207
Bismut (Wismut)	210
Lanthan	139
Thorium	231,5
Uran	120

Daten-Q: RÜDORFF, Fr.: Grundriss der Chemie – für den Unterricht an höheren Lehranstalten.-Berlin: Verl. v. H. W. Müller; 1880.-S.5ff.

Aufgaben:

1. In der Original-Tabelle taucht das Element (Didym (D) = 144) auf! Welches – heute bekannte – Element könnte hinter diesem Namen stecken? Begründen Sie Ihre Meinung!

2. Berechnen Sie die relativen Molekülmassen (Begriff gilt / galt auch für nicht-molekulare Stoffe mit Bauelement-Formel!) für die nachfolgenden Stoffe!

- | | |
|--|-----------------------|
| a) | b) |
| c) | d) |
| e) Natriumoxid | f) Cupfer(II)-chlorid |
| g) Magnesiumnitrat | h) Eisen(III)-sulfat |
| i) | j) |
| k) Cupfer(II)-sulfat mit 5x Kristallwasser | |

Jetzt machen auch die Proportions-Gesetze in Bezug auf die Masse und die Atom-Theorie einen Sinn:

Element 1	Element 2	Gewichts-Teil Element 1	Gewichts-Teil Element 2	Verhältnis	
Eisen	Schwefel	56	32	56 : 1 * 32	→ FeS (Pyrit)
Eisen	Schwefel	56	64	56 : 2 * 32	→ FeS ₂ (Schwefelkies)

Element 1	Element 2	Gewichts-Teil Element 1	Gewichts-Teil Element 2	Verhältnis	
Eisen	Sauerstoff	56	16	1 * 56 : 1 * 16	→ FeO ₂
Eisen	Sauerstoff	56	24	2 * 56 : 3 * 16	→ Fe ₂ O ₃
Eisen	Sauerstoff	56	48	1 * 56 : 3 * 16	→ FeO ₃

Element 1	Element 2	Gewichts-Teil Element 1	Gewichts-Teil Element 2	Verhältnis	
Eisen	Sauerstoff	56	16	1 * 56 : 1 * 16	→ FeO ₂
Eisen	Sauerstoff	56	24	2 * 56 : 3 * 16	→ Fe ₂ O ₃
Eisen	Sauerstoff	56	48	1 * 56 : 3 * 16	→ FeO ₃

u atomare Massen-Einheit $1 u = 1,661 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 931,5 \text{ MeV}/c^2$ (c ... Lichtgeschwindigkeit im Vakuum (300.000.000 m/s = 300.000 km/s = 1.080.000.000 km/h))

u kommt von unified atomic mass unit

früher amu (atomic mass unit)

im amerikanischen Einflussbereich (und dort besonders in Biologie und Biochemie) ist auch Da für DALTON gebräuchlich (1 Da = 1 u), in Deutschland ist Da weder gesetzlich noch Normgerecht

atomare Massen-Einheit u wird aus historischen und praktischen Gründen (es sind keine Zehner-Potenzen notwendig) benutzt; sehr verbreitet

definiert ist die atomare Masseneinheit als 1/12 des Atom-Gewichtes des Isotops ¹²C

Masse-Definition nach dem SI ()

kg → Ur-Kilogramm in Paris (sowie 7 weiteren Referenz-Massen auf der Welt (1x auch in Deutschland))

Gesetz von der Erhaltung der Masse (LOMONOSSOW, 1748)

Bei einer chemischen Reaktion verändert sich die (gesamte) Masse der reagierenden Stoffe nicht.

Die Masse der Ausgangsstoffe ist genau so groß, wie die der Reaktionsprodukte.

Bei chemischen Vorgängen bleibt die Gesamtmasse der beteiligten Stoffe (Ausgangs-Stoffe und Reaktions-Produkte) konstant / erhalten.

präzisierte Fassung unter Beachtung der EINSTEIN-Formel (1905: $E = m \cdot c^2$):

Bei chemischen Vorgängen bleiben die Gesamt-Energie und die Gesamt-Masse der beteiligten Stoffe (Ausgangs-Stoffe und Reaktions-Produkte) konstant.

heute auch 1. chemisches Grundgesetz

LOMONOSSOW erhitzte (glühte) Blei mit Luft in einem abgeschlossenen Gefäß, trotz Stoff-Umwandlung zu Bleioxid blieb Masse des Gefäßes unverändert
 LAVOISIER experimentierte mit Quecksilber und Quecksilberoxid (1774) und fand unabhängig das gleiche Ergebnis

2 g	Wasserstoff	+	16 g	Sauerstoff	————→	18 g	Wasser
3 kg	Wasserstoff	+	24 kg	Sauerstoff	————→	27 kg	Wasser
40 g	Calcium	+	16 g	Sauerstoff	————→	56 g	Calciumoxid
18 g	Wasser	+	44 g	Cohlendioxid	————→	62 g	Cohlensäure
42 kg	Stickstoff	+	9 kg	Wasserstoff	————→	51 kg	Ammoniak
14 t	Stickstoff	+	3 t	Wasserstoff	————→	17 t	Ammoniak

36 t	Wasser	————→	4 t	Wasserstoff	+	32 t	Sauerstoff
29 g	Silberoxid	————→	27 g	Silber	+	2 g	Sauerstoff
		————→			+		
		————→			+		

hierauf beruht Grund-Formel für das stöchiometrische Rechnen, dazu später genauer

Methode: Aufstellen einer chemischen Gleichung

z.B. Aufstellen der Gleichung für die Reaktion von

1. aufstellen einer Wortgleichung aus den gegebenen Informationen (!!! Verwenden der regulären Symbole + und \longrightarrow !)
2. raussuchen der Symbole und Formeln für die Stoffe (z.B. PSE, Tabellen, alt.: Formeln selbst aufstellen!)
3. prüfen, ob auf beiden Seiten auch alle Elemente vorkommen; WENN ja, DANN weiter bei 4. SONST mögliche Nebenprodukte od. Ausgangsstoffe ermitteln UND zurück zu 2.
4. notieren der Elemente (unter der Gleichung) und zählen, wieviele Atome auf jeder Seite vorhanden sind
5. für jedes Element ...
 - (bei organischen Stoffen allg. beste Reihenfolge: C, H, O, N, S, ...)
 - (bei anorganischen Stoffen empfohlene Reihenfolge: Metalle, besondere Nichtmetalle, Wasserstoff, Sauerstoff, ...)
 - ... prüfen, ob auf beiden Seiten der Gleichung die gleiche Anzahl Atome vorhanden ist; WENN ja, DANN weiter bei 9., SONST ausgleichen der Zahlen über das KGV \rightarrow die Faktoren werden vor das Symbol / die Formel geschrieben (!!! Indizes dürfen nicht mehr verändert werden!)
 - bei molekularen Gasen prüfen, ob die Anzahl auch durch ganzzahlige Brüche (quasi Einzelatome) erreicht werden kann (sind ausnahmsweise lt. IUPAC zulässig)
9. kontrollieren, ob nach Korrekturen immer noch alle Elemente auf beiden Seiten gleichverteilt sind; WENN ja, DANN fertig, SONST zurück zu 3.

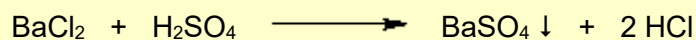
Methode: gravimetrische Analyse einer Verbindung

z.B. Bestimmung der Masse und des Masse-Anteils für Barium in einer Stoff-Probe Bariumchlorid

ermittelt: Einwaage der Stoff-Probe $m[\text{BaCl}_2] = 21,84 \text{ mg}$

gesucht: Massen-Anteil $\omega[\text{Ba}]$

lösen der Stoff-Probe (hier in verd. Schwefelsäure) \rightarrow ausfällen von Bariumsulfat:



ermittelt: Einwaage (BaSO_4) nach abfiltern und trocknen $m[\text{BaSO}_4] = 24,47 \text{ g}$

$$\frac{m[\text{Ba}]}{m[\text{BaSO}_4]} = \frac{M[\text{Ba}]}{M[\text{BaSO}_4]}$$

$$m[\text{Ba}] = \frac{M[\text{Ba}] \cdot m[\text{BaSO}_4]}{M[\text{BaSO}_4]}$$

$$m[\text{Ba}] = \frac{137,34 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 24,47 \text{ g}}{233,4 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}$$

$$\underline{m[\text{Ba}] = 14,4 \text{ g}}$$

$$\omega[\text{Ba}] = \frac{m[\text{Ba}]}{m[\text{BaCl}_2]}$$

$$\omega[\text{Ba}] = \frac{14,4 \text{ g}}{21,84 \text{ g}}$$

$$\underline{\omega[\text{Ba}] = 0,6595 \equiv 65,95\%}$$

Volumen V [l, cm^3 , m^3 , ml]

Dichte ρ [g/ml, kg/l]

Stoffmenge n [mol]

weitere SI-Größe (SI-Basiseinheit) ist die Stoffmenge n [mol] definiert als die Teilchen-Anzahl, die sich in 12 g ^{12}C befinden praktisch sind das $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen einer Sorte (Zahl ist AVOGADRO-Konstante bzw. LOSCHMIDTsche Zahl ($6,02205 \cdot 10^{23}$))

LOSCHMIDT (1821 – 1895, österreichischer Physiker) fand 1865 heraus, wieviele Teilchen in einer bestimmten Volumen-Einheit eines Gases zu finden sind (zuerst mit $4,5 \cdot 10^{23}$ bestimmt, später dann korrigiert); LOSCHMIDTs Berechnungen basieren auf dem Gas-Gesetz von AVOGADRO (1811), somit ist die Ehrung AVOGADROS mit der Konstante nicht ganz berechtigt, je nach wissenschaftlicher Schule oder Historien-Kenntnis wird deshalb der eine die Konstante lieber so oder eben anders nennen, ich möchte mich auch nicht als Richter aufspielen, also werde ich versuchen beide Konstanten-Namen gemeinsam oder gleichberechtigt zu nutzen

die Sorte der betrachteten Teilchen muss spezifiziert werden

z.B. enthält 1 mol O_2 -Moleküle genau 2 mol O-Atome

1 mol CO_2 -Moleküle enthalten genau 3 mol Atome (1 mol C-Atome und 2 mol O-Atome)

1 mol Bau-Einheiten / Formel-Einheiten bei Salzen oder Metallen: 1 mol Natrium-Chlorid-Ionen-Bau-Einheiten, die wiederum bestehend aus 1 mol Natrium-Ionen und 1 mol Chlorid-Ionen (also aus 2 mol Ionen)

bzw. 1 mol Aluminium-Atome

Stoffmenge lässt sich heute auf verschiedene unabhängige Methoden bestimmen
die AVOGADRO-Zahl ist eine Natur-Konstante

Definition(en): Stoffmenge

Die Stoffmenge n sind die Gruppen zu je $6,022(52) \cdot 10^{23}$ Teilchen (Moleküle oder Bau-Einheiten), die in einer Stoff-Probe enthalten sind. Eine Gruppe wird Mol genannt (Zeichen: mol).

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

N ... Teilchen-Anzahl

$N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$... AVOGADRO-Konstante

Die Objekt-Menge von $6,022'52 \cdot 10^{23}$ bzw. N_0 Teilchen (Atome, Moleküle, Elektronen, ...) bezeichnet man als 1 mol (dieser Teilchen).

$N_0 = 6,022'52 \cdot 10^{23}$... AVOGADRO-Zahl

moderne Definitionen des Mol sind durch die Menge an Kohlenstoff-Atomen bestimmt

1960 / 1967 wurde das Mol mit der Anzahl Kohlenstoff-Atome bestimmt die in 12 g des reinen Isotops ^{12}C enthalten sind

mit der Einbeziehung der Teilchenzahl bekommen nun Stoff-Proben auch eine – mit einer Einheit versehenen – Masse

Definition(en): AVOGADRO-Zahl (= LOSCHMIDTsche Zahl)

Die AVOGADRO-Zahl N_0 gibt die Anzahl der Atome in 12 g Kohlenstoff (Isotop 12) an.

Molare Masse M [g/mol]

$$m \approx n \quad \text{oder auch} \quad n \approx m$$

$$m = M \cdot n \quad \text{oder auch} \quad n = \frac{1}{M} m = \frac{m}{M}$$

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

ist wegen der Einbeziehung der AVOGADRO-Konstante (Zahlen-mäßig) genauso groß, wie die Atom-Masse in atomaren Massen-Einheiten [u]

Exkurs: Bestimmung der LOSCHMIDTSchen Zahl / AVOGADRO-Konstante

Heute kennt die Chemie mehrere unabhängige Verfahren, um die AVOGADRO-Konstante (/ die LOSCHMIDTSche Zahl) zu bestimmen.

Methode: RÖNTGEN-Struktur-Analyse

ermittelt: Kantenlänge eines NaCl-Kristalls aus 4 Formel-Einheiten $a = 5,63 \cdot 10^{-8} \text{ cm}$

gesucht: Teilchenzahl N_A

bekannt: Dichte $\rho = 2,163 \text{ g/cm}^3$

$$V_4[\text{NaCl}] = a^3 \quad V_4 \text{ .. Volumen von 4 Formel-Einheiten}$$

$$V_4[\text{NaCl}] = (5,63 \cdot 10^{-8} \text{ cm})^3 = 178,45 \cdot 10^{-24} \text{ cm}^3$$

$$V_1[\text{NaCl}] = \frac{V_4[\text{NaCl}]}{4} \quad V_1 \text{ .. Volumen einer Formel-Einheit}$$

$$V_1[\text{NaCl}] = \frac{178,45 \cdot 10^{-24} \text{ cm}^3}{4} = 44,613 \cdot 10^{-24} \text{ cm}^3$$

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

$$V_m[\text{NaCl}] = \frac{m[\text{NaCl}]}{\rho[\text{NaCl}]} = \frac{58,4 \text{ g}}{2,163 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}} = 27 \text{ cm}^3$$

$$N_A = \frac{V_m}{V_1}$$

$$N_A = \frac{27 \text{ cm}^3}{44,613 \cdot 10^{-24} \text{ cm}^3} = 6,052 \cdot 10^{23}$$

Methode: radioaktiver Zerfall

bekannt: 1g Radium strahlt α -Teilchen aus (α -Teilchen entsprechen Helium-Kernen \rightarrow freies Helium)

jedes α -Teilchen erzeugt auf einer Bildplatte od. einem Zinksulfid-Schirm einen Licht-Effekt $Z = 13,8 \cdot 10^{10} \text{ s}^{-1}$

ermittelt: gebildetes Volumen Helium in einem Jahr $V = 0,158 \text{ cm}^3$

gesucht: Teilchenzahl N_A

$$\frac{Z}{N_A} = \frac{V[\text{He}]}{V_m[\text{He}]}$$

$$N_A = \frac{Z \cdot V_m}{V}$$

$$N_A = \frac{13,8 \cdot 10^{10} \cdot 365 \cdot 24 \cdot 60 \cdot 60 \cdot 22414 \text{ cm}^3}{0,158 \text{ cm}^3} = 6,174 \cdot 10^{23}$$

Molares Volumen V_M [l/mol]

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

besonders bei Gasen benutzt, da relativ einheitlich 22,4 l/mol (exakt 22,41 l/mol)
Bedingungen 1013,25 hPa bzw. mbar und 273,15 K bzw. 0 °C
bei anderen Stoffen über die Dichte und / oder Molare Masse berechenbar

$$V_M = \frac{m}{\rho \cdot n} = \frac{M}{\rho}$$

Regel zum molaren Volumen von Gasen

Alle Gase enthalten bei gleicher Temperatur und gleichem Druck die gleiche Anzahl von Teilchen.

Bei Standard-Bedingungen (0 °C; 101,325 kPa) enthalten alle Gase in einem Volumen von 22,4 l (Liter) exakt 1 mol Teilchen.

Unter Standard-Bedingungen nimmt 1 mol eines Gases immer ein Volumen von 22,4 l ein.

bei Labor-Bedingungen (SATP-Standard) 101,325 kPa und 25 °C beträgt das molare Volumen exakt 24,465'433 l/mol
der prozentuale Fehler bei Verwendung des Allgemein-Wertes (22,4 l/mol) liegt praktisch bei 8,4 %, sodass im Labor besser mit 24,4 gearbeitet wird (rel. Fehler dann rund 0,3 %)
für die chemischen Bedingungen lt. IUPAC (1982) – das sind 100 kPa und 0 °C ist die molare Volumen gleich 22,710'953 l/mol (rel. Fehler hier 1,4 %)

Konzentration c [mol/l, M]

Massen-Anteil
in [%] Massen-Prozent

Volumen-Anteil
in [%] Volumen-Prozent (typisch bei Alkohol-Angaben auf bestimmten Getränke-Flaschen)

unbestimmt: [ppm, ppb]

[ppm] part per million (Teil(e) pro Million)

[ppb] part per billion (Teil(e) pro Milliarde) (! Achtung unterschiedliche Bedeutung von Billion im englischen und deutschen Sprachgebrauch beachten!)

kann aber auch bei Unkenntnis der Teilchenzahlen für Masse- und Volumen-Verhältnisse benutzt werden (!Vorsicht: Verwechslungs- und Missbrauchs-Gefahr!)

MAK-Wert

maximale Arbeitsplatz-Konzentration

übergreifende Aufgaben (zu den Grund-Größen der Stöchiometrie):

1. Wie schwer sind?:

- | | |
|--------------------------|----------------------------|
| a) 1 mol Magnesium | b) 4,5 mol Schwefel |
| c) 1 mol Wasserstoff | d) 1 mol Wasserstoff-Atome |
| e) 10 mol Kohlenmonoxid | f) 3 mol Phosphorpentoxid |
| g) 7 mol Magnesiumsulfat | h) 3 Stickstoff-Atome |

2. Berechnen Sie jeweils die Stoffmenge für die folgenden Stoff-Proben!:

- | | |
|---------------------|----------------------------|
| a) 80 g Brom | b) 414 g Blei |
| c) 640 kg Schwefel | d) 235 mg Kohlendioxid |
| e) 100 g Wasser | f) 100 g Sauerstoff |
| g) 100g Wasserstoff | h) 896000 u Schwefeldioxid |

1. Wie viele Moleküle bzw. Baueinheiten sind in den folgenden Stoff-Proben enthalten?:

- | | |
|----------------------------|----------------------------|
| a) 2 g Wasserstoff | b) 142 g Chlor |
| c) 100 g Wasser | d) 100 mg Sauerstoff |
| e) 200 µg Neon | f) 1'000'000 u Kohlenstoff |
| g) 2'953 mg Natriumchlorid | h) 754 g Aluminiumsulfat |

Methode: Bestimmung der empirischen Formel und der Summen-Formel

Die empirische Formel stellt die Zusammensetzung einer Verbindung aus den verschiedenen Elementen mittels des kleinstmöglichen Zahlen-Verhältnisses dar. Die empirische Formel fällt immer dann an, wenn ausschließlich die elementare Zusammensetzung und die Massen-Verhältnisse bekannt sind (z.B. Elementar-Analyse einer organischen Verbindung). Bei Benzen (Benzol, C_6H_6) würde man mittels Elementar-Analyse das Massen-Verhältnis C : H = 12 : 1 [g] ermitteln. Über die Verhältnis-Gleichung:

$$n_1:n_2:\dots:n_x = \frac{m_1}{M_1} : \frac{m_2}{M_2} : \dots : \frac{m_x}{M_x}$$

von der wir nur die ersten beiden Indizes (für C und H) brauchen, lässt sich nun das Stoffmengen-Verhältnis berechnen:

$$n_1:n_2 = \frac{m_1}{M_1} : \frac{m_2}{M_2} \quad 1 \dots C \quad 2 \dots H$$

$$n_1:n_2 = \frac{12 \text{ g}}{12 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} : \frac{1 \text{ g}}{1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}$$

$$\underline{n_1:n_2 = 1 : 1 \text{ [mol]}}$$

Es ergibt sich also ein Stoffmengen-Verhältnis von 1 : 1, was dann der empirischen Formel:



entsprechen würde. Unter Anwendung der Schreibregeln für Formel bliebe dann:

CH

über. Zur Bestimmung der wirklichen Indizes in der Summen-Formel müssen noch andere Methoden herangezogen werden. Klar ist aber schon mal, dass die Summen-Formel dem Muster C_nH_n folgen muss. Eine erste Möglichkeit wäre das systematische Ausprobieren mit der Probe, ob zu einer Summen-Formel eine passende Struktur-Formel aufstellbar ist:

n	Summen-Formel	? möglich	Beispiele:
1	C_1H_1	nein	
2	C_2H_2	ja	Ethin
3	C_3H_3	nein	
4	C_4H_4	theor. ja	Cyclobutadien
5	C_5H_5	ja	Pentinen
6	C_6H_6	ja	Benzen, Hexadienin, ...
7	C_7H_7	ja	
8	C_8H_8	ja	
...	...	ja	...

Übungs-Aufgaben (z.B. zur Vorbereitung auf eine Klausur)

1. Berechnen Sie die fehlenden Werte der nachfolgenden Tabelle! Leiten Sie in der letzten Zeile auch ab, um welchen Stoff es sich handelt!

Stoff	Stoff- menge n_{Stoff} [mol]	Teil- chen- zahl N_{Stoff} [-]	Anzahl der Atome N_{Atome} [-]	Stoffmenge Wasserstoff(- Atome) n_{H} [mol]	Anzahl Koh- lenstoff- Atome n_{C} [-]	Teilchen- zahl Sauer- stoff-Atome N_{O} [-]
Wasserstoff	3					
Wasser		10^{23}				
Ethanol					$3,59 \cdot 10^{22}$	
Cohlenmonoxid						$1,4 \cdot 10^{25}$
			$30,11 \cdot 10^{23}$	4	$6,022 \cdot 10^{23}$	

2. In einem Haushalts-üblichen 10-Liter-Eimer befindet sich n-Hexan. Berechnen Sie die Masse, die Stoffmenge, die (Eigen-)Konzentration und die Teilchenanzahl (an Hexan-Molekülen) in diesem Eimer!

3. In Glas-Behältern (Glas-Ballons, Eigenmasse 5,5 kg) befinden sich die Stoffe bzw. die Gemische Wasser, Kohlendioxid, Butan, Quecksilber und Luft. Berechnen Sie die Massen und die Stoffmengen! Prüfen Sie, ob die verschlossenen Behälter im Wasser schwimmen würden! Begründen Sie Ihre Aussagen!

4.

9.x. quantitative Analysen

Definition(en): Titration

Die Titration ist Volumen-orientiertes Verfahren zur Bestimmung des Gehalts einer Probe unter Ausnutzung der stöchiometrischen Äquivalenz. Zur Ermittlung des Äquivalenzpunktes wird eine beobachtbare Reaktions-Eigenschaft (z.B. pH-Wert, Leitfähigkeit, Farb-Veränderungen, ...) genutzt.

9.x.y. Gravimetrie

Definition(en): Gravimetrie

Die Gravimetrie ist ein quantitatives Bestimmungs-Verfahren, bei dem mit Hilfe einer Fällungs-Reaktion ein bestimmter Stoff abgeschieden, dann abgetrennt (, ev. noch weiterbehandelt) und dann die Masse durch Wägung bestimmt wird.

Element	Aufschluss / Vorbehandlung	Fällung als ...	Einwaage als ...	Bemerkungen
Pb		PbSO ₄	PbSO ₄	
Cu		Cu ₂ (SCN) ₂	Cu ₂ (SCN) ₂	
Sn		Sn(OH) ₄	SnO ₂	
		Zinn-Cupfer- ron-Komplex	SnO ₂	
Al		Al(OH) ₃	Al ₂ O ₃	
		Aluminium- Oxin-Komplex	Aluminium-Oxin- Komplex	
Cr		Cr(OH) ₃	Cr ₂ O ₃	
		BaCrO ₄	BaCrO ₄	
Fe		Fe(OH) ₃	Fe ₂ O ₃	
		Eisen- Cupfer- ron-Komplex	Fe ₂ O ₃	
Zn		ZnS	ZnO	
		NH ₄ ZnPO ₄ * 6 H ₂ O	Zn ₂ P ₂ O ₄	

9.1.2. Lösung komplexer Aufgaben

Die Lösung von Aufgaben, die sich um eine einzelne Größen-Formel ranken, sind für die meisten Schüler kein Problem. Die Größen-Formeln müssen ev. ja nur umgestellt werden, die gegebenen Werte eingesetzt und der Taschenrechner bemüht werden.

Wenn es allerdings keine direkte Beziehung zwischen den gegebenen Größen gibt, dann fehlt manchmal der Überblick.

9.1.2.1. Lösung komplexer Aufgaben / Probleme über Größen-Karten

Eine Methode zum Lösen unübersichtlicher Aufgaben ist das Nutzen von Größen-Karten. Praktisch kann man sich das wie Landkarten vorstellen. Die Berechnungs-Größen sind die Städte. Zwischen den Städten gibt es oft Straßen und in den Landkarten sind an diesen dann z.B. die Längen der Straßen notiert. In Größen-Karten stehen nun zwischen den Größen die verbindenden Größen-Formeln. Von einem Ort zum anderen zu gelangen entspricht nun dem gerade oben beschriebenen einfachen Lösungs-Verfahren.

Will man nun aber von einem Ort zu einem anderen kommen, die keine direkte Straße besitzen, dann muss man sich von Zwischenstation zu Zwischenstation hangeln um ans Ziel zu gelangen.

9.1.2.2. Lösung komplexer Aufgaben / Probleme über die Sammlung und Kombination von Größen-Formeln

9.x.y. Titration

franz.: titre = Gehalt

Definition(en): Titration

Die Titration ist Volumen-orientiertes Verfahren zur Bestimmung des Gehalts einer Probe unter Ausnutzung der stöchiometrischen Äquivalenz. Zur Ermittlung des Äquivalenz-Punktes wird eine beobachtbare Reaktions-Eigenschaft (z.B. pH-Wert, Leitfähigkeit, Farb-Veränderungen, ...) genutzt.

9.x.y.z. Methoden zum Verfolgen von Titrations – Ermitteln des Äquivalenz-Punktes

manchmal ist der Ablauf einer Reaktion direkt an Farb-Veränderungen oder Ausfällungen beobachtbar

typisch sind Farbstoff-Indikatoren

ändern ihre Farbe in der Nähe des Äquivalenz-Punktes

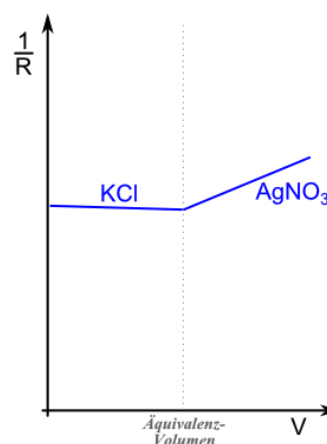
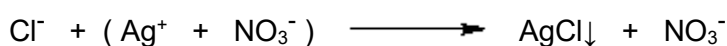
aber auch andere Lösungs- oder Reaktions-Eigenschaft sind als Maß verwendbar

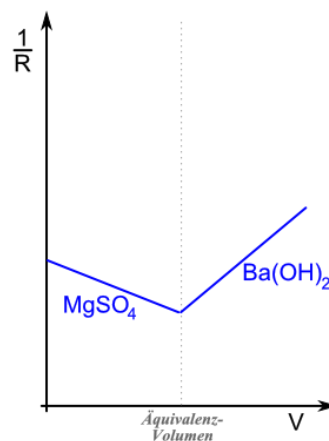
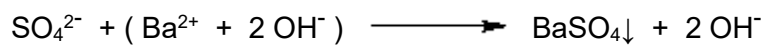
typisch und sehr häufig sind:

- Leitfähigkeit → Konduktometrie
- Wärme-Entwicklung →

Konduktometrie

Argentometrie





neben Fällungs-Titrationen auch für die Bestimmung bestimmter Stoff-Konstanten genutzt z.B. Äquivalenz-Leitfähigkeit in unendlicher Verdünnung (Λ_∞), Dissoziations-Konstanten schwacher Elektrolyte, Protolyse-Konstante, Sättigungs-Konzentration eines schwer-löslichen Salzes

9.x.y.z. Säure-Base-Titration

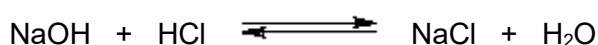
Definition(en): Säure-Base-Titration

Die Säure-Base-Titration ist ein Volumen-orientiertes Verfahren zur Bestimmung des Gehalts einer Probe an Base oder Säure unter Ausnutzung einer Neutralisations-Reaktion (/ Reaktion mit Protonen-Übergang).

Betrachten wir als Beispiel eine Säure-Base-Titration:

Gegeben ist eine Probe mit einer unbekanntem Konzentration an Natriumhydroxid. Das Proben-Fläschchen enthält genau 500 ml. Gesucht ist die Konzentration der Salzsäure in dieser Probe.

Als Reaktion zur Bestimmung des Natriumhydroxids bietet sich eine Neutralisation mit Salzsäure an:



Der Äquivalenz-Punkt dieser Reaktion lässt sich über den pH-Wert ermitteln, da die anfangs saure Probe zunehmend mit saurer Salzsäure neutralisiert wird. Der erwartete Äquivalenz-Punkt liegt bei pH=7. Die Verfolgung der Neutralisation ist z.B. über einen Indikator möglich. Für Titrations verwendet man gerne den Indikator Phenolphthalein, der im sauren Milieu farblos ist und bei basischen pH-Werten ins Fuchsin-Violett umschlägt. (Unitest zeigt immer nur schwache / weiche Farbübergänge, weil es ein Gemisch aus verschiedenen Indikatoren ist. Ob dann schon der exakte Farbton für Neutralität (pH=7) erreicht ist, ist u.U. schwer zu erkennen bzw. subjektiv (vom Beobachter abhängig.)

Eine weitere Notwendigkeit für eine Titration ist das Vorhandensein einer (reichlich) stabilen und Stoffmengen-mäßig definierten Lösung (Maßlösung). Dies ist für Salzsäure (Chlorwasserstoff-Säure) der Fall. So gibt es z.B. Ampullen, aus denen man sich eine 0,1 molare (0,1 M = 0,1 mol/l) oder 1 molare (1 M = 1 mol/l) Lösung herstellen kann. Welche der Lösungen besser geeignet ist kann man über einen Vortest herausbekommen. Für stark saure Lösungen (sehr kleiner pH-Wert) verwendet man eher die 1 molare Lösung. Für schwach saure Lösungen – mit deutlich weniger Hydronium-Ionen (pH-Wert zwischen 4 und 7) – eignet sich die 0,1 molare Salzsäure-Lösung meist besser.

Da unsere Probe nur einen schwach basischen Charakter hat, entscheiden wir uns für die 0,1 molare Salzsäure.

Prinzipiell wird bei einer Titration der nebenstehende Aufbau benutzt. In einem Becherglas oder einem ERLLENMEYER-Kolben befindet sich die Proben-Lösung. Die Bürette über dem Proben-Gefäß ist mit der Maßlösung gefüllt.

Entweder man merkt sich die aktuelle Volumen-Anzeige der Bürette oder man lässt solange etwas von der Maßlösung in ein Abfall-Gefäß laufen, bis die 0-Marke erreicht ist. Wichtig ist nur, dass wir später den Volumen-Verbrauch exakt bestimmen können.

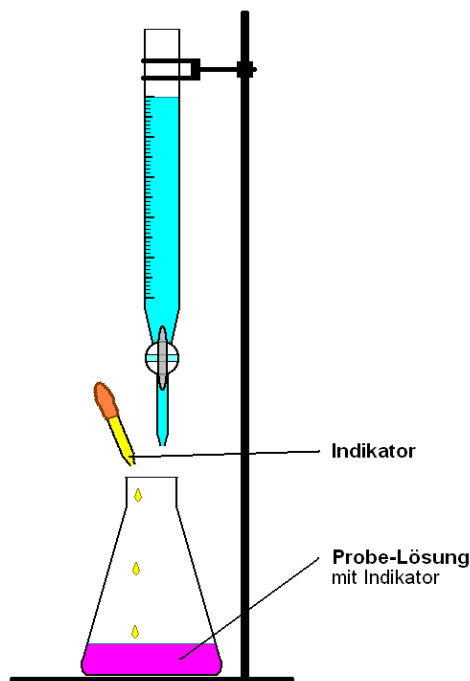
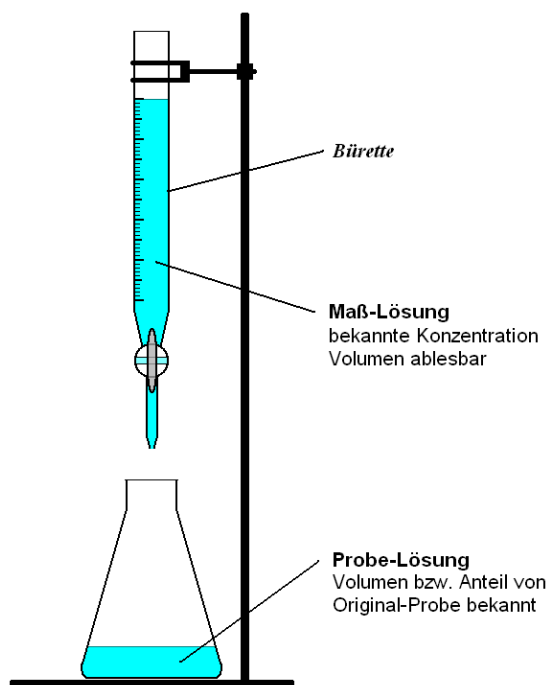
In das Proben-Gefäß muss nun die Probe eingefüllt werden. Dazu könnte man natürlich gleich die ganze Menge nehmen. Sollte bei der folgenden Titration allerdings etwas schief gehen, dann wäre auch die gesamte Probe verdorben und man müsste sich eine neue besorgen, wenn das überhaupt noch möglich ist.

Besser – und viel exakter – ist eine Aufteilung der Original-Probe in mehrere kleine Einzel-Proben. Diese können dann einzeln untersucht werden.

Geht hierbei mal etwas daneben, dann sind da ja noch andere (Einzel-)Proben, die vermessen werden können.

In Laboren nutzt man z.B. häufig folgende Teilung. Aus der Original Probe werden 5 Teile hergestellt. Die erste Einzel-Probe wird für einen Test-Lauf genutzt. Den ermittelten Wert verwendet man nicht weiter – dazu enthält er einfach zu viele Fehler-Quellen. Als Orientierungs-Wert ist aber gut genug. Die nächsten 3 (Einzel-)Proben werden für exakte Messungen benutzt. Die letzte Teil-Menge benutzt man nicht mehr, da nicht mehr garantieren werden kann, dass es sich exakt um ein Fünftel handelt. Da braucht nur noch irgendwo ein Tröpfchen im Proben-Gefäß hängen bleiben und schon wird unser Messwert nicht mehr exakt sein.

Als nächstes wird die Verfolgung der Reaktion organisiert. Wir geben in unserem Fall den Indikator Phenolphthalein zu. Weitere Möglichkeiten zum Verfolgen einer Säure-Base-Titration zeigen wir später noch auf.



Nachdem die Vorbereitungen abgeschlossen sind, startet die Mess-Phase. Man lässt langsam von der Maßlösung zutropfen und beobachtet die Indikator-Farbe. Die Zugabe der Maßlösung sollte unter ständigem Rühren erfolgen. Dazu werden heute im Labor spezielle Magnet-Rührgeräte genutzt. Das gute alte Umschwenken erfüllt seine Aufgabe aber genauso gut. Kurz vor dem Äquivalenz-Punkt tritt an der Eintropf-Stelle schon mal lokal der Farb-Umschlag auf. Ab nun muss noch vorsichtiger titriert werden. Jeder folgende Tropfen kann schon zu viel sein. Wenn die der Farb-Umschlag vollständig erfolgt ist – und auch nach dem Umrühren erhalten bleibt, dann ließt man an der Bürette ab. Wenn nicht beim 0-Punkt abgefangen wurde, muss nun noch die Differenz berechnet werden. Ansonsten ist der abgelesene Wert das sogenannte verbrauchte Volumen. Sollte man einen Tropfen übertitriert haben, dann zieht man noch das Volumen von diesem Tropfen (0,3 ml) ab. Mit den nächsten (zwei) Einzel-Proben wird der Meßvorgang nun wiederholt. Auf diese Weise erhält man drei auswertbare Meßwerte von denen man zuerst einmal den Durchschnitt berechnet.

gemessen:

$${}_1V_{HCl} = 26,4 \text{ ml}$$

$${}_2V_{HCl} = 27,1 \text{ ml}$$

$${}_3V_{HCl} = 25,9 \text{ ml}$$

Berechnen des Durchschnitts:

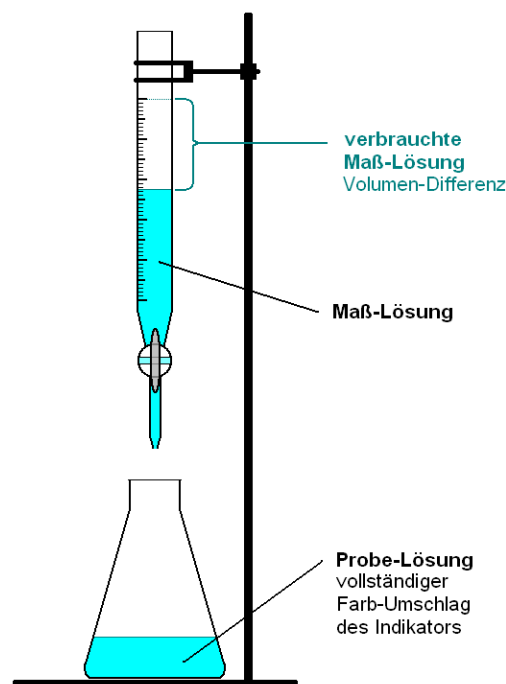
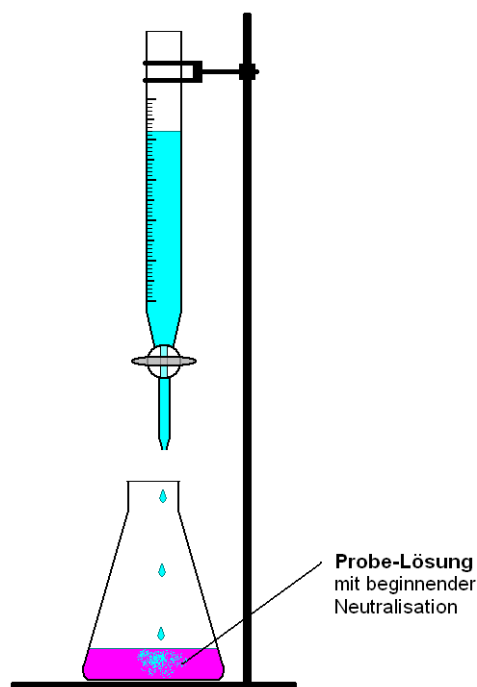
$$\overline{V_{HCl}} = \frac{\sum V}{n} = \frac{26,4 \text{ ml} + 27,1 \text{ ml} + 25,9 \text{ ml}}{3}$$

$$\overline{V_{HCl}} = \frac{79,4 \text{ ml}}{3} = \underline{26,467 \text{ ml}}$$

Nun folgt die eigentliche Berechnung der Proben-Konzentration. Zuerst korrigieren wir die Teilung der Probe:

$$V_{HCl} = \overline{V_{HCl}} \cdot \text{Teiler} = 26,467 \text{ ml} \cdot 5$$

$$V_{HCl} = \underline{132,33 \text{ ml}}$$



Hätten wir die gesamte Proben-Menge in einem Versuch titriert, dann hätten wir 132,33 ml der 0,1 molaren Salzsäure verbraucht.

Für die Neutralisation gilt im Äquivalenz-Punkt die Gleichheit / Ausgeglichenheit von Hydroxid- und Hydronium-Ionen:

$$n_{OH^-} = n_{H^+}$$

Über die allgemeingültige Formel: $c = \frac{n}{V}$ für die Konzentration kommen wir an die handhabbare Größe Volumen. Nach der Stoffgröße n umgestellt ergibt sich:

$$n = c \cdot V$$

Mit dieser Formel ersetzen wir jeweils die Stoffmenge der Hydronium- und der Hydroxid-Ionen in der Äquivalenz-Gleichung:

$$c_{OH^-} \cdot V_{OH^-} = c_{H^+} \cdot V_{H^+}$$

und stellen nach der gesuchten Größe Hydroxid-Ionen-Konzentration (c_{OH^-}) um:

$$c_{OH^-} = \frac{c_{H^+} \cdot V_{H^+}}{V_{OH^-}}$$

Da die rechts stehenden Größen alle bekannt sind, können wir mit dem Einsetzen, Kürzen und Berechnen fortfahren:

$$c_{OH^-} = \frac{0,1 \frac{\text{mol}}{\text{l}} \cdot 132,33 \text{ ml}}{500 \text{ ml}}$$

$$c_{OH^-} = \frac{0,1 \frac{\text{mol}}{\text{l}} \cdot 132,33}{500}$$

$$\underline{\underline{c_{OH^-} = 0,0265 \frac{\text{mol}}{\text{l}} = 0,0265 \text{ M}}}$$

Als Ergebnissatz können wir nun formulieren:

Die Natriumhydroxid-Lösung hatte eine Konzentration von 0,0265 mol/l.

Neben einem Indikator kann man auch eine direkte Verfolgung des pH-Wertes realisieren. Dazu werden spezielle Glas-Elektroden genutzt, deren Spannungs-Potential das Ergebnis der Hydronium-Ionen-Konzentration ist. Im Mess-Gerät wird das Spannungs-Potential dann sofort in einen konkreten pH-Wert umgerechnet.

(Beachten Sie aber, dass diese Mess-Methode eine Eichung des Gerätes voraussetzt!)

Für die nachfolgenden Diagramme gehen wir von definierten Lösungen aus, um den Kurven-Verlauf auch nachvollziehbar zu machen. Wir titrieren jeweils eine 1 M Salzsäure-Lösung mit einer 1 M Natriumhydroxid-Lösung. Dadurch neutralisiert jede zugegebene Volumen-Einheit eine gleichgroße Volumen-Einheit der Ausgangs-Lösung.

Auch andere physikalische Größen lassen sich zur Verfolgung der Neutralisation nutzen. Üblich sind die Leitfähigkeit und die Temperatur. Die Temperatur setzt allerdings sehr feine Mess-Techniken voraus, diese können wir im normalen Labor kaum erfüllen.

Eine sehr exakte Bestimmung des Neutralitäts-Punktes ist durch die Verfolgung der elektrischen Leitfähigkeit gegeben. Hydronium- und Hydroxid-Ionen sind im Lösungsmittel Wasser nur temporär existierende Ionen. Praktisch springt die Ladung über die Wasserstoff-Brücken-Bindungen zwischen den Wasser-Molekülen bzw. den Hydroxid- und Hydronium-Ionen hinweg. Die Wasser-basierten Ionen wandern also fast gar nicht, sondern reichen einfach die Ladung nur weiter. Dadurch wird die Leitfähigkeit im Wesentlichen von der Menge an Hydroxid- und / oder Hydronium-Ionen bestimmt. Je höher deren Konzentration, umso besser leitet die Lösung den elektrischen Strom. Die anderen Ionen – wie z.B. Natrium- oder Chlorid-Ionen sind relativ große, beständige, geladene Objekte, die im elektrischen Feld nur langsam wandern können. Sie tragen deshalb nur in einem geringen Maße zur Leitfähigkeit einer Lösung bei.

Im Neutralisations-Punkt ist die Menge an Hydroxid- und Hydronium-Ionen am Geringsten und damit auch die Leitfähigkeit der Lösung am Kleinsten. Sobald eine der Ionen im Überschuß vorkommt – also die Lösung basisch oder sauer ist – steigt die Leitfähigkeit stark an.

Methode: Maßanalyse

Bestimmung des Säure-Gehaltes einer Probe
--

Methode: Maßanalyse

Bestimmung des Base-Gehaltes einer Probe

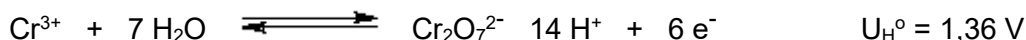
9.x.y.z.2. Titration schwacher Säuren oder Basen

9.x.y.z.3. Titration mehrwertiger Säuren oder Basen

Bisher haben wir so getan, als würde eine mehrwertige Säure (z.B. Schwefelsäure oder Phosphorsäure) oder Base (z.B. Magnesiumhydroxid od. Aluminiumhydroxid) zwar in mehreren Einzel-Reaktionen zerfallen, aber dies im Wesentlichen alles gleich hintereinander weg ablaufen. Bei der Titration einer entsprechenden Säure oder Base mit einer einwertigen Base oder Säure tauchen mehrere klar erkennbare Neutralisationspunkte auf. Diese lassen sich nur erklären, wenn man von der unterschiedlichen Stärke der einzelnen korrespondierenden Säure-Basen-Paare einer Dissoziations-Stufe ausgeht.

Die einzelnen Dissoziations-Stufen laufen quasi hintereinander ab. Erst wenn eine Stufe weitgehend abgeschlossen ist, beginnt die nächste Stufe.

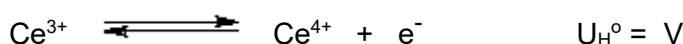
9.x.y.z.1. Chromatometrie



pH-abhängig; Chromat-Lösung titer-beständig; eindeutig; schwache Färbung (CrO_4^{2-})
ev. Indikator Diphenylamin

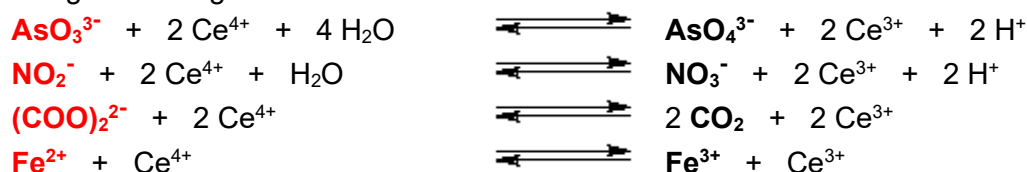
Haupt-Verwendung nur noch in der Eisen-Bestimmung

9.x.y.z.1. Cerimetrie

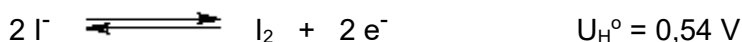


Cer(IV)-Lösung titer-beständig; eindeutige Reaktions-Verläufe; teuer
ev. Katalysator notwendig (z.B. Osmiumtetroxid oder Iodmonochlorid)

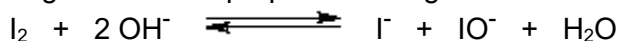
Verwendung in den folgenden Nachweisen:



9.x.y.z.1. Iodometrie (Jodometrie)



begleitet von Disproportionierung:

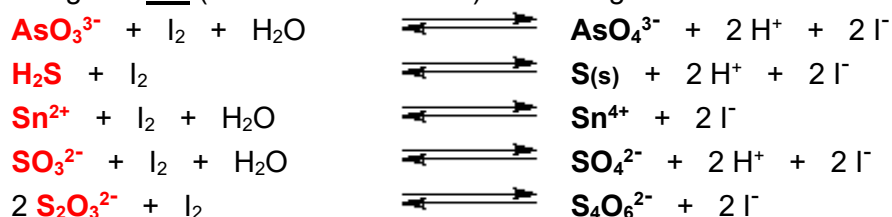


oder:

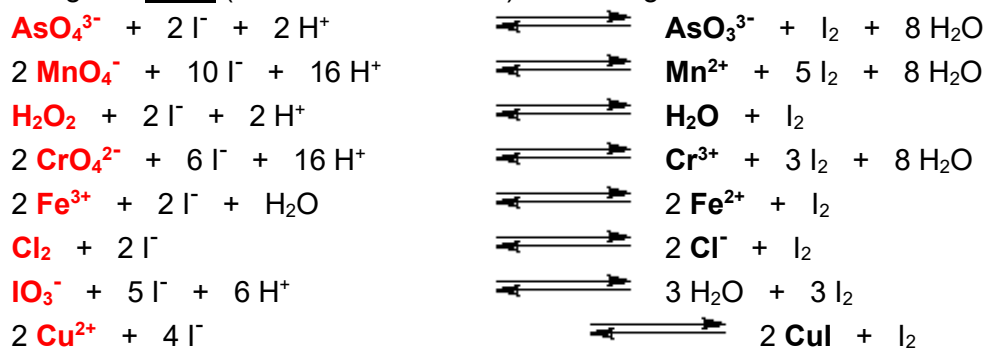


statt I_2 wird besser KI_3 (Iod-Kaliumiodid, (Kaliumtriiodid)) verwendet

Verwendung von **Iod** (als Oxidations-Mittel) in den folgenden Nachweisen:



Verwendung von **Iodid** (als Reduktions-Mittel) in den folgenden Nachweisen:

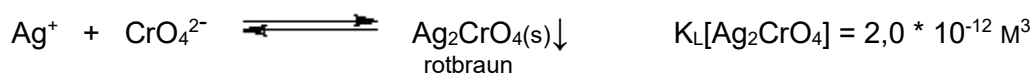
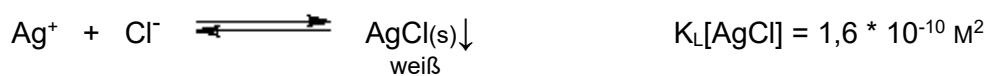


9.x.y.z. Fällungs-Titrationen

Definition(en): Fällungs-Titration

Die Fällungs-Titration ist Volumen-orientiertes Verfahren zur Bestimmung des Gehalts einer Probe unter Ausnutzung einer Fällungs-Reaktion.

Element / Stoff	Aufschluss / Vorbehandlung	Fällung als ...	Maß-Lösung	Indikator	Bemerkungen
Ag			SCN ⁻	Fe ₂ (SO ₄) ₃	
Ag			KBr	Rhodamin 6 G	
Cl, Br, I			AgNO ₃	KCrO ₄	
Cl ⁻			AgNO ₃	Fluoresceïn	
Zn			K ₄ [Fe(CN) ₆]	UO ₂ (NO ₃) ₂	
Pb			(NH ₄) ₂ MoO ₄	Tannin	
SO ₄ ²⁻				Thorin	
Mg, Ca, Ba			Kaliumpalmitat	Phenolphthaleïn	



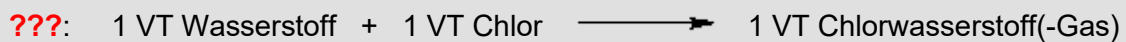
zuerst fällt das sehr schwer lösliche Silberchlorid aus

bei weiterer Zugabe von Silbernitrat steigt die Silber-Ionen-Konzentration über den, durch die Löslichkeit gegebenen Wert
wenn der Äquivalenz-Punkt überschritten ist, reagiert nun die Silber-Ionen stärker mit dem Chromat und bildet den rotbraunen Niederschlag, der damit als optischer Anzeiger (Indikator) für die überschüssig zugesetzten Silber-Ionen fungiert
vorher reicht die praktische Konzentration der Silber-Ionen nicht dazu aus, um einen Chromat-Niederschlag zu bilden

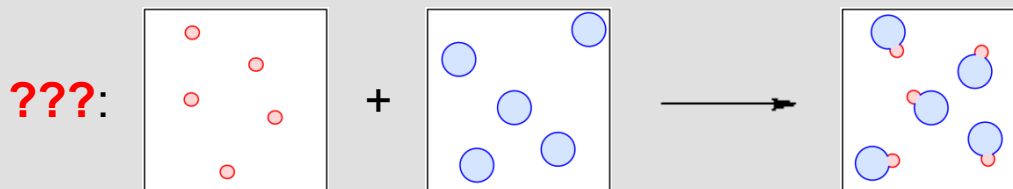
Exkurs: Molekül-Hypothese von AVOGADRO

AVOGADRO wollte prüfen, ob die damals (bis 1811) allgemein vertretende Position, dass die kleinsten normal existierenden Teilchen immer (einzelne) Atome sind. Mit anderen Worten, wollte AVOGADRO wissen, ob Gase aus einzelnen Atomen bestehen.

Wären Wasserstoff und Chlor einatomige Gase, dann müsste bei der Reaktion von beiden ein halb so großes End-Volumen über bleiben. Das setzt natürlich die Gültigkeit des Gesetzes von AVOGADRO voraus:



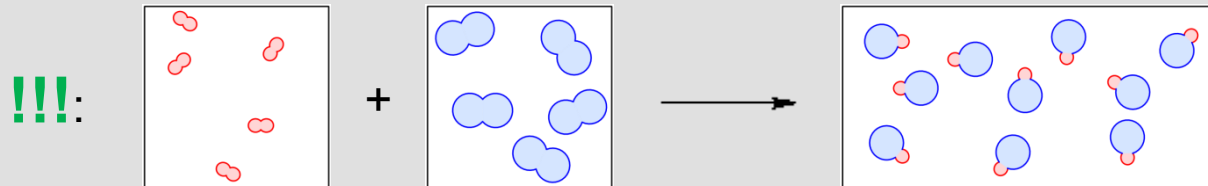
1 VT ... 1 Volumen-Teil \rightarrow ein weißes Quadrat (in den folgenden Abbildungen)



In der Praxis findet man aber:



Dies lässt nur den Schluss zu, dass auch die Gase Wasserstoff und Chlor schon als zweiatomige Teilchen vorkommen.



AVOGADRO benannte die scheinbar vorhandenen Atom-Paare Moleküle (molecula, lat.: kleine Masse). Heute verstehen wir unter Molekülen alle mehratomigen Teilchen, die sich relativ frei bewegen können und für abgeschlossen existieren.

Anhand weiterer Untersuchungen bei anderen Reaktionen konnte die Molekül-Hypothese von AVOGADRO bestätigt werden. Heute wissen wir – auch durch andere physikalische und chemische Untersuchungen – dass die üblichen gasförmigen Elemente molekular vorkommen. Eine Ausnahme bilden die Edelgase.

Aufgaben:

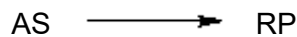
1. Prüfen Sie, ob man auch für die Reaktionen von:

a) Wasserstoff mit Stickstoff zu Ammoniak

b) Wasserstoff mit Sauerstoff zu Wasser

c) Stickstoff mit Sauerstoff zu Distickstoffdioxid (theoretische Reaktion)
die Molekularität der Ausgangsstoffe nachweisen kann!

für chemische Reaktion:



$$m_{AS} = m_{RP} \quad (\text{Prinzip von der Erhaltung der Masse (physikalisch nicht ganz exakt!, aber mehr als hinreichend genau) LOMONOSSOW / LAVOISIER})$$

bei größeren Formeln für die reagierenden Stoffe wird alternativ auch die folgende Schreibweise genutzt:

$$m[AS] = m[RP]$$

Die Stoffe werden also nicht als Index geschrieben sondern in eckigen Klammern hinter das Formelzeichen

unter Verwendung von: $m = M \cdot n$

$$M_{AS} \cdot n_{AS} = M_{RP} \cdot n_{RP}$$

durch Umstellen kann man:

$$\frac{m_{AS}}{m_{RP}} = 1 \quad \frac{M_{AS} \cdot n_{AS}}{M_{RP} \cdot n_{RP}} = 1$$

erhalten, die sich durch Gleichsetzung über die Verhältniszahl 1 wieder kombinieren lassen:

$$\frac{m_{AS}}{m_{RP}} = \frac{M_{AS} \cdot n_{AS}}{M_{RP} \cdot n_{RP}}$$

für chemische Reaktionen mit mehreren Ausgangsstoffen oder Reaktionsprodukten gilt der Zusammenhang prinzipiell ersteinmal nur für die Summen der Einzel-Massen und die Summen der Produkte von Stoffmenge und molarer Masse

Unter Beachtung des Gesetzes der konstanten ??? Proportionen gilt der Zusammenhang auch für einzelne Stoffe (Bei der Kombination der Formeln wäre dann allerdings nicht die Verhältniszahl 1 anzuwenden, sondern die praktische Verhältniszahl zwischen z.B. den Massen eines Ausgangsstoffes zu einem ausgewählten Reaktionsprodukt)



es gilt immer noch:

$$m_{AS} = m_{RP}$$

mit:

$$m_{AS1} + m_{AS2} = m_{RP1} + m_{RP2} + m_{RP3}$$

in einem Modell-Beispiel sein folgende Masse aktiv:

$$6\text{kg}[AS1] + 4\text{kg}[AS2] = 5\text{kg}[RP1] + 2\text{kg}[RP2] + 3\text{kg}[RP3]$$

also:

$$10\text{kg} = 10\text{kg}$$

für alle Stoffe gilt

$$\frac{m_{AS1} + m_{AS2}}{m_{RP1} + m_{RP2} + m_{RP3}} = \frac{(M_{AS1} \cdot n_{AS1}) + (M_{AS2} \cdot n_{AS2})}{(M_{RP1} \cdot n_{RP1}) + (M_{RP2} \cdot n_{RP2}) + (M_{RP3} \cdot n_{RP3})}$$

betrachtet man dagegen z.B. nur AS2 und RP1 dann ergibt sich:

$$\frac{m_{AS2}}{m_{RP1}} = \frac{4\text{kg}}{5\text{kg}} = \frac{4}{5}$$

dementsprechend gilt auch:

$$\frac{4}{5} = \frac{M_{AS2} \cdot n_{AS2}}{M_{RP1} \cdot n_{RP1}}$$

und kombiniert wieder:

$$\frac{m_{AS2}}{m_{RP1}} = \frac{M_{AS2} \cdot n_{AS2}}{M_{RP1} \cdot n_{RP1}}$$

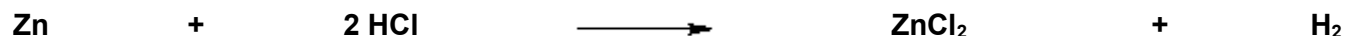
was genau unserer abgeleiteten Haupt-Formel entspricht.

Aber wir können das Stöchiometrische Rechnen auch relativ intuitiv aus der Interpretation von chemischen Gleichungen ableiten und so zu den üblichen und gut gebräuchlichen Verhältnis-Gleichungen kommen.

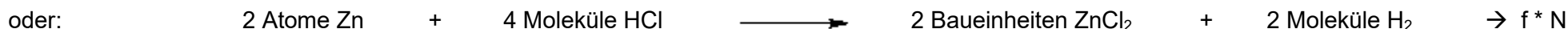
Als Beispiel nutzen wir den Klassiker:



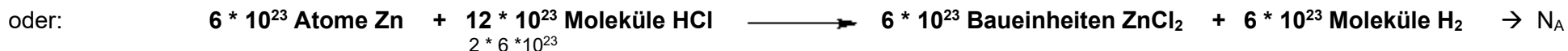
Zuerst setzen wir die Wort-Gleichung in eine "schöne" Reaktions-Gleichung um:



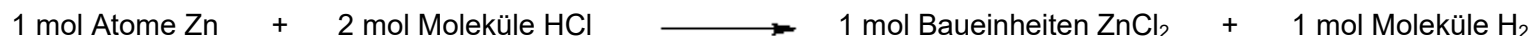
Das Ausgleichen haben wir gleich mit eingeschlossen. Dies sollte auch kein Problem mehr darstellen. Die einzelnen Positionen lassen sich immer als so-und-soviele Atome, Ionen, Moleküle oder Baueinheiten interpretieren. Dabei erinnern wir uns an die Regelung, dass eine 1 vor einem Stoff nicht mitgeschrieben wird.



Irgendwann kommen wir dann beim Erweitern bei einer Teilchenzahl an, die gewisse Assoziationen hervorruft:



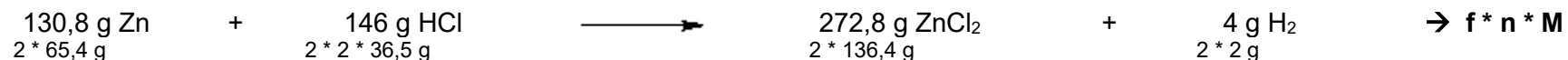
Die Menge von $6 * 10^{23}$ Teilchen lässt sich viel schöner als mol schreiben:



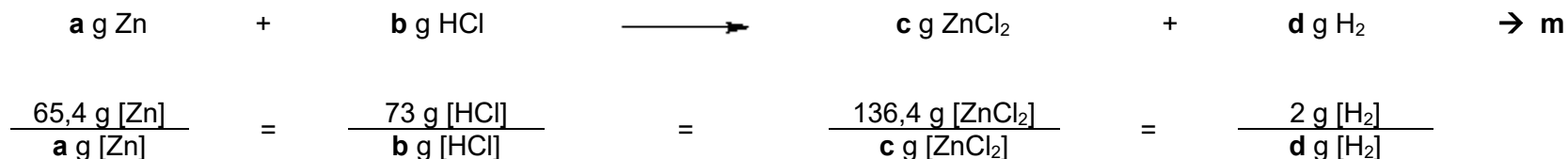
Wie schwer jeweils ein mol einer Teilchen-Art ist, können wir nun aus dem PSE, Tabellenbücher herausuchen oder im Notfall auch berechnen:



Entsprechend des obigen Systems oder unter Beachtung des Gesetzes von der Erhaltung der Masse können wir wieder jede beliebige Erweiterung vornehmen:



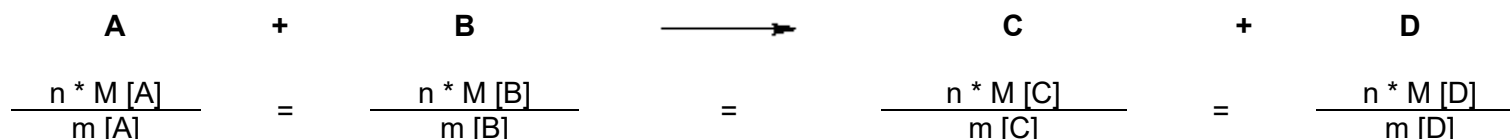
Ist nun eine der Massen a, b, c oder d gegeben, dann können wir jede andere über die einfachen Verhältnis-Gleichungen ausrechnen.



Zum Schluss verallgemeinern wir die Positionen auf Formelzeichen:

$$\frac{n * M [\text{Zn}]}{m [\text{Zn}]} = \frac{n * M [\text{HCl}]}{m [\text{HCl}]} = \frac{n * M [\text{ZnCl}_2]}{m [\text{ZnCl}_2]} = \frac{n * M [\text{H}_2]}{m [\text{H}_2]}$$

Und dann bleibt nur noch die Verallgemeinerung auf prinzipiell jede chemische Reaktion:



Oder, wie es einige lieber mögen – die Stoffe als Index an die Formel-Zeichen:

$$\frac{n_A * M_A}{m_A} = \frac{n_B * M_B}{m_B} = \frac{n_C * M_C}{m_C} = \frac{n_D * M_D}{m_D}$$

Aufgaben:

1. Berechnen Sie!

- die Masse Zinkchlorid, die beim Einsatz von 100 g Zink gebildet werden kann
- die Masse Wasserstoff, die beim Einsatz von 100 g Zink gebildet werden kann
- die Masse Wasserstoff, die aus 284 g Salzsäure (Chlorwasserstoff) freigesetzt werden kann
- wieviele kg Zinkchlorid aus 237 g Zink gebildet werden können
- welche Masse Zink muss mit 854 kg Salzsäure (Chlorwasserstoff) reagieren, damit die Reaktion vollständig abgelaufen ist
- wieviele g Zinkchlorid entstehen neben 53 g Wasserstoff

2. Stellen Sie für die obige Gleichung das gleiche Schema auf, indem Sie statt der Masse für Wasserstoff das (gebrauchte) Volumen $3,72 * 10^{20}$ ml pro Molekül verwenden! (Damit Sie eine allgemeine Gleichung herausbekommen, dürfen das auch für HCl-"Gas" tun!)

Beziehungen zwischen den wichtigen Größen der Stöchiometrie

Beispiel-Gleichung:



$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{n_1 \cdot M_1}{n_2 \cdot M_2}$$

1,2 .. XX, YY od. ZZ

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

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

$$m = \rho \cdot V$$

Dichte ρ

Stoff-abhängige
Konstanten
→ Tafelwerk

Masse m
→ abs. Atom- bzw.
Molekül-Masse

$$m_{XX} = M_{XX} \cdot n_{XX}$$

$$m_{XX} = M_{XX} \cdot x \text{ [mol]}$$

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

$$m = M \cdot n$$

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

**molare
Masse M**

$$n_{XX} = \frac{m_{XX}}{M_{XX}}$$

$$x \text{ [mol]} = \frac{m_{XX}}{M_{XX}}$$

Bsp.-Formel:

$Q_q R_r \dots S_s$

$$m_M = q \cdot m_Q + r \cdot m_R + \dots + s \cdot m_S$$

$$m_M = m_{A_1} + m_{A_2} + \dots + m_{A_n}$$

$$m_A = OZ \cdot m_{p^+} + OZ \cdot m_n + OZ \cdot m_{e^-}$$

**absolute Atom- bzw.
Molekül-Masse m_A, m_M**

$$m_{p^+} = m_n = 1 \text{ u}$$

$$m_{e^-} = 0,0005 \text{ u}$$

OZ ... Ordnungszahl (des Elementes); e^- ... Elektron; n ... Neutron; p^+ ... Proton

Volumen V

**molares
Volumen V_M**
(Gase: = 22,4 l/mol)

$$V = V_M \cdot n$$

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

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

**Konzentration
 c**

Hilfs-Größen

$$n = c \cdot V$$

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

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

$$1 \text{ M} = 1 \text{ mol/l}$$

$$1 \text{ M} = 1 \text{ mmol/ml}$$

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{n_1 \cdot V_{M1}}{n_2 \cdot V_{M2}} \quad \frac{V_1}{m_2} = \frac{n_1 \cdot V_{M1}}{n_2 \cdot M_2}$$

1,2 .. XX, YY od. ZZ

Stoffmenge n

SI-def.
Konstante
AVOGADRO-Konstante
 $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

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

$$N = n \cdot N_A$$

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

**Stoffmengen-
Verhältnis**

$$\frac{n_{XX}}{n_{YY}} = \frac{x}{y}$$

$$\frac{n_{XX}}{n_{ZZ}} = \frac{x}{z}$$

Stoffmenge n

Maß-Größen

Teilchen-Anzahl N

Größen-Umrechnungen

$$1 \text{ u} = 1 \text{ Da} = 1,661 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

$$m[\text{Zn}] = \frac{12 \text{ kg} \cdot 65,37}{136,27}$$

Das Ganze noch schnell in den Taschenrechner getippt und die Einheit überprüft (ob diese zur gesuchten Größe passt):

$$m[\text{Zn}] = \underline{\underline{5,7565 \text{ kg}}}$$

Als Lösung bieten wir dann z.B. den Antwortsatz:

Wenn Zink und Salzsäure umgesetzt wird, dann benötigt man zur Herstellung von 12 kg Zinkchlorid rund 5,76 kg Zink.

Mit den Molaren Volumen (V_M) im Verhältnis zu den Volumen – statt den Molaren Massen (M) im Verhältnis zu den Massen – funktioniert es genauso.

$$\frac{m_{AS}}{M_{AS}} = \frac{V_{RP}}{V_{MRP}} = n \quad \text{ergibt eingearbeitet:} \quad \frac{m_{AS}}{n_{AS} \cdot V_{MAS}} = \frac{m_{RP}}{n_{RP} \cdot V_{MRP}}$$

Dabei ist die Kombination von Masse m mit Molarer Masse M sowie Volumen V und Molares Volumen V_M für Ausgangsstoffe oder Reaktionsprodukte frei, da diese über die Stoffmenge n gekoppelt sind.

$$\frac{m_1}{n_1 \cdot M_1} = \frac{V_2}{n_2 \cdot V_{M2}}$$

für die Gase gilt mit ausreichender Genauigkeit: $V_M = 22,4 \text{ l/mol}$

Übungs-Aufgaben (z.B. zur Vorbereitung auf eine Klausur)

1. Zur Herstellung von Wasserstoff aus Zink und Salzsäure wird der KIPPsche Gasentwickler mit 155 g Zink bestückt.

- a) Stellen Sie die chemische Gleichung auf!**
- b) Welches Volumen in Litern an Wasserstoff können hergestellt werden?**
- c) Welche Masse an gelöstem Chlorwasserstoff wird für die Reaktion benötigt?**
- d) Welche Masse in Milligramm an Zinkchlorid kann nach Abschluss der Reaktion aus dem Gemisch der Reaktions-Produkte gewonnen werden?**
- e) Welche der bisher berechneten Mengen würden sich verändern, wenn man neben dem gegebenen Zink genau 155 g Chlorwasserstoff zur Verfügung hätte? Begründen Sie Ihre Meinung und belegen Sie die Aussagen mit Berechnungen!**

9.x. Aufgaben (über Aufgaben)

Umrechnen von Größen

1. Übernehmen Sie die Tabellen und rechnen Sie die fehlenden Werte aus!
(Verwenden Sie eine andere Farbe zum Eintragen der Werte!)

a) Umrechnung der Masse

geg.	ges.				
	µg	mg	g	kg	t
mg					
g			1	0,001 od. 10^{-3}	
kg			1000 od. 10^3		
t					
kt					

b) Umrechnung der Masse

Stoff	mg	g	kg	nach Vorgabe
Eisen			1	
Phosphor		12		
Sauerstoff(-Gas)	197,4			
Kaliumbromid				0,4 g
Eisen(III)-oxid				126 t
Ammoniak				$1,75 \cdot 10^6$ mg

c) Umrechnung des Volumens

Stoff	ml	l	nach Vorgabe	nach Vorgabe
Schwefel	10		mm^3	dm^3
Blei		0,23	dm^3	cm^3
Wasser	2000		m^3	hl
Schwefeldioxid		25		
Stickstoff(-Gas)	18,63		µl	mm^3
Schwefelsäure			10 dm^3	
Stärke (Amylose)			m^3	29 dm^3

2.

Berechnen von Größen (über die Definitions-Formel)

1. Berechnen Sie die Teilchenanzahl aller Elemente für die folgenden Stoffproben!

- | | |
|---------------------------|---------------------------------|
| a) 4 mol Fe | b) 3,89 mol Schwefel |
| c) 167 mol O ₂ | d) 7 mol Wasserstoff(-Gas) |
| e) 0,3 mol Ozon | f) 12,4 mmol Kohlenstoff |
| g) 9,2 mol Natriumchlorid | h) 0,75 mol Mg(OH) ₂ |
| i) 0,45 mmol Glucose | j) 0,2 mmol Magnesiumphosphat |
| k) 1 mol Saccharose | l) 146 µmol Benzen |

2. Übernehmen Sie die Tabelle und berechnen Sie die fehlenden Werte!

Stoff	N _{Stoff} []	n _{Stoff} [mol]	n _{Atome}	N _{Elektronen}	nach Vorgabe
Magnesium	$6,022 \cdot 10^{23}$				
Kohlenstoff		25			
Helium	$12 \cdot 10^{23}$				
Chlor-Atome (Radikale)	$12 \cdot 10^{23}$				
Wasser			24 mmol		
Wasserstoff(-Gas)		8,4			
Kaliumchlorid					n[K ⁺]=20 mmol

Blei(IV)-sulfat			12 mol		
Glucose					$N_O=3 \cdot 10^{24}$

3. Berechnen Sie für die folgenden Stoff-Proben die Teilchen-Anzahl und entweder die Masse oder das Volumen!

- | | |
|-----------------------------------|------------------------|
| a) 1 mol Eisen | b) 10 mmol Wasser |
| c) 19 mol Wasserstoff(-Gas) | d) 1846 mmol Aluminium |
| e) 100 mol Wasser-Dampf (>100 °C) | f) 0,78 mol Aceton |
| g) 0,1 mmol Hg | h) 15 mol Messing |

4. Von einer Stoffprobe aus reinem Wasser ist bekannt, dass sie genau 1 l einnimmt! Berechnen Sie ...!

- die Masse dieser Stoffprobe
- die Teilchenanzahl Wasser-Moleküle
- das Volumen in ml
- die Stoffmenge
- die Teilchenanzahl an gelöstem Sauerstoff

5. Beim genauen Analysieren fand man dann doch die folgenden Mengen von anderen Stoffen in dem Liter "reinem" Wassers.

- | | |
|--|---------------------------|
| 0,02 mol Natriumchlorid | 10 mmol Magnesiumbromid |
| $6 \cdot 10^{18}$ Teilchen (Moleküle) Ammoniak | 10^{15} Aluminium-Ionen |
| 1 g Calciumcarbonat | 0,2 mg Phosphat-Ionen |

Berechnen Sie die folgenden Größen!:

- jeweils die Stoffmenge von Ammoniak und Aluminium-Ionen
- jeweils die Teilchenanzahl von / der:
 - Natriumchlorid(-Baueinheiten)
 - Magnesium-Ionen
 - Bromid-Ionen
- jeweils die Konzentration von NaCl, Magnesiumbromid und Ammoniak
- die Stoffmenge Calciumcarbonat
- die Konzentration des Calciumcarbonats
- die Stoffmenge der Phosphat-Ionen
- die Teilchenanzahl der folgenden Elemente:
 - Chlor
 - Stickstoff
 - Brom
 - Sauerstoff

Berechnen von indirekt zusammengehörigen Größen

1.

Sachaufgaben / komplexe Aufgaben

Aufgaben für die gehobene Anspruchsebene

Reserve-Aufgaben

- a)
- c)
- e)
- g)
- i)
- k)

- b)
- d)
- f)
- h)
- j)
- l)

9.x. stöchiometrische Größen der technischen Chemie

bzw. in der chemischen Reaktions-Technik

Ausgangs-Schema



Verhältniszahl v

modern / lt. DIN: stöchiometrische Zahl

Umsatz

Ausbeute

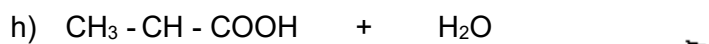
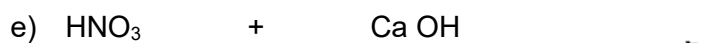
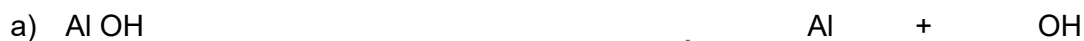
Selektivität

$$\text{Ausbeute} = \text{Umsatz} * \text{Selektivität}$$

v

Aufgaben (für Wiederholungen, Übungen und z.B. zur Vorbereitung auf Kontrollen)

1. Finden Sie die Fehler! Korrigieren Sie die Gleichungen! Stellen Sie dann die Wortgleichungen auf!



2. Stellen Sie die Gleichungen (Gesamtgleichung, Teilgleichungen (Reaktionsschritte, Ionenschreibweise, ...)) auf! Bestimmen Sie jeweils den Reaktionstyp!

a)	Lösen von Kaliumdihydrogenphosphat in Wasser!
b)	Reaktion von Silbernitrat mit Magnesiumbromid (<i>Silberbromid ist in Wasser schwerlöslich</i>)
c)	Reaktion von Essigsäure- mit Natriumhydroxid-Lösung
d)	Bildung von Bariumsulfat aus Kaliumhydrogensulfat und Bariumnitrat in wässriger Lösung
e)	Verbrennung von Ethan

3. Eisen(II,III)-oxid wird mit Aluminium zur Reaktion gebracht (Alumino-thermisches Schweißen).

a) Welche Masse Eisenoxid wird zur Herstellung von 0,84 kg Eisen benötigt!

b) Welche Masse Eisenoxid muss man verwenden, wenn die Ausbeute 85% beträgt! (Restliches Eisen verbleibt in der Schlacke!)

4. Vor dem Kochen an einem Propanherd wiegt die 10-Liter-Propanflasche 5,7 kg (bei 20 °C).

a) Welche Masse und welches Volumen Propan wurde verbraucht, wenn die Flasche nachher noch 5,6 kg (bei 25 °C) wiegt?

b) Wie viel Gramm und Milliliter Kohlendioxid entstehen?

5. Übernehmen Sie die folgende Tabelle und füllen Sie die leeren Zellen aus!

Kriterium	Säure-Base-Reaktion	= ≠	Redox-Reaktion
Reaktions-Typ bestimmendes Teilchen			
Donator-(Teil-) Reaktion			
Akzeptor-(Teil) Reaktion			
Bezeichnung des Donators			
Definition des Donators			
Bezeichnung des Akzeptors			
Definition des Akzeptors			
korrespondierendes Paar			
Grund-Schema (2 korresp. Paare)			
Disproportionierung			
Synproportionierung			
Reaktions-Stärke-beschreibende Größe			
Skalierung der Reaktions-Stärke			
Beschreibung der Konzentrations-Abhängigkeit des Potentials			

9.

Schnellfrage-Runde

1. Woraus sind alle Stoffe aufgebaut? Benennen Sie die Bau-Elemente der Stoffe!
2. Geben Sie für die folgenden Verbindungen eine Valenzstrich-Formel an!
a) Wasser b) Schwefeldioxid c) Fluorwasserstoff d) Methan
3. Was versteht man Dissoziation eines Stoffes?
4. Was versteht man unter einer Reaktion mit Protonen-Übergang? Sind solche Vorgänge eigentlich wirklich chemische Vorgänge, da diese häufig als Veränderungen der Elektronen-Konfigurationen verstanden werden? Begründen Sie Ihre Meinung!
5. Welche Informationen können Sie aus der Ordnungszahl eines Elementes ableiten?
9. Definieren Sie die Begriffe Säure und Base nach ARRHENIUS!
7. Wie verändert sich die Elektronegativität innerhalb des PSE?
8. Was sind Kationen, was Anionen?
9. Was versteht man unter VAN-DER-WAALS-Kräfte? Wo wirken sie?
10. Geben Sie die Ladung von Proton, Neutron und Elektron an!
11. Geben Sie mindestens drei (allgemeine) Möglichkeiten zur Bildung eines Salzes an! Unterlegen Sie jede Möglichkeit mit einem konkreten Beispiel!
12. Bestimmen Sie die Formeln der folgenden Verbindungen nur mit Hilfe des PSE!
a) Aluminiumoxid b) Schwefeltrioxid c) Bromwasserstoff
13. Geben Sie drei Beispiele für Moleküle an! Notieren Sie deren chemische Formel!
14. Skizzieren Sie Wasser-Moleküle in LEWIS-Schreibweise! Zeigen Sie, wo sich zwischen diesen beiden Molekülen Wasserstoff-Brücken-Bindungen entwickeln könnten!
15. Wie nennt man die Spalten im PSE?
19. Stellen Sie die Dissoziations-Gleichungen für die folgenden Stoffe auf!
a) HBr b) Mg(OH)₂ c) AlCl₃ d) KH₂PO₄
e) schweflige Säure f) Kaliumhydroxid g) Kaliumchlorid
17. Definieren Sie die Begriffe Massenzahl und Ordnungszahl! Was besagt die Massenzahl und was die Ordnungszahl?
18. Wie ist die Elektronegativität (nach PAULING) definiert?
19. Bestimmen Sie die Oxidationszahlen für alle Atome in den folgenden Stoffen!
a) Schwefel b) Wasser c) NH₃ d) Phosphorpentoxid e) Blei
f) Ethanol g) Nitrat-Ion h) Magnesiumhydroxid i) Benzen
20. Skizzieren Sie die Elektronen-Konfiguration der folgenden Elemente in der Kästchen-Schreibweise (Schreibweise nach PAULING)!
a) Sauerstoff b) Magnesium c) Neon d) Kohlenstoff e) Fluor
21. Definieren Sie die Begriffe Säure und Base nach BROENSTED!
22. Was ist ein Molekül? Definieren Sie den Begriff Molekül!
23. Definieren Sie den Begriff Neutralisation! Geben Sie zwei Beispiele als chemische Gleichung an!
24. Erläutern Sie den Begriff Valenz-Schale eines Atoms!

-
25. Wie verändert sich die Atom-Größe innerhalb einer Gruppe des PSE?
29. Ordnen Sie die folgenden Reaktionen mindestens einem Reaktions-Typ zu und begründen Sie ihre Wahl!
- a) Phosphor wird mit Sauerstoff zu Phosphorpentoxid umgesetzt
 - b) Zink reagiert mit einer Cupfersulfat-Lösung unter Ausfällung von elementarem Cupfer
 - c) Aluminium reagiert mit Eisen(II,III)-oxid
 - d) Calciumhydroxid wird mit Bromwasserstoff-Säure umgesetzt
 - e) Silbernitrat reagiert mit Chlorid-Ionen unter Ausfällung eines weißen Stoffes
27. Definieren Sie den Begriff Element! Was versteht man unter dem chemischen Begriff Element? Was ist ein Element?
28. Was ist ein Indikator?
29. Nennen Sie drei typische Ionen-Verbindungen!
30. Kann es in reinem Schwefeldioxid Wasserstoff-Brücken-Bindungen geben? Begründen Sie Ihre Meinung!
31. Erläutern Sie, was man unter einer endothermen sowie einer exothermen Reaktion versteht!
32. Warum hat Wasser im Vergleich zu ähnlichen / gleich schweren Molekülen deutlich eine höhere Schmelz- bzw. Siede-Temperatur?
33. Wie verändert sich die Ladung der Ionen der Elemente innerhalb einer Periode?
34. Was ist ein reversibler Prozess, was ein irreversibler?
35. Was ist ein Ion? Definieren Sie den Begriff Ion!
39. Definieren Sie den Begriff Katalysator! Gehen Sie auf die Begrifflichkeiten Katalysator im engeren bzw. im weiteren Sinne ein!
37. Was versteht man unter Wasserstoff-Brücken-Bindungen?
38. Geben Sie die (vollständige) Elektronen-Konfiguration der folgenden Elemente an!
- a) Natrium
 - b) Chlor
 - c) Aluminium
 - d) Schwefel
 - e) Bor
39. Definieren Sie den Begriff Oxidation (im Sinne einer Redox-Reaktion)!
40. Wie verändert sich die Größe der Atome innerhalb einer Periode?
41. Geben Sie ein Beispiel für eine Fällungs-Reaktion an! Wofür werden diese gerne benutzt?
42. Geben Sie drei Beispiele für Ionen an! Notieren Sie deren chemische Formel!
43. Zeigt eine Rot-Färbung eines Indikators immer eine Säure an? Begründen Sie Ihre Meinung!
44. Wie heißen die waagerechten Reihen im Periodensystem der Elemente?
45. Wie kann man mit Hilfe der Elektronegativität die Art der Bindung zwischen zwei Atomen bestimmen?
49. Definieren Sie den Begriff Verbindung! Was ist eine Verbindung?
47. Woraus beruhen VAN-DER-WAALS-Kräfte physikalisch?
48. Wie verändert sich die Ladung der Ionen innerhalb einer Hauptgruppe?
49. Skizzieren Sie ein Lithium-Atom nach dem BOHRschen Atom-Modell!
50. Was besagt das Massenwirkungs-Gesetz?

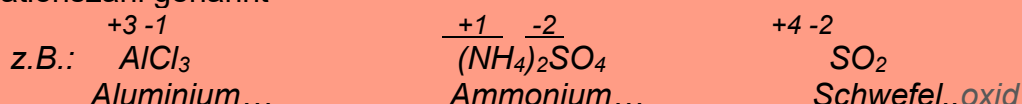
-
51. Geben Sie an, wie Stoffmenge, die Stoff-Masse und seine Molare Masse zueinander in Beziehung stehen!
52. Was versteht man unter einer Reaktion mit Elektronen-Übergang? Welche Teilreaktionen gibt es dabei und wie hängen diese miteinander zusammen?
53. Warum ist z.B. die molare Masse / molare Atommasse von Chlor eine "krumme" Zahl (hier z.B.: $m_A = 35,5 \text{ g/mol}$)?
54. Welche Merkmale muss ein Prozess haben, damit er als chemische Reaktion eingestuft werden kann?
55. Warum spricht man beim Bau von Atomen immer nur von Modellen?
59. Was sind die Isotope eines Elementes? Hat jedes Element Isotope?
- 57.
- 58.
- 59.
- 60.

10. Tabellen, Zusammenfassungen, Begriffsbestimmungen

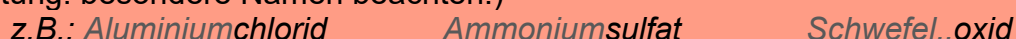
10.1. Nomenklatur (Namensgebung)

Nomenklatur-Regel für anorganische Stoffe

1. bei verschieden-atomigen Verbindungen wird zuerst der **Metall-Name** (zum positiven Ion) bzw. der Name des Kations oder des Elements mit der positiven Oxidationszahl genannt



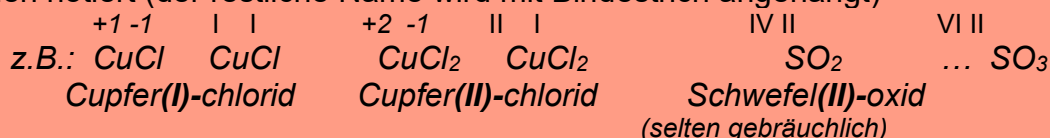
2. als zweites folgt der **Name des Nichtmetall-Anions** bzw. des negativen Ions (Achtung: besondere Namen beachten!)



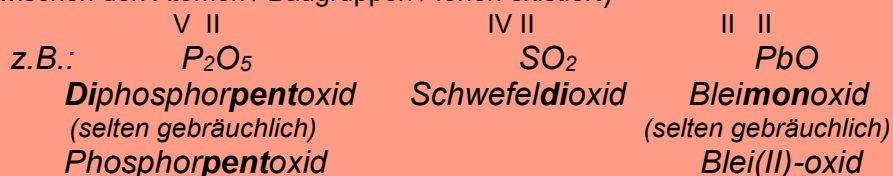
3. nachgestellte Nichtmetall-Atome bzw. deren Ionen mit negativer Oxidationszahl / negativer Eigenladung erhalten die Endung **-id**



4. gibt es (ev.) für das Element des Kations mehrere (mögliche) Oxidationstufen / verschiedene Verbindungen mit dem Anion, dann wird die Oxidationszahl / Wertigkeit als römische Zahl in Klammern direkt hinter dem Kationen- / Metall-Namen notiert (der restliche Name wird mit Bindestrich angehängt)



5. gibt es mehrere Atome / Baugruppen / Ionen eines Typs in der Verbindung, dann werden / können deren Anzahl mit griechischen Zahlwörtern vor dem Namen angegeben (u.U. entfallen die Angaben zur Wertigkeit (nach Regel 4.); Zahlwörter entfallen meist auch, wenn die 1 (mon(o)) ausgedrückt wird oder nur eine Kombination zwischen den Atomen / Baugruppen / Ionen existiert)



9. für salzartige Verbindungen bzw. Verbindungen, die Metall-Atome enthalten werden die Notierungen mit Wertigkeiten (nach Regel 4) bevorzugt; für reinen Nichtmetall-Verbindungen die Namen mit den griechischen Zahlwörtern (nach Regel 5)

Anionen

Formel	Name	zugehörige Säure	Zentral-Atom	Wertigkeit / Oxi-dationsstufe
ein-atomige Anionen				
H ⁻	Hydrid-Ion	(Wasserstoff)		I -1
F ⁻	Fluorid-Ion	Fluorwasserstoffsäure Flusssäure		I -1
Cl ⁻	Chlorid-Ion	Chlorwasserstoffsäure Salzsäure		I -1
Br ⁻	Bromid-Ion	Bromwasserstoffsäure		I -1
I ⁻	Iodid-Ion	Iodwasserstoffsäure		I -1
O ²⁻	Oxid-Ion			II -2
S ²⁻	Sulfid-Ion	Schwefelwasserstoff		II -2
C ⁻	Carbid-Ion			I -1
mehr-atomige Anionen (anorganische Stoffe; Endung -id)				
NH ₂ ⁻	Amid-Ion	(Ammoniak)	N	III -3
N ₃ ⁻	Azid-Ion	Stickstoffwasserstoffsäure (Hydrogenazid)		
CN ⁻	Cyanid-Ion	Blausäure (Hydrogencyanid)		
OH ⁻	Hydroxid-Ion	Wasser		
O ₂ ²⁻	Peroxid-Ion	(Wasserstoffperoxid)		-1
mehr-atomige Anionen (anorganische Stoffe; Endung -it und -at)				
AsO ₄ ³⁻	Arsenat-Ion	Arsensäure	As	V +5
AsO ₃ ³⁻	Arsenit-Ion	arsenige Säure	As	III +3
BO ₃ ³⁻	Borat-Ion	(ortho-)Borsäure	B	III +3
CO ₃ ²⁻	Carbonat-Ion	Cohlensäure	C	IV +4
HCO ₃ ⁻	Hydrogencarbonat-Ion			
ClO ₃ ⁻	Chlorat-Ion	Chlorsäure	Cl	V +5
ClO ₂ ⁻	Chlorit-Ion	chlorige Säure	Cl	III +3
ClO ⁻	Hyperchlorit	hyperchlorige Säure	Cl	I +1
ClO ₄ ⁻	Perchlorat-Ion	Perchlorsäure	Cl	VII +7
CrO ₄ ²⁻	Chromat-Ion	Chromsäure	Cr	VI +6
Cr ₂ O ₇ ²⁻	Dichromat-Ion	Dichromsäure	Cr	VI +6
OCN ⁻	Cyanat-Ion	Cyansäure		
NCO ⁻	Isocyanat-Ion	Isocyansäure		
MnO ₄ ⁻	Manganat-Ion	(Permangansäure)	Mn	VII +7
NO ₃ ⁻	Nitrat-Ion	Salpetersäure	N	V +5
NO ₂ ⁻	Nitrit-Ion	salpetrige Säure	N	III +3
PO ₄ ⁻	Phosphat-Ion	(ortho-)Phosphorsäure	P	V +5
HPO ₄ ⁻	Hydrogenphosphat-Ion			
H ₂ PO ₄ ⁻	Dihydrogenphosphat-Ion			
PO ₃ ⁻	Phosphit-Ion	phosphorige Säure	P	III +3
PO ₂ ⁻	Phosphinat-Ion	Phosphinsäure	P	I +1

Formel	Name	zugehörige Säure	Zentral-Atom	Wertigkeit / Oxidationsstufe
-- Fortsetzung -- mehr-atomige Anionen (anorganische Stoffe; Endung -it und -at)				
SCN ⁻	Thiocyanat-Ion (Rhodanid-Ion)	Thiocyansäure	S	
SO ₄ ²⁻	Sulfat-Ion	Schwefelsäure	S	VI +6
HSO ₄ ⁻	Hydrosulfat-Ion			
SO ₃ ²⁻	Sulfit-Ion	schweflige Säure	S	IV +4
HSO ₃ ⁻	Hydrosulfit-Ion			
S ₂ O ₃ ²⁻	Thiosulfat-Ion	Thioschwefelsäure	S	II +2
organische Anionen (informativ)				
CH ₃ COO ⁻	Acetat-Ion	Ethansäure (Essig(-säure))		
HCOO ⁻	Formiat-Ion	Methansäure (Ameisensäure)		
	Lactat-Ion	(Milchsäure)		
	Malat-Ion			

Zahl	Zahlwort	Zahl	Zahlwort	Zahl	Zahlwort
1	mon(o)	11	undeca	30	
2	di	12	dodeca		
3	tri	13			
4	tetra	14			
5	pent(a)	15			
6	hex(a)	16		100	
7	hept(a)	17			
8	oct(a)	18			
9	non(a)	19			
10	dec(a)	20		120	

Substitutive und radikalofunktionelle Nomenklatur der wichtigen funktionellen Gruppen

(nach fallender Priorität)

Stoff-Klasse	Funktionelle Gruppe	Präfix	Suffixe	typische Vertreter / Stoffgruppen
Carbonsäuren	-COOH -(C)OOH	Carboxy- -	-carbonsäure -säure	Alkansäuren (Carbonsäuren) (inkl. Fettsäuren) Aminosäuren
Cyanide	-CN		-cyanid	
Sulfone	R'-SO ₂ -R''			
Sulfonsäuren	-SO ₃ H	Sulfo-	-sulfonsäure	
Cyanate	-OCN		-cyanat	
Thiocyanate	-SCN		-thiocyanat	
Aldehyde	-CHO -(C)HO	Formyl- Oxo-	-carbaldehyd -al	Akanale (Aldehyde) Kohlenhydrate (Saccharide)
Ketone	>CO >(C)O	Oxo-	-on -keton	Alkanone (Ketone) Kohlenhydrate (Saccharide)
Alkohole, Phenole	-OH	Hydroxy-	-ol -alkohol	Alkanole (Alkohole) Kohlenhydrate (Saccharide)
Thiole	-SH	Mercapto-	-thiol	
(primäre) Amine	-NH ₂	Amino-	-amin	
Ether	R'-O-R''	Alkyloxy-	-ether	Kohlenhydrate (Saccharide) [Ring-Strukturen + ab Disacch.]
Sulfide	R'-S-R''	Alkylthio-	-sulfid	
(sekundäre) Amine	>NH		-amin	
(tertiäre) Amine	>N-		-amin	
Nitroverbindungen	-NO ₂	Nitro-		
Halogenverbindungen Alkylhalogenide	-F -Cl -Br -I	Fluor- Chlor- Brom- Iod-	-fluorid -chlorid -bromid -iodid	
Nitrile	-CN			
(org.) Phosphate	-PO ₄ H ₂	Phospho-	-phosphat	AMP Nucleotide Nucleinsäuren
Diphosphate	-PO ₄ H-PO ₄ H ₂	Diphospho-	-diphosphat	ADP
Triphosphate	-(PO ₄ H-) ₂ -PO ₄ H ₂	Triphospho-	-triphosphat	ATP

(C) bedeutet, dass das C-Atom zum Stamm der Verbindung gezählt wird (und nicht zum Substituenten)

organische Stoffe und ihre Namen

Gebrauchsname	exakter Name	IUPAC-	Trivialname	weitere Namen oder Abkürzungen

10.3. Begriffe und Begriffsbestimmungen, Definitionen

ZIFFERN und ZEICHEN

2-Aminosäure	Aminosäure, bei der sich die / eine Amino-Gruppe am 2. Kohlenstoff-Atom – der von der Säure-Gruppe aus gezählten – Kohlenstoff-Kette befindet
α-Aminosäure	→ 2-Aminosäure; α (alpha) steht für die erste Nachfolge-Position in der Kohlenstoff-Kette vom höchstoxidierten C-Atom aus gezählt
π-Bindung (pi-Bindung)	Bindung zwischen zwei Atomen, an denen nicht-hybridisierte Elektronen beteiligt sind (nicht rotationssymmetrisch / drehbar)
σ-Bindung (sigma-Bindung)	Bindung zwischen zwei Atomen, an denen hybridisierte Elektronen beteiligt sind (immer rotationssymmetrisch / drehbar)

A

abgeschlossenes System	→ isoliertes System
Aldehyde	→ Alkanale; Stoffgruppe der Stoffe mit endständiger Carbonyl-Gruppe
Aldose	→ Monosaccharid (→ Einfachzucker) mit einer (endständigen) → Aldehyd-Gruppe im Molekül
Alkanale	→ Aldehyde; Stoffgruppe der Stoffe mit endständiger Carbonyl-Gruppe
Alkanone	→ Ketone; Stoffgruppe der Stoffe mit doppelt-gebundenem Sauerstoff-Atom an einem sekundärem C-Atom im Moleküle
Alkene	Kohlenwasserstoffe mit mindestens einer Doppel-Bindung im Molekül (außer → Aromate)
Aktiniden	sind die Elemente mit den Ordnungs-Zahlen ab 90. Ihre Atome sind durch Außen-Elektronen auf 5f-Orbitalen gekennzeichnet.
Aktivierungs-Energie	ist die Energie, welche die Teilchen (im aktivierten Zustand) besitzen müssen, um miteinander zu reagieren
Amine	Substitutions-Produkte des Ammoniaks, bei dem mindestens ein Wasserstoff-Atom durch einen Kohlenwasserstoff-Rest (od. dessen Derivat) ausgetauscht wurde

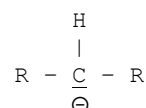
Aminosäure	Stoff, der mindestens eine Säure-Gruppe (→ Carboxyl-Gruppe und eine → Amino-Gruppe im Molekül besitzt
Anode	Elektrode, an der die Oxidation stattfindet häufig: die Elektrode, die negativ geladen ist
asymmetrisches stoff-Atom	Cohlen- → optisch aktives Kohlenstoff-Atom; C-Atom mit vier unterschiedlichen Resten
Atom-Bindung	Modell der Bindung zwischen Nicht-Metall-Atomen durch gemeinsame Nutzung von Elektronen-Paaren
Außen-Elektronen	Valenz-Elektronen; Elektronen auf der äußersten Schale (/ dem äußersten (Unter-Orbital)
Azo-Farbstoffe	Farbstoffe, die eine Azo-Gruppe (-N=N-) enthalten

B

Base (ARRHENIUS)	Stoff, der in wässriger Lösung Hydroxid-Ionen (OH ⁻) abgeben kann
Base (BROENSTED)	Protonen-Akzeptor; Stoff, der in wässriger Lösung Protonen aufnehmen / akzeptieren kann
Bindigkeit	beschreibt die Anzahl der Elektronen-Paare, die ein Atom mit Partner-Atomen bildet
Bindungs-Energie	ist die Energie, die benötigt wird, um zwei verbundene Atome zu trennen
Bindungs-Enthalpie	ist die Energie-Menge, die bei der Bildung eines Moleküls / Atom-Paares aus den Einzel-Atomen (benötigt oder) freigesetzt wird.
Bildungs-Wärme	älterer Ausdruck für die Bildungs-Enthalpie
BORN-HABER-Kreisprozess	Anwendung des → Satz von HESS zur Bestimmung der Gitter-Energie von Ionen-Gittern
Brennstoff-Zelle	Primär-Zelle, bei der die Reaktanten kontinuierlich an die Elektroden (mit Katalysator-Funktion) geführt werden

C

Carbanium-Ion	ist ein sp ³ -hybridisiertes C-Atom mit einer negativen Ladung. Es besitzt ein "überzähliges" Elektron.
----------------------	--



Carbenium-Ion	ist ein sp^2 -hybridisiertes C-Atom mit einer positiven Ladung. Es fehlt gewissermaßen das Bindungs-Elektron für die 4. Bindung.	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{R} - \text{C} - \text{R} \\ \oplus \end{array}$
Carbonyl-Gruppe	Atom-Gruppe mit einem doppelt gebundenem Sauerstoff-Atom an einem Kohlenstoff-Atom (R kann Wasserstoff-Atom oder Kohlenwasserstoff-Rest bzw. Derivat sein)	$\begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ \text{R} - \text{C} \\ \backslash \\ \text{R} \end{array}$
Carboxyl-Gruppe	Säure-Gruppe; → funktionelle Gruppe der → Alkansäuren; -COOH	$\begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ \text{R} - \text{C} \\ \backslash \\ \text{O-H} \end{array}$
chemische Energie	Teil der Energie eines Objektes, die in Bindungen und zwischenmolekularen Beziehungen steckt / gespeichert ist	
chemisches Gleichgewicht	bei einer chemischen Reaktion verlaufen Hin- und Rück-Reaktion (in einem geschlossenem System unter konstanten Bedingungen) gleich stark	
chirale Moleküle	zwei Moleküle / → Isomere, die sich wie Bild und Spiegelbild verhalten	
cis-trans-Isomerie	Form der Isomerie an Doppel-Bindungen	
Chiralität	→ Stereo-Isomerie Fähigkeit, räumlich spiegelbildliche (händische) Isomere zu bilden	
Chromophore	(Atome od.) Atom-Gruppen, die (durch vorhandene π -Elektronen-Systeme) in einer Verbindung die Farbigkeit verursachen / den Stoff zur Absorption bestimmter Licht-Anteile befähigen	
D		
delokalisierte Elektronen	p-Elektronen, die sich nicht eindeutig (nur formal) zwei Atomen zuordnen lassen; es gibt mehrere (theoretisch denkbare) (mesomere) Zustände der Atom-Gruppe	
Denaturierung	Gerinnung; Veränderung od. Zerstörung der natürlichen Funktion eines Stoffes durch äußere Faktoren (meist Eiweiß (Protein) gemeint)	
Derivat	Abkömmling; durch Austausch von Atomen oder Atom-Gruppen erhaltene (veränderte) Verbindung	
Deuterium	ist ein Isotop des (Elementes) Wasserstoff(s). Es besitzt im Atom-Kern neben dem Proton noch ein Neutron Das Symbol lautet: D, was ^2H entspricht.	

Dipol	Molekül mit räumlich getrennten Ladungs-Zentren; ist ein Molekül (od. vergleichbares chemisches Objekt), das zwei entgegengesetzt geladene Ladungs-Schwerpunkte enthält, die nicht deckungsgleich sind.
Dipol-Dipol-Wechselwirkung	Beziehung (Anziehung bzw. Abstoßung) zwischen (permanenten / dauerhaften) Dipolen; sind polare Anziehungskräfte, die zwischen Dipolen wirken
Disaccharide	→ Zweifachzucker; Kohlenhydrate, die aus zwei → Monosaccharid-Bausteinen zusammengesetzt sind
Disproportionierung	chemische Reaktion, bei der gleiche Stoff einmal oxidiert und reduziert wird
Dissoziation-Enthalpie	ist die Energie-Menge, die benötigt wird, um Moleküle / Atom-Paare in einzelne Atome aufzuspalten
Donator	Stoff, der Elementar-Teilchen, Atome oder Atom-Gruppen abgibt
Donator-Akzeptor-Konzept	chemisches Leitlinie, bei der immer eine abgebende Teil-Reaktion mit einer aufnehmenden Teil-Reaktion (direkt ursächlich) verknüpft sind
Duroplast	Makromoleküle mit dreidimensionaler Verknüpfung der Moleküle

E

Edelgas-Regel	Atome sind durch Aufnahme oder Abgabe von Elektronen bestrebt die Elektronen-Konfiguration des am dichtesten benachbarten Edelgases zu erreichen; gilt für alle Hauptgruppen-Elemente → Oktett-Regel
Einfachzucker	→ Monosaccharid
Elastomere	Stoffe, die nach Zug- oder Druck-Belastung wieder in ihre Ausgangsform zurückkehren
Elektrolyse	durch Gleichstrom erzwungene Redox-Reaktion (in einer GALVANI-Zelle)
Elektrolyt	flüssiges, elektrisch leitfähiges Medium (Lösung oder Schmelze, selten Feststoff)
Elektronegativität (allgemein)	ist das Maß für die effektive Kern-Ladung eines Atoms.
Elektronegativität (nach PAULING)	ist ein Modell-Maß für die Fähigkeit eines Atoms Elektronen zu sich zu ziehen (willkürliche Grenzen: max.: EN [Fluor] = 4,0; kleinste: EN [Cäsium] = 0,7)

Elektronenaffinität	ist ein Maß für Fähigkeit eines freien Atoms oder eines Moleküls Elektronen an sich zu binden / zu sich zu ziehen
Elektronen-Akzeptor	→ Oxidations-Mittel; Stoff, der Elektronen aufnehmen (akzeptieren) kann
Elektronen-Donator	→ Reduktions-Mittel; Stoff, der Elektronen abgeben kann
Elektronen-Konfiguration	Anordnung der Elektronen eines Atom auf den Schalen bzw. Orbitalen und Unterorbitalen
Elektronenpaar-Abstoßungs-Theorie	ist die Theorie, die sich mit der räumlichen Anordnung von bindenden und nicht-bindenden Elektronen-Paaren beschäftigt und damit Aussagen über die Teilchen-Geometrie macht
elektrophil	ist die Eigenschaft von Teilchen atomarer Größe, die Elektronen im Mangel haben und deshalb Elektronen-liebend (Wort-Sinn) sind bzw. Elektronen-anziehend wirken Elektronen-Akzeptor; Gegenteil heißt nucleophil
Elektrophil	Teilchen (/Stoff), das (/der) wegen eines Mangels an Elektronen ein (/einen) Elektronen-reiches(/n) Teilchen (/Stoff) (dieses(/r) ist nukleophil) angreift Gegenteil: → Nukleophil
Element	ist ein Stoff, der ausschließlich aus Atomen mit der gleichen Protonen-Anzahl besteht Die Protonen-Zahl definiert die Ordnungs-Zahl eines Elementes. Elemente lassen sich chemisch nicht weiter zerlegen.
Enantiomere	sind Spiegelbild-Isomere eines Stoffes, die nicht durch Drehung ineinander überführt werden können
Energie E	Fähigkeit eines Systems, (physikalische) Arbeit zu verrichten
Energie-Prinzip	Jedes System (z.B. auch ein Elektron) strebt immer den Energie-ärmsten Zustand an. In diesem Zustand ist das System am stabilsten.
energonische Reaktion	Reaktion mit positiver freier Enthalpie (~Energie); nicht freiwillig ablaufende Reaktion; kann nur durch äußere Faktoren (z.B. Temperatur-Erhöhung) erzwungen werden
endotherme Reaktion	Reaktion benötigt zum Ablauf (äußere) Energie
Enthalpie H	Summe, der in Wärme umgerechnete Energie-Veränderung bei chemischen Vorgängen
Entropie S	Maß für die Unordnung eines (chemischen) Systems; (neben der Reaktions-Enthalpie) Triebkraft einer chemischen Reaktion Wahrscheinlichkeit für das Auftreten eines bestimmten Zustandes
essentielle Aminosäuren	bestimmte (protenogene) → Aminosäuren, die der Mensch nicht selbst herstellen kann und deshalb mit der nahrung aufgenommen werden müssen

essentielle Fettsäure	Fettsäuren mit mindestens zwei Doppel-Bindungen im Molekül; müssen vom Menschen aufgenommen (gegessen) werden müssen, d diese sie nicht selbst herstellen können
exergonische Reaktion	Reaktion mit negativer freier Enthalpie (~Energie); freiwillig ablaufende Reaktion
exotherme Reaktion	Reaktion läuft unter Freisetzung von Energie (Wärme) ab

F

Farbmittel Farb-Mittel	Farbe-gebender Stoff
Farbstoff	im Anwendungs-Medium lösliches oder verarbeitetes Farbmittel
Formal-Ladung	für ein Atom: AnzahlValenzElektronen – FreieElektronen – $\frac{1}{2}$ BindungsElektronen
freie Elektronen-Paare	nicht an einer Bindung beteiligte Außen-Elektronen
freie Enthalpie	GIBBS'sche Energie; nutzbare oder notwendige Energie einer chemischen Reaktion
freie Energie	
Funktions-Isomerie	bei gleicher Summen-Formel sind Stoffe mit unterschiedlichen funktionellen Gruppen möglich

G

GALVANI-Zelle galvanisches Element	elektrische Energie liefernde Anordnung von zwei verschiedenen Elektroden in einem Elektrolyt oder die elektrisch verbundene Anordnung von zwei Halb-Zellen
GALVANI-sieren galvanisieren	Überziehen einer elektrisch leitenden Oberfläche mit einem Metall mittels Elektrolyse
geschlossenes System	Teilbereich der Realität (/ Welt), der mit seiner Umgebung keine Materie aber Energie austauschen kann
Gleichgewichts-Konstante	
Geschwindigkeits-Konstante	

GIBBS-HELMHOLTZ-Gleichung

Berechnung der Änderung der freien Enthalpie (ΔG) aus der Änderung der Enthalpie (ΔH) und der Entropie (ΔS) sowie der Temperatur (T)

$\Delta G = \Delta H - T \Delta S$; $\Delta G > 0$... Reak. \rightarrow endergonisch; $\Delta G < 0$... Reak. \rightarrow exergonisch

Gitter-Energie

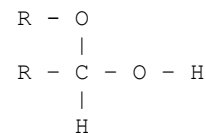
Energie, die beim Bilden eines Gitters aus den Ionen frei wird

glycosidische Bindung

Bindung (- O -) zwischen zwei Monosaccharid-Bausteinen durch Reaktion von einer \rightarrow glycosidischen OH-Gruppe mit einer weiteren OH-Gruppe entstandene Bindung

glycosidische Hydroxyl-Gruppe
glycosidische OH-Gruppe**Glycosid****H****Halbacetal**

durch Reaktion einer \rightarrow Aldehyd-Gruppe mit einer \rightarrow Hydroxyl-Gruppe entstandene Struktur mit einer (neuen) \rightarrow glycosidischen OH-Gruppe

**Hauptgruppen-Elemente**

sind die Elemente, die ihre Außen-Elektronen nur auf s- oder p-Orbitalen haben.

Haupt-Quanten-Zahl n

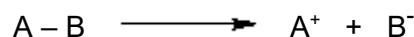
gibt die Größe eines Orbitals an

heterogene Katalyse

Ausgangs-Stoffe und Katalysator liegen in unterschiedlichen Phasen vor

heterolytische Spaltung Homolyse

ist der ungleichmäßige Bruch einer Bindung unter Bildung von Ionen

**Hexose**

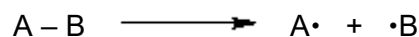
Monosaccharid mit 6 Kohlenstoff-Atomen
Formel: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

homogene Katalyse

Ausgangs-Stoffe und Katalysator liegen in der gleichen Phase vor

homolytische Spaltung Heterolyse

ist der gleichmäßige Bruch einer Bindung unter Bildung von Radikalen

**HUNDSche Regel**

Bei der Besetzung Energie-gleicher Orbitale werden diese zuerst einzeln (und parallel) belegt. Erst wenn alle energetisch gleichen orbitale einfach besetzt sind kommt es zur Paarung mit Elektronen (, die den entgegengesetzten Spin haben müssen).

Hybridisierung	verschmelzen von energetisch äquivalenten → Orbitalen (meist einer → Haupt-Quanten-Zahl) zu gleichartigen (Energie und Form) → (Hybrid-)Orbitalen	
Hybrid-Orbital Hydrat-Hülle	durch → Hybridisierung entstandenes Misch-Orbital einfach oder mehrfache Hülle / Schicht von Wasser-Molekülen um ein Ion	
Hydratations-Enthalpie	ist die Energie-Menge, die bei der Bildung einer Hydrat-Hülle (benötigt oder) freigesetzt wird.	
Hydroxid-Ion	negativ geladenes Ion aus Sauerstoff und einmal Wasserstoff; entsteht bei der Autoprotolyse des Wassers und bei der Dissoziation von Basen	$\ominus \text{O} - \text{H}$ OH^-
Hydroxyl-Gruppe	(ungeladene) Atom-Gruppe aus einem Sauerstoff- und einem Wasserstoff-Atom; funktionelle Gruppe der Alkone / Alkohole	$- \text{O} - \text{H}$ $-\text{OH}$
I		
I-Effekt	→ Induktions-Effekt	
Indikator	Stoff, der eine bestimmte Eigenschaft (meist durch Farb-Veränderung) anzeigt (z.B. Wasserstoff-Ionen / Protonen am häufigsten verwendet: → Universal-Indikator	
Induktions-Effekt induktiver Effekt	Beeinflussung der Reaktivität einer (funktionellen) Gruppe, durch benachbarte Atome od. Atom-Gruppen -I-Effekt: +I-Effekt:	
Ionen-Bindung Ionen-Beziehung	chemische Bindung zwischen verschiedenen geladenen Ionen; Ursache sind die polaren / COLOUMBSchen Kräfte	
Ionisierungs-Energie	ist die Energie, die notwendig ist um ein bestimmtes bzw. soundsoviele Elektronen aus der Elektronen –Hülle zu entfernen. 1. Ionisierungs-Energie: ist die Energie, die notwendig ist um ein äußerstes Elektron (Außen-Elektron) aus der Atom-Hülle zu entfernen.	
isolierte Doppel-Bindung	eine Doppel-Bindung, die erst nach mindestens 2 Einfach-Bindungen wieder eine Doppel-Bindung als (entfernten) Nachbarn hat	
isoliertes System abgeschlossenes System	Teilbereich der Realität (/ Welt), der mit seiner Umgebung weder Materie oder Energie austauschen kann	
Isomerie	zu einer Summen-Formel existieren mindestens zwei unterschiedliche Struktur-Formeln Formen: → Konformations-Isomerie, → Keto-Enol-Tautomerie	

Isotope

sind (vollständige) Atome eines Elementes, die sich von anderen Atomen des gleichen Elementes durch die Anzahl der Neutronen im Atom-Kern unterscheiden

J

K

Katalysator

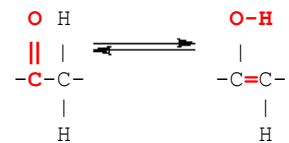
Stoff, der den Verlauf einer chemischen Reaktion verändert (beschleunigt od. verlangsamt), an ihr zwar teilnimmt, aber nicht verbraucht wird (und somit nach der Reaktion wieder vorliegt)

Kathode

Elektrode, an der die Reduktion stattfindet
häufig: die Elektrode, die positiv geladen ist

Keto-Enol-Tautomerie

Form der Isomerie, die durch ein im Molekül wanderndes Wasserstoff-Atom entsteht; es bilden sich abwechselnd eine Keton- und eine kombinierte Doppelbindung- (-en) und Alkohol-Struktur



Ketone

→ Alkanone; Stoffgruppe der Stoffe mit doppelt-gebundenem Sauerstoff-Atom an einem sekundärem C-Atom im Moleküle

Ketose

→ Monosaccharid mit einer Keto-Gruppe (üblich am 2. C-Atom)

Kohlenhydrate

→ Monosaccharid mit der Formel $C_nH_{2n}O_n$ ($= C_n(H_2O)_n$) oder deren Kondensations-Produkte (Formel dann: $C_n(H_2O)_m$, $m < n$)

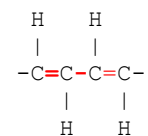
Konformations-Isomerie

Isomerie-Form, die durch Drehung von Molekül-Resten um eine C-C-Einfach-Bindung entsteht

konjugierte Bindungen

Doppel-

zwischen zwei Doppel-Bindungen befindet sich exakt eine Einfach-Bindung; alternierende Anordnung von Einfach- und Doppel-Bindungen; es sind verschiedene mesomere Zustände möglich; führt zur Verschiebung der Licht-Absorption

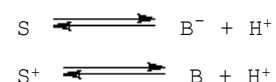


Konstitutions-Isomerie

Isomerie-Form, die auf den unterschiedlichen möglichen Atom-Positionen (und Bindungs-Strukturen) entsteht

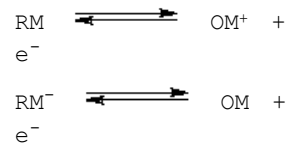
korrespondierendes Säure-Base-Paar

zusammengehörnde Stoffe (Säure und Base), die sich durch ein Proton unterscheiden



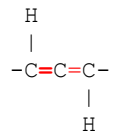
korrespondierendes Redox-Paar

zusammengehörende Stoffe (Reduktions- und Oxidations-Mittel), die sich durch ein Elektron unterscheiden



kumulierte Doppel-Bindung

zwei Doppel-Bindungen folgen unmittelbar aufeinander



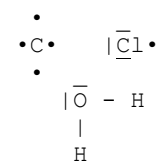
L

Lanthaniden

sind die Elemente mit den Ordnungszahlen 58 bis 71. Ihre Atome sind durch Außen-Elektronen auf 4f-Orbitalen gekennzeichnet.

LEWIS-Formel

→ Valenzstrich-Formel; Struktur-Formel, in der die Außen-Elektronen (Valenz-Elektronen) als Punkte bzw. anliegende Striche (für 2 Elektronen = 1 Elektronen-Paar) und die Bindungen als verbindende Stiche dargestellt werden



Lokal-Element

Anode und Kathode sind praktisch räumlich nicht getrennt bzw. liegen unmittelbar nebeneinander (und berühren sich); Zelle ist praktisch kurzgeschlossen

Lösungs-Enthalpie

ist die Energie-Menge, die beim Lösen eines Stoffes in einem bestimmten Lösungsmittel benötigt oder freigesetzt wird.

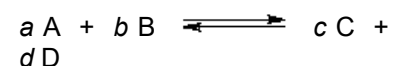
M

Magnet-Quanten-Zahl m

bestimmt die Ausrichtung eines (Unter-)Orbitals im Raum

Massen-Wirkungs-Gesetz (MWG)

Gleichung / Term, die / der aussagt, das (in einem homogenen, geschlossenen System) der Quotient aus den Produkten der Konzentrationen der Reaktions-



$$k = \frac{c_C^c \cdot c_D^d}{c_A^a \cdot c_B^b}$$

Produkte sowie den Produkten der Konzentrationen der Ausgangsstoffe eine Konstante (k) ist

mesomere Zustände

mögliche idealisierte (grenzwertige) Struktur-Formeln nach LEWIS für ein Molekül

Mesomerie

Modell zur Umschreibung von Übergangszuständen von Bindungen und Elektronen-Paaren durch idealisierte Zwischen- bzw. Grenz-Situationen

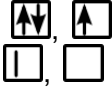
Mesomerie-Pfeil	besonderes Zeichen in chemischen Gleichungen / Gleichungs-Systemen: einzelner Doppelpfeil \longleftrightarrow ; kennzeichnet keine Stoff-Umwandlung bzw. chemische Reaktion, sondern nur denkbare Bindungs- und Ladungs-Verteilungs-Situationen
Mesomerie-Energie	Energie-Differenz zwischen den idealisierten mesomeren Grenz-Zuständen und der real beobachteten Bindungs-Energie
Mesomerie-stabilisiert(e) Struktur	durch bewegliche / wandernde Elektronen-Paare / Ladungen ist das Molekül gegenüber äußeren Einflüssen unempfindlicher und wandlungsfähiger
Molekül	räumlich begrenztes Objekt aus mehreren (Nicht-Metall-)Atomen, die mittels Atom-Bindung verbunden sind; einzelne, abgeschlossene und stabile Teilchen, die aus mindestens zwei Atomen bestehen; die Atome werden durch Atom-Bindung und/oder durch polare Atom-Bindung zusammengehalten
Molekül-Orbitale	sind die verschmolzenen / sich überlappenden und gemeinsam genutzter Atom-Orbitale von zwei Atomen
Monomere	elementare Bausteine / Grund-Bausteine eines Polymers / Makromoleküls
Monosaccharid	→ Einfachzucker; Kohlenhydrat mit der Formel $C_nH_{2n}O_n$, wobei n üblicherweise zwischen 3 und 7 liegt (am häufigsten: 5,6); Bau-Element von Oligo- und Poly-Sacchariden
Mutarotation	bei optisch aktiven Isomeren auftretender Effekt, der Einstellung eines bestimmten (Gleichgewichts-)Drehwinkels

N

Nebengruppen-Elemente	sind solche Elemente, deren Außen-Elektronen auf d-Orbitalen liegen
Neben-Quanten-Zahl n	bestimmt die Form und Anzahl der Unter-Orbitale (eines Haupt-Orbital / einer Schale)
NERNST-Gleichung	Berechnungs-Formel zur Ermittlung des Elektroden-Potentials aus der Elektrolyt-Konzentration; Berechnung des Redox-Potentials aus der Stoff-Konzentration $U = U^\ominus + \frac{R \cdot T}{z_e \cdot F} \ln \frac{c[OM]}{c[RM]}$
Nitro-Verbindungen	organische Stoffe mit einer od. mehrerer Nitro-Gruppen (als funktionelle Gruppe) $\begin{array}{c} \circ \\ // \\ - N \\ // \\ \circ \end{array}$
Nuklid	ist eine (Atom-)Kern-Art, die durch eine bestimmte Anzahl an Protonen und Neutronen charakterisiert ist

Nukleonen-Zahl	ist die Summe der Anzahlen von Protonen und Neutronen in einem Atom-Kern
nucleophil nukleophil	ist die Eigenschaft von Teilchen atomarer Größe, die Elektronen im Überschuß besitzen und deshalb Kern-liebend (Wort-Sinn) sind bzw. Kern-anziehend wirken Elektronen-Donatoren; Gegenteil heißt elektrophil
Nukleophil	Teilchen (/Stoff), das (/der) wegen eines Überschusses an Elektronen ein / einen Elektronen-armes/n Teilchen (/Stoff) (dieses(/r) ist elektrophil) angreift Gegenteil: → Elektrophil
I	
offenes System	Teilbereich der Realität (/ Welt), der mit seiner Umgebung sowohl Materie als auch Energie austauschen kann
Oktett-Regel (Acht-Elektronen-Regel)	Zuordnung von 4 Elektronen-Päarchen zu einem Atom (außer H und He; hier nur 1 Päarchen) in einer → LEWIS-Formel, um die optimale Situation von 8 Außen-Elektronen (→ Valenz-Elektronen) zu erreichen; gilt für alle Hauptgruppen-Elemente angestrebt: Edelgas-Konfiguration (→ Edelgas-Regel) bzw. voll-besetzte (Unter-)Orbitale
Oligopeptide	Peptide, die aus 2 bis rund 20 Aminosäure bestehen bzw. 1 bis rund 19 Peptid-Gruppen enthalten
Oligosaccharide	Kohlenhydrate (→ Saccharide), die aus 2 bis rund 20 Monosaccharid-Bausteinen aufgebaut sind
Orbital	ist der Aufenthalts-Bereich (eines Elektrons) innerhalb der Elektronen-Hülle (negative Ladungs-Wolke), in dem sich das Elektron mit einer bestimmten Wahrscheinlichkeit aufhält
Oxidation	Teilreaktion der Redox-Reaktionen, bei der ein od. mehrere Elektron(en) abgegeben werden bzw. sich die → Oxidations-Zahl für ein Atom erhöht
Oxidations-Mittel (OM, OxM, OxidM)	Stoff, der in einer Redox-Reaktion einen anderen Stoff oxidiert bzw. selbst reduziert wird
Oxidations-Zahl	Modell, bei dem einem Atom eine formale Ladung zugeordnet wird, so als wäre es ein Ion innerhalb des Moleküls bzw. des Stoffes fiktive Ladung eines Atom innerhalb einer Bindung bzw. des Elementes
Oxydation	Reaktion eines Stoffes mit Sauerstoff (Verbrennung)/ Bildung eines Oxides

P

Partial-Ladung (partielle Ladung)	→ Teil-Ladung
Passivierung	Bildung einer chemisch kaum angreifbaren Deckschicht z.B. Oxid-Schicht auf elementarem Aluminium
PAULING-Schreibweise	Schreibweise der Elektronen-Konfiguration oder der Orbital-Besetzung mittels / in Quadraten; Elektronen werden mit ihrem Spin (als Pfeil) dargestellt (wenn für ein ungepaartes Elektron der Spin egal ist, wird häufig nur ein Strich gezeichnet)  bzw.
PAULI-Prinzip	alle Elektronen eines Atom müssen sich in mindestens einer Quanten-Zahl (Haupt-, Neben-, Magnet- od. Spin-Quanten-Zahl) unterscheiden
PAULI-Verbot	in der Atom-Hülle eines Atoms dürfen zwei Elektronen niemals in allen vier Quanten-Zahlen übereinstimmen. Sie müssen sich immer in mindestens einer Quanten-Zahl unterscheiden.
Pentose	→ Monosaccharid mit 5 C-Atomen im Molekül; Summen-Formel: C ₅ H ₁₀ O ₅
pH-Wert	Kenngroße der Konzentration der Wasserstoff-Ionen / Protonen / Hydronium-Ionen in einer Lösung $pH = -\lg c[H_3O^+]$ negativer dekadischer Logarithmus der Konzentration der Hydronium-Ionen / Wasserstoff-Ionen / Protonen
Pigmente	Farbstoff, die im Anwendungs-Medium unlöslich sind (häufig Feststoffe)
Polarisierbarkeit	ist ein Maß für Veränderung der Elektronen-Hülle eines Atoms durch ein äußeres elektrisches Feld
Polarität	ist die ungleichmäßig Verteilung der Elektronen-Dichte um ein Objekt (atomarer Größe)
Poly-Addition	Bildungs-Reaktionen von Makromolekülen ohne Neben-Produkte; vielfache Verknüpfung von bifunktionalen Molekülen mittels Additions-Reaktionen
Poly-Kondensation	Bildungs-Reaktionen von Makromolekülen unter Abspaltung kleiner Moleküle vielfache Verknüpfung von bifunktionalen Molekülen mittels Substitutionen unter Abspaltung kleiner / einfacher Moleküle
Polymerisation	Bildungs-Reaktionen von Makromolekülen durch Aufbrechen von Doppel-Bindungen und Verknüpfen der → Monomere

Polypeptid	Makromolekül mit mehr als 20 Aminosäure-Bausteinen bzw. 19 Peptid-Gruppen im Molekül
Polysaccharid	Kohlenhydrat, der aus sehr vielen (20 – 1'000'000; mehr als 20) Monosaccharid-Grundbausteinen zusammengesetzt ist
primärer Alkohol	Alkohol, dessen Hydroxyl-Gruppe am Ende einer C-Kette gebunden ist Alkohol, dessen Hydroxyl-Gruppen-tragendes C-Atom nur 1 Nachbar-C-Atom hat
Primär-Struktur (von Proteinen)	(genetisch bedingte) Aufeinanderfolge von Aminosäuren in einer Polypeptid-Kette
Primär-Zelle	GALVANI-Zelle mit gerichteter (nicht-umkehrbarer) Reaktion (Zelle kann nur entladen werden)
Promotion	Anhebung des Energie-Niveaus eines Elektrons in der Atom-Hülle
Proteine	= Eiweiße Polypeptide in einer speziellen Struktur (→ Tertiär- od. Quartär-Struktur) ev. mit einem Nicht-Protein-Teil (zur Erfüllung einer biologischen Funktion)
Puffer	Gemisch aus Säuren bzw. Basen und schwachen Salzen derselbigen, die trotz Verdünnung od. dem Zusatz von Säure od. Base ihren → pH-Wert lange konstant halten

Q

Quanten-Zahl	Eigenschaft- bzw. Zustand-Größe eines Elektrons n .. → Haupt-Quanten-Zahl; l .. → Neben-Quanten-Zahl; m .. → Magnet-Quanten-Zahl; s .. → Spin-Quanten-Zahl;
Quartär-Struktur (eines Proteins)	räumliche Struktur eines Proteins; meist aus mehreren Tertiär-Strukturen (→ Polypeptid-Ketten) zusammengesetzt; natürliche (optimal funktionierende) Eiweiß-Struktur

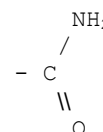
R

Reagenz	das kleinere oder das bewegliche von zwei an einer Reaktion beteiligten Stoffe (größere oder feste werden → Substrat genannt)
Reaktions-Energie Δ_{RU}	Δ_{RE} , Veränderung der Energie im Verlauf einer chemischen Reaktion; Wärme-Aufnahme oder –Abgabe im Verlauf einer chemischen Reaktion bei konstantem Volumen

Reaktions-Enthalpie Δ_{RH}	Wärme-Aufnahme oder –Abgabe im Verlauf einer chemischen Reaktion bei konstantem Druck
Redox-Paar, korrespondierendes	→ Korrespondierendes Redox-Paar
Redox-Reaktion	→ Reaktion mit Elektronen-Übergang; Reaktions-System aus einer → Oxidation (Elektronen-Abgabe) und einer → Reduktion (Elektronen-Aufnahme)
Reduktion	Teilreaktion der Redox-Reaktionen, bei der ein od. mehrere Elektron(en) aufgenommen werden bzw. sich die → Oxidation-Zahl für ein Atom verringert
Reduktions-Mittel (RM, RedM)	Stoff, der in einer Redox-Reaktion einen anderen Stoff reduziert bzw. selbst oxidiert wird
Regel von KOSSEL KOSSEL-Regel	Die Reaktions-Fähig eines Atoms beruht auf seiner Fähigkeit, Elektronen aufzunehmen od. abzugeben, um eine Edelgas-Konfiguration zu erreichen.
RGT-Regel Reaktionsgeschwindigkeits-Temperatur-Regel	= → VANT HOFFSche Regel Erhöht man die Temperatur um 10 grad (= 10 K), dann erhöht sich die Reaktions-Geschwindigkeit durchschnittlich um das zwei- bis dreifache (selten bis zum Zehnfachen) Ausnahme: Foto-chemische Reaktionen

S

Salz-artige Stoffe	→ Ionen-Verbindungen; Stoffe, die auf Ionen-Beziehung basieren; Stoffe, die in Form von Ionen-Gittern aufgebaut sind
Salze	sind Feststoff, die aus Ionen aufgebaut sind.
Satz von HESS	die Reaktions-Energie für eine chemische Reaktion ist immer gleich, unabhängig vom Weg der Reaktion
Säure (ARRHENIUS)	Stoff, der in wässriger Lösung Wasserstoff-Ionen (Protonen) abgeben kann
Säure (BROENSTED)	Protonen-Donator; Stoff, der in wässriger Lösung Protonen abgeben / donieren kann
Säureamid	Derivate der → Alkansäuren, bei denen die Hydroxyl-Gruppe durch eine Amino-Gruppe ersetzt ist
sekundärer Alkohol	Alkohol, dessen Hydroxyl-Gruppen-tragendes C-Atom genau 2 Nachbar-C-Atome hat



Sekundär-Struktur Proteins)	(eines	regelmäßige / geordnete Anordnungen (Faltblatt od. Helix) der Aminosäuren einer Polypeptid-Kette, die durch die Eigenschaften der Reste und Wasserstoff-Brücken-Bindungen stabilisiert werden
Sekundär-Zelle		GALVANI-Zelle mit umkehrbarer Reaktion; (Zelle kann (mehrfach) entladen und geladen werden)
Spannungs-Reihe, elektrochemische	elektro-	Zusammenstellung der Redox-Paare, nach ihren Standard-Potentialen (Redox-Verhalten / Redox-Stärke) geordnet
Spin-Quanten-Zahl s		Eigenschaft eines Elektron, die seinen Spin (~ (Eigen-)Rotation) beschreibt
Standard-Bildungs-Enthalpie $\Delta_f E_m^\ominus$, molare		Enthalpie, die bei der Bildung eines Mol eines Stoffes aus seinen Elementen aufgenommen od. freigesetzt wird; Enthalpie-Änderung bei der Bildung einer Verbindung aus seinen Elementen → <i>tabellierte Werte</i>
Standard-Bildungs-Entropie $\Delta_B S_m^\ominus$, ΔS_m^\ominus, molare		Entropie-Änderung, die bei der Bildung eines Mol eines Stoffes aus seinen Elementen beobachtet wird → <i>tabellierte Werte</i>
Standard-Bindungs-Enthalpie $\Delta_B E_m^\ominus$, molare		Enthalpie, die bei der Bildung eines Mol Bindungen zwischen zwei Atomen aufgenommen od. freigesetzt wird; Enthalpie-Änderung bei der Bildung eines Mol Atom-Bindungen → <i>tabellierte Werte</i>
Standard-Elektroden-Potential		Potential einer Halb-Zelle unter Standard-Bedingungen gegenüber einer Standard-Wasserstoff-Elektrode
Standard-Reaktions-Enthalpie $\Delta_R E_m^\ominus$, molare		Enthalpie pro Formel-Umsatz, die im Verlauf einer Reaktion bei Standard-Bedingungen aufgenommen oder abgegeben wird Wärme pro Formel-Umsatz, die im Verlauf einer Reaktion bei konstanten Druck und bei 298 K aufgenommen oder abgegeben wird
Standard-Bildungs-Entropie $\Delta_R S_m^\ominus$, molare		Veränderung der Entropie pro Formel-Umsatz einer Reaktion, bezogen auf alle Produkte und Edukte
Stellungs-Isomerie		Isomerie, die aus der unterschiedlichen Positionierung von Gruppen entsteht (bei Beibehaltung der Gruppen-Kombination)
Substitution		Typ chemischer Reaktionen, bei denen Atome od. Atom-Gruppen ausgetauscht werden
Substrat		das größere von zwei oder mehreren an einer Reaktion beteiligten Stoffe (andere (kleinere) werden → Reagenz genannt) bei Enzym-Reaktionen ist das Substrat der zu bearbeitende Stoff

Synproportionierung Komproportionierung	Reaktion von Verbindungen eines Elementes einer höheren und einer niedrigeren Oxidations-Stufe zu einer gemeinsamen mittleren
System	(real od. künstlich) abgegrenzter Teil der Realität (/ Welt), der in Beziehung zu seiner Umgebung (dem Nicht-System) steht Modell
System, abgeschlossenes	→ isoliertes System
System, geschlossenes	→ geschlossenes System
System, isoliertes	→ isoliertes System
System, offenes	→ offenes System

T

Teil-Ladung (→ Partial-Ladung)	sind nur Anteile einer vollständigen Ladung. Sie werden mit dem Zeichen σ (griech.: s .. sigma) und der Ladungs-Richtung (plus oder minus) gekennzeichnet
tertiärer Alkohol	Alkohol, dessen Hydroxyl-Gruppen-tragendes C-Atom genau 3 Nachbar-C-Atome hat
Tertiär-Struktur eines Proteins	räumliche Struktur eines fertig gefalteten und ev. intern verknüpften monomeren, funktionsfähigen Proteins (→ Polypeptid-Kette); verbinden sich häufig zu Oligomeren (selten Polymeren) bei rein monomeren Proteinen ist die Tertiär-Struktur auch gleich die Quartiär-Struktur
Thermoplaste	Makromoleküle (mit linearen und / oder wenig verzweigten Strukturen), die sich bei mäßiger Temperatur-Erhöhung (wiederholt) verformen lassen
Titration	Maß-analytisches Verfahren zur Bestimmung der Stoffmenge bzw. der Konzentration einer Lösung mittels des Verbrauches einer definierten Maß-Lösung; vielfach an Farb-Veränderungen od. mittels Indikatoren verfolgt z.B. Säure-Base-Titration, Redox-Titration

U

Überspannung	Differenz zwischen dem gemessenen und der theoretisch berechneten / erwarteten Potential einer Halb-Zelle / Elektrode durch Oberflächen-Effekte bzw. Elektroden-Material-Effekte verändertes Potential einer Halb-Zelle
---------------------	--

Universal-Indikator häufig verwendete → Farbstoff- bzw. → Indikatoren-Kombination (auf Papier fixiert od. als Lösung), die den Gehalt an Protonen / Wasserstoff-Ionen (→ pH-Wert) durch bestimmte Farben anzeigt (sauer .. rot; neutral .. grün; basisch .. blau)

V

Valenz-Elektronen Außen-Elektronen; Elektronen auf der äußersten Schale (/ dem äußersten (Unter-Orbital)

VAN-DER-WAALS-Kräfte
VDW-Kräfte als unpolar beschriebene schwache Kräfte / Wechselwirkungen zwischen Teilchen / Molekülen, die auf temporären, induzierten Dipolen beruhen

Veresterung Reaktion einer Säure mit einem Alkohol unter Bildung eines Esters und Wasser
spezielle Form der Substitution, bei der eine Säure mit einem Alkohol reagiert

Verseifung alkalische Hydrolyse von Fetten (Triglyceriden) zu Glycerol und Fettsäure-Salzen (= Seifen)
Rück-Reaktion der Veresterung von Glycerol und Fettsäuren

Vollacetal durch Reaktion einer → glycosidischen OH-Gruppe mit einer weiteren OH-Gruppe entstandene Gruppierung

$$\begin{array}{c} \text{R} - \text{O} \\ | \\ \text{R} - \text{C} - \text{O} - \text{R} \\ | \\ \text{H} \end{array}$$

vollsynthetische Kunststoffe Kunststoffe / Makromoleküle, die aus chemisch (künstlich) hergestellten oder veränderten → Monomeren hergestellt wurden

W

Wärme(-Energie) Energie-Form, die die Bewegungs-Energie von Teilchen innerhalb eines Stoffes darstellt
gemessen als: Temperatur

Wärme-Menge Energie-Menge, die zwischen System od. dem System und seiner Umgebung ausgetauscht wird

Wasserstoff-Brücken-Bindung (WBB) relativ starke Wechselwirkungen zwischen Teilchen / Molekülen durch gemeinsam beanspruchte / benutzte Wasserstoff-Atome (meistens unmittelbar an N, F und O gebunden und diesen gegenüberliegend);
beruhen auf Dipol-Dipol-Wechselwirkungen zwischen polarisierten Wasserstoff-Atomen und anderen polarisierten Atomen. Zumeist treten WBB zwischen intermolekular auf

Wärmetönung ist der historisch / umgangssprachliche Ausdruck für die Reaktions-Enthalpie

X

Y

Z

Zell-Spannung	Potential einer Halb-Zelle / GALVANISCHEN Zelle
Zersetzungs-Spannung	Spannung, die benötigt wird um eine Lösung zu elektrolysieren Elektrolyse-Spannung zur Zersetzung einer Lösung (unter Abscheidung reduzierter und oxidierter Stoffe)
Zweifachzucker	→ Disaccharide; Kohlenhydrate, die aus zwei → Monosaccharid-Bausteinen zusammengesetzt sind
zwischen-molekulare Kräfte, zwischen-molekulare Wechselwirkungen	elektrostatische Kräfte zwischen Teilchen / Molekülen od. isolierten Atomen / Ionen (unpolare) VAN-DER-WAALS-Kräfte od. polare (Dipol-Dipol-) Wechselwirkungen / Kräfte

Ä - Ü

Literatur und Quellen:

- /1/ WÜNSCH, Prof. Dr. Karl-Heinz; MIETCHEN, Doz. Dr. Ralf; EHLERS, Dr. Dieter:
Organische Chemie – Grundkurs.- Berlin: Dt. Verl. d. Wissenschaften; 1986; 5. be-
richt. Aufl.
ISSN 0233-0806
- /2/ FITTKAU, Dr. Siegfried:
Organische Chemie.-Jena: G. Fischer Verl.; 1984; 5., überarb. Aufl.
- /3/ BOTSCH, Walter; HÖFLING, Erich; MAUCH, Jürgen:
Chemie ind Versuch, Theorie und Übung.- Frankfurt am Main: Verl. M. Diesterweg;
Aarau, Frankfurt am Main, Salzburg: Verl. Sauerländer; 1984; 2., neubearb. Aufl.
ISBN 3-425-95421-0
ISBN 3-7941-2522-3
- /4/ HÄUSLER, Karl:
Chemie kompakt – Formeln, Regeln, Gesetze.-München: R. Oldenburg Verl.; 1994;
1. Aufl.
ISBN 3-486-88567-7
- /5/ SCHLEIP, Alfred; KÖHLER, Georg:
Fundamentum CHEMIE – Sekundarstufe I – Lehr- und Arbeitsbuch.-Bonn: Ferd.
Dümmlers Verl.; 1994
ISBN 3-427-43101-0
- /6/ LÜTHJE – GALL - REUBER:
Verf.: THOMAS, Dr. Wolfgang; QUANTE, Marion; QUANTE, Uwe; HEFELE, Gerd:
Lehrbuch der Chemie – Organische Chemie.-Frankfurt am Main: Verl. M. Diesterweg;
1983
ISBN 3-425-050496-6
- /7/ WHITE, Emil H.:
Grundlagen der Chemie für Biologen und Mediziner.-Stuttgart: Kosmos – Gesell. d.
Naturfreunde; Franckh'sche Verlagshandlung; 1973.- 3. verbesserte Aufl.
ISBN 3-440-03981-1
- /8/ Chemie – Lehrbuch für Klasse 9
(TEICHMANN, Jochen; OBST, Heinz; ARNDT, Barbara); Hrsg.: TEICHMANN;
Berlin: Volk u. Wissen Verl.; 1980; 11. Aufl.
- /9/ Chemie – Lehrbuch für Klasse 8
(ARNDT, Barbara; LANGE, Peter; OBST, Heinz; TEICHMANN, Jochen);
Berlin: Volk u. Wissen Verl.; 1985; 9. Aufl.
- /10/ Organische Chemie – Lehrbuch für die Oberschule 9. und 10. Klasse
(HRADETZKY, Albert; WOLFFGRAMM, Horst; RENNEBERG, Werner);
Berlin: Volk u. Wissen Verl.; 1967
- /11/ Schüler-DUDEN: Die Chemie
Mannheim: Bibliogr. Inst. & F. A. Brockhaus; überarb. Aufl.
ISBN

-
- /12/ HAFNER, Lutz:
Biochemie – Materialien für den Sekundarbereich II – Chemie.-Hannover: Schroedel
Schulbuchverl.; 1993
ISBN 3-507-10604-3
- /13/ HAFNER, Lutz:
Einführung in die Organische Chemie – Unter besonderer Berücksichtigung der Bio-
chemie – Materialien für den Sekundarbereich II – Chemie.-Hannover: Schroedel
Schulbuchverl.; 1976; 2. Aufl.
ISBN 3-507-10600-0
- /14/ OEHMICHEN, Jobst:
Chemie für Landwirte.-Alfeld-Hannover: Verl. M. & H. Schaper; 1989.-2. überarb. u.
erw. Aufl.
ISBN 3-7944-0147-6
- /15/ ANDERS, A.; DEIBNER, H.; PAAR, F.; SCHWARZER, J.; SINDEL, G.:
Chemie – Fachschule Technik.-Troisdorf: Bildungsverl. EINS (Stam); 1994.-2. Aufl.
ISBN 3-8237-0039-1
- /16/ HACKL, Manfred; VOLKMANN, Hans; ...:
Chemie für Fachoberschulen – Ausgabe B.-Stuttgart, Dresden: Klett Verl. f. Wissen u.
Bildung; 1993.-1. Aufl.
ISBN 3-12-804300-0
- /17/ JÄCKL, Manfred; RISCH, Karl (Hrsg.):
Chemie heute – Sekundarbereich II.-Hannover: Schroedel Schulbuchverl.; 1991
ISBN 3-507-10618-3
- /18/ HABERDITZL, W.:
Bausteine der Materie und chemische Bindung.-Berlin: Verl. d. Wiss.; 1972.-
Studienbücherei "Ausgewählte Lernabschnitte der Chemie"
- /19/ BLASCHETTE, Armand:
Allgemeine Chemie II – Chemische Reaktionen.- Heidelberg, Wiesbaden: Quelle &
Meyer; 1993.-3. durchges. Aufl.
ISBN 3-494-02195-3 (UTB: 3-8252-1713-2)
- /20/ LATSCHA, Hans Peter; MUTZ, Martin:
Chemie der Elemente – Chemie-Basiswissen IV.-Berlin, Heidelberg, Dordrecht, Lon-
don, New York: Springer Verl.; 2011
ISBN 978-3-642-16914-4
- /21/ KIRSCH, Wolfgang; MANGOLD, Marietta; SCHLACHTER, Brigitte; TSCHIEDEL,
Martina:
Abitur clever vorbereitet – Chemie.-Potsdam: Tandem Verl. / BSV.-Schülerhilfe
ISBN 978-3-8427-0361-2
- /2/ :

ISBN 978-3-

/A/ Wikipedia
<http://de.wikipedia.org>

Die originalen sowie detailliertere bibliographische Angaben zu den meisten Literaturquellen sind im Internet unter <http://dnb.ddb.de> zu finden.

Abbildungen und Skizzen entstammen den folgende ClipArt-Sammlungen:

/A/ 29.000 Mega ClipArts; NBG EDV Handels- und Verlags AG; 1997

/B/

andere Quellen sind direkt angegeben.

Alle anderen Abbildungen sind geistiges Eigentum von:

// lern-soft-projekt: drews (c,p) 2006 – 2026 lsp: dre
für die Verwendung außerhalb dieses Skriptes gilt für sie die Lizenz:



CC-BY-NC-SA



Lizenz-Erklärungen und –Bedingungen: <http://de.creativecommons.org/was-ist-cc/>
andere Verwendungen nur mit schriftlicher Vereinbarung!!!

verwendete freie Software:

Programm	Hersteller:
Inkscape	inkscape.org (www.inkscape.org)
CmapTools	Institute for Human and Maschine Cognition (www.ihmc.us)
ChemSketch	ACD Labs (Advanced Chemistry Development, Inc.) (www.acdlabs.com)

☒- (c,p)1998 - 2026 lern-soft-projekt: drews ☒-
☒- drews@lern-soft-projekt.de ☒-
☒- <http://www.lern-soft-projekt.de> ☒-
☒- 18069 Rostock; Luise-Otto-Peters-Ring 25 ☒-
☒- Tel/AB (0381) 760 12 18 FAX 760 12 11 ☒-

Arbeitshilfen, Anhänge und Tabellen
(zum Ausdrucken):

Beziehungen zwischen den wichtigen Größen der Stöchiometrie (Minimal-Übersicht)



Gleichungs-Stöchiometrie

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{n_1 \cdot M_1}{n_2 \cdot M_2}$$

1,2 .. XX, YY od. ZZ

Gleichungs-Stöchiometrie

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{n_1 \cdot V_{M1}}{n_2 \cdot V_{M2}} \quad \frac{V_1}{m_2} = \frac{n_1 \cdot V_{M1}}{n_2 \cdot M_2}$$

1,2 .. XX, YY od. ZZ

Volumen V

$$V_{XX} + V_{YY} \geq V_{ZZ}$$

Dichte ρ

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

ρ ... rho

molares Volumen V_M
(Gase: = 22,4 l/mol)

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

Konzentration c

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

1 M = 1 mol/l

Stoffmenge n

Masse m
→ abs. Atom- bzw. Molekül-Masse

$$m_{XX} + m_{YY} = m_{ZZ} = m_{\text{ges}}$$

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

molare Masse M

Stoffmengen-Verhältnis r

$$r = \frac{n_1}{n_2}$$

$$\frac{n_{XX}}{n_{YY}} = \frac{x}{y}$$

Stoffmenge n (anderer Stoff)

Massen-Verhältnis ζ

ζ ... zeta

$$\zeta = \frac{m_{XX}}{m_{XX} + m_{YY}}$$

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

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

Stoffmengen-Anteil x bzw. Molenbruch χ

$$x = \chi = \frac{n_{XX}}{n_{XX} + n_{YY}}$$

χ ... chi

weiter Beziehungsgrößen auf Extrablatt

Bsp.-Formel:

$$m_M = q \cdot m_Q + r \cdot m_R + \dots + s \cdot m_S$$

$$m_M = m_{A_1} + m_{A_2} + \dots + m_{A_n}$$

$$m_A = OZ \cdot m_{p^+} + OZ \cdot m_n + OZ \cdot m_{e^-}$$

$QqRr...Ss$

absolute Atom- bzw. Molekül-Masse m_A, m_M

Teilchen-Anzahl N

$m_{p^+} = m_n = 1 \text{ u}$
 $m_{e^-} = 0,0005 \text{ u}$

OZ ... Ordnungszahl (des Elementes); e^- ... Elektron; n ... Neutron; p^+ ... Proton

Größen-Umrechnungen
1 u = 1 Da = $1,661 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$

Übersicht über quantitative Angaben zu Mischungen / Lösungen

	Massen-...	Stoffmengen-...	Teilchen-(An)zahl-...	Volumen-...
...-Anteil (Bezug zur Gesamtheit)	Bezeichnung	Massen-Anteil ω (omega) Massenbruch (w ; y ; ξ)	Stoffmengen-Anteil χ (chi)	Teilchen(an)zahl-Anteil X (Chi) Volumenbruch
	Definition	$\omega_S = \frac{m_S}{m_{ges}} \quad \left[\frac{g}{kg} \right]$	$\chi_S = \frac{c_S}{c_{ges}} \quad \left[\frac{mol/l}{mol/l} \right]$	$\varphi_S = \frac{V_S}{V_{ges}} \quad \left[\frac{ml}{l} \right]$
	Umrechnung	ω_S (Bezugs-Größe)	$\omega_S = \frac{\chi_S \cdot M_S}{(\chi_{S1} \cdot M_{S1}) + \dots + (\chi_{Sn} \cdot M_{Sn})}$	$\omega_S = \frac{X_S \cdot M_S}{(X_{S1} \cdot M_{S1}) + \dots + (X_{Sn} \cdot M_{Sn})}$
...-Konzentra- tion (Bezug zum Gesamt- Volumen)	Bez.	Massen-Konzentr. β (beta)	Stoffmengen-Konz. c	Teilchen(an)zahl-Konz. C Teilchen-Dichte
	Def.	$\beta_S = \frac{m_S}{V_{ges}} \quad \left[\frac{g}{l} \right]$	$c_S = \frac{n_S}{V_{ges}} \quad \left[\frac{mol}{l} \right]$	$C_S = \frac{N_S}{V_{ges}} \quad \left[\frac{1}{ml}; \frac{1}{l} \right]$
	Umr.	$\omega_S = \frac{\beta}{\beta_{S1} + \dots + \beta_{Sn}}$	$\omega_S = \frac{c_S \cdot M_S}{(c_{S1} \cdot M_{S1}) + \dots + (c_{Sn} \cdot M_{Sn})}$	$\omega_S = \frac{C_S \cdot M_S}{(C_{S1} \cdot M_{S1}) + \dots + (C_{Sn} \cdot M_{Sn})}$
...-Verhältnis (Bezug zu einer an- deren Komponente)	Bez.	Massen-Verhältnis ζ (zeta)	Stoffmengen-Verhältnis r	Teilchen(an)zahl-Verhältnis R
	Def.	$\zeta_{S1,2} = \frac{m_{S1}}{m_{S2}} \quad [\div]$	$r_{S1,2} = \frac{n_{S1}}{n_{S2}} \quad [\div]$	$R_{S1,2} = \frac{N_{S1}}{N_{S2}} \quad [\div]$
	Umr.	$\omega_S = \frac{1}{\zeta_{S1,n} + \dots + \zeta_{Sn-1,n}}$	$\omega_S = \frac{M_S}{(r_{S1,n} \cdot M_{S1}) + \dots + (r_{Sn-1,n} \cdot M_{Sn})}$	$\omega_S = \frac{M_S}{(R_{S1,n} \cdot M_{S1}) + \dots + (R_{Sn-1,n} \cdot M_{Sn})}$
Quotient Stoff- menge / Masse	Bez.	Molalität b	spezif. Partial-Stoffmenge q	N ... Teilchen(an)zahl $[\div]$ n ... Stoffmenge $[mol]$ M ... molare Masse $[g/mol]$ ρ ... Dichte (rho) $[kg/l; g/ml]$
	Def.	$b_S = \frac{n_S}{m_{LsgM}} \quad \left[\frac{mol}{kg}; \frac{mol}{g} \right]$	$q_S = \frac{n_S}{m_{ges}} \quad \left[\frac{mol}{kg}; \frac{mol}{g} \right]$	
	Umr.	$\omega_S = b_S \cdot M_S \cdot \omega_{LsgM}$	$\omega_S = q_S \cdot M_S$	
				m ... Masse $[g; kg]$ V ... Volumen $[ml; l]$ für gebrochene Einheiten gilt: $1 \frac{xxx}{yyy} =$ $1 \frac{xxx[Stoff]}{yyy[Mischung \text{ bzw. } LsgM]}$

Q: nach <https://de.wikipedia.org/wiki/Massenanteil> ; angepasst und ergänzt: lsp: dre

S als Index bedeutet **Substanz** und steht für die einzelne betrachtete Komponente; bei mehreren Substanzen (Komponenten) wird durchnummeriert; **ges** steht für **Gesamt-...**, also die Summe aller Komponenten; **LsgM** meint das **Lösungsmittel** bzw. die Hauptkomponente; die Mischung bzw. Lösung wird mit **Lsg** abgekürzt

Eine Umrechnung der einen Größe in eine andere ist ausgehend von der Übersicht dadurch möglich, dass die einzelnen Formeln über ω_S gleichgesetzt werden können. Danach kann dann jeweils nach der gesuchten Größe umgeformt werden.