



GRUNDWISSEN CHEMIE 9. KLASSE (sg)

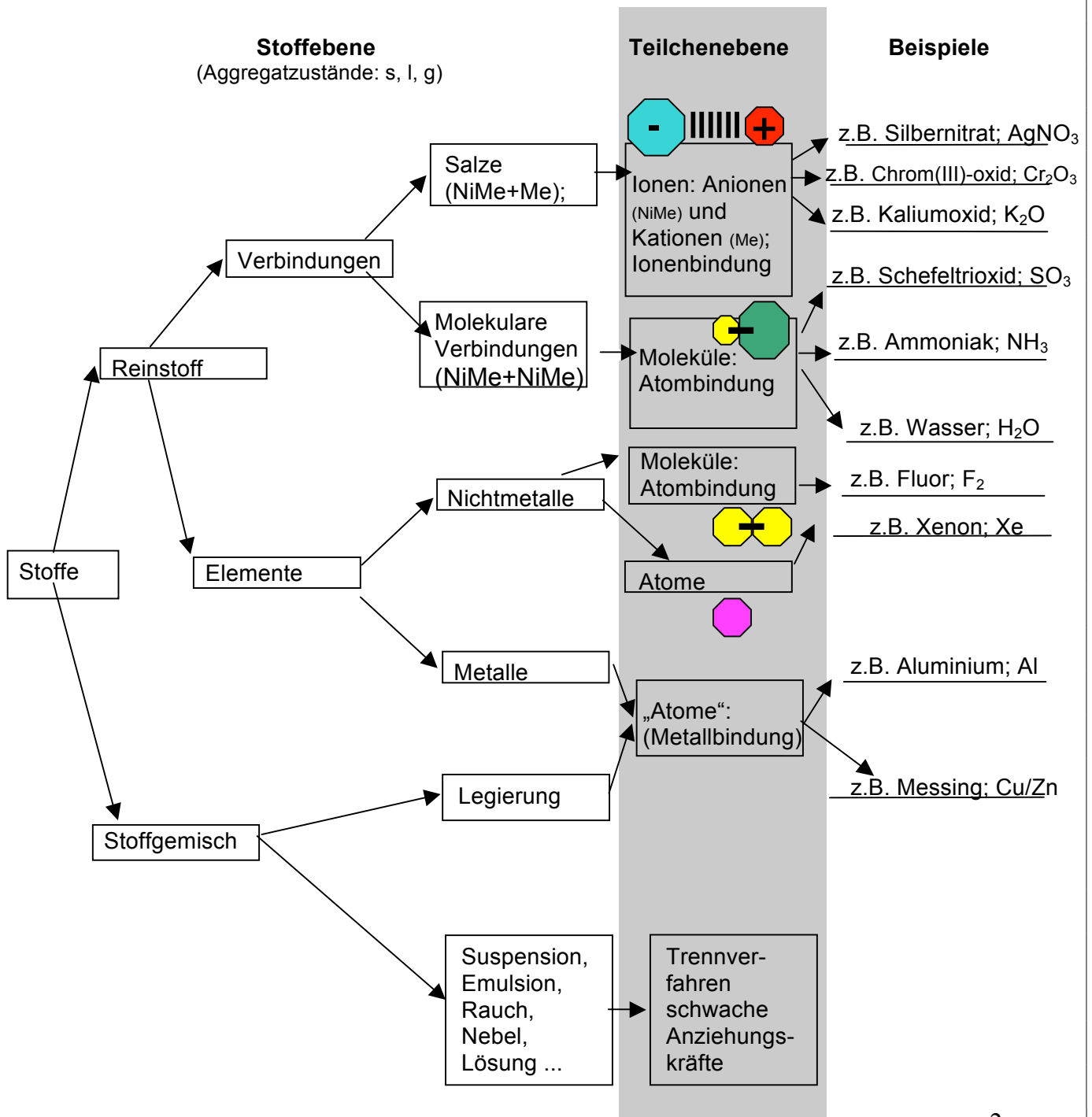
(LSH Marquartstein Juli 2009)

I. Stoffe und Reaktionen:

Physikalische Vorgänge sind begleitet von Energieumwandlungen (Wärme- ↔ Licht- ↔ elektrische Energie ↔ mechanische Energie).

Grundprinzip Trennung in **Stoffebene** (Beobachtungen an Stoffportionen und Reaktionen: Fakten, Phänomene) und **Teilchenebene** (Deutung durch die Vorstellung von der Existenz kleinster Teilchen).

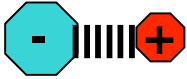
Chemische Reaktionen sind begleitet von Stoffveränderung und Energieumsatz.



Kräfte in der Chemie:



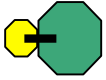
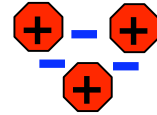
Nur so kann der Unterschied auf Teilchenebene zwischen Gemischen und Verbindungen klar werden!



- **Starke chemische Bindungen** bei den Salzkristallen **Ionenbindungen** (= elektrostatische Anziehungskräfte zwischen entgegengesetzt geladenen Ionen),



- bei Molekülen **Atombindungen** (= Elektronenpaarbindungen) und bei Metallen/Legierungen **Metallbindungen**.



- **Schwache Wechselwirkungskräfte** zwischen den Teilchen (Atomen, Molekülen...).



Reaktionstypen: Analyse, Synthese und komplizierter.

II. Energiebeteiligung

Endotherme Reaktion $\Delta E_i > 0$ (Energie muss von außen zugeführt werden)

Exotherme Reaktion $\Delta E_i < 0$ (Energie wird frei bzw. abgegeben)

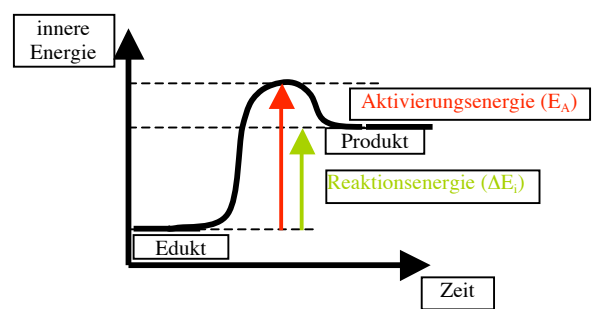
$\Delta E_i = E_i(\text{Produkte}) - E_i(\text{Edukte})$
(=Reaktionsenergie = Differenz der inneren Energie Produkte minus Edukte)

Aktivierungsenergie und **Katalysator**:

Energie, Energieerhaltung,

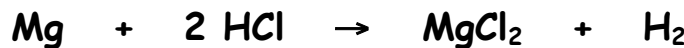
Energieformen, Energieumwandlungen (5./6. NuT).

Energiediagramm einer endothermen Reaktion



III. Formeln und Reaktionsgleichungen

Gewusst wie:
Massenerhaltung!



Wertigkeit,
Index,
Koeffizient

Molekülformel einer molekularen Verbindung und Atombindungen im Molekül (Wertigkeit)

Verhältnisformel eines Salzes und ableiten der Ionenladung (Wertigkeit)

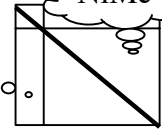
IV. Atombau und PSE



Edelgasregel
= Oktettregel

Me

NiMe



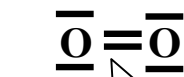
Bohrsche Atommodell: Nukleonen (Protonen und Neutronen) im Kern und Elektronen verteilt auf Bahnen bzw. Energiestufen (= Energieniveaus).

16

Im PSE sind Atomarten nach steigender Protonenzahl angeordnet, so dass die Elemente mit gleicher Anzahl der Außenelektronen (=Valenzelektronen) in den Hauptgruppen untereinander (ähnliche chemische Eigenschaften: Alkali-, Erdalkalimetalle ... Halogene und Edelgase) und in den Perioden (1,2,3...) entsprechend ihrer Valenzschale (= äußerste besetzte Schale) stehen.

8

Valenzstrichschreibweise:

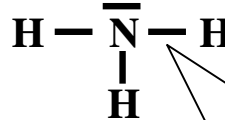


Doppelbindung



Dreifachbindung

Freies Elektronenpaar



Einfachbindung
= Atombindung
= Elektronenpaarbindung



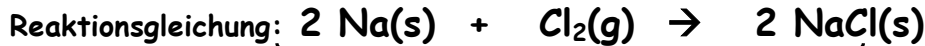
V. Salze, Metalle und molekulare Verbindungen

Edelgasregel (=Oktettregel) „Die Atome von Molekülen und Ionen streben nach stabiler Edelgaskonfiguration!“

Donator-Akzeptor-Prinzip
z.B. Salzbildung: Metalle geben Elektronen ab (e⁻-Donator) und Nichtmetalle nehmen Elektronen auf (e⁻-Akzeptor).

a) Salze:

Redoxreaktion (=Elektronenübertragungsreaktion) bei der Salzbildung laufen zwei Teilreaktionen ab, die **Oxidation** = Elektronenabgabe (historisch und hilfreich Sauerstoffaufnahme) und die **Reduktion** (= Elektronenaufnahme).



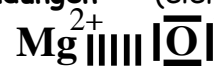
Reduktion



Oxidation

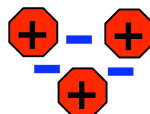


Salze bestehen aus Metallkationen (positive geladene Ionen) und Nichtmetallanionen (negativ geladene Ionen). Im **Ionengitter** (= **Kristallgitter**) des Kristalls wirken zwischen den entgegengesetzt geladenen Ionen **Ionenbindungen** (elektrostatische Anziehungskräfte).



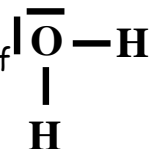
b) Metalle:

Zwischen den entgegengesetzt geladenen **Metallkationen** auf festen Metallgitterplätzen und den **frei beweglichen Elektronen** (Elektronengas) wirken elektrostatische Anziehungskräfte (= **Metallbindungen**).



c) Molekulare Verbindungen:

In Molekülen sind Nichtmetallatome über **gemeinsame Elektronenpaare** (= **Atombindung** = **Elektronenpaarbindung**) miteinander verbunden. Die Anziehung beruht auf der elektrostatischen Anziehung zwischen gemeinsamen Elektronenpaar (bindendes Elektronenpaar; negative Teilladung) und den Atomkernen (positive Ladungen).





...und Übrigens, das sollte Keiner nicht wissen!

wichtige Verbindungen:

NH_3 Ammoniak	HCl Salzsäure (aq) Chlorwasserstoff (g)	H_2O Wasser	H_2S Schwefel- wasserstoff
H_2O_2 Wasserstoff- peroxid	NaOH Natronlauge (aq) Natriumhydroxid (s)	CH_4 Methan	CO_2 Kohlenstoff- dioxid
CO Kohlenstoff- monoxid	H_2CO_3 Kohlensäure	CaCO_3 Calciumcarbonat „Kalk“	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ Glucose „Traubenzucker“
SO_2 Schwefel- dioxid	SO_3 Schwefel- trioxid	NO Stickstoff- monoxid	NO_2 Stickstoff dioxid
C_8H_{18} Octan			

Beispiele Nomenklatur:

Natriumhydrid	NaH
Magnesiumiodid	MgI_2 (-fluorid, -chlorid, -bromid)
Lithiumnitrid	Li_3N
Aluminiumsulfid	Al_2S_3
Eisen(II)-oxid	FeO
Distickstofftetraoxid	N_2O_4

Als Element immer zweiatomige Moleküle:

$\text{H}_2, \text{O}_2, \text{F}_2, \text{Br}_2, \text{I}_2, \text{N}_2, \text{Cl}_2$

Wichtige Nachweisreaktionen:

Glimmspanprobe	→ O_2
Knallgasprobe	→ H_2
Kalkwasser	→ CO_2
Flammenfärbung	→ Na (gelb); K (violett); Ca und Sr (rot); Ba und Cu (grün)

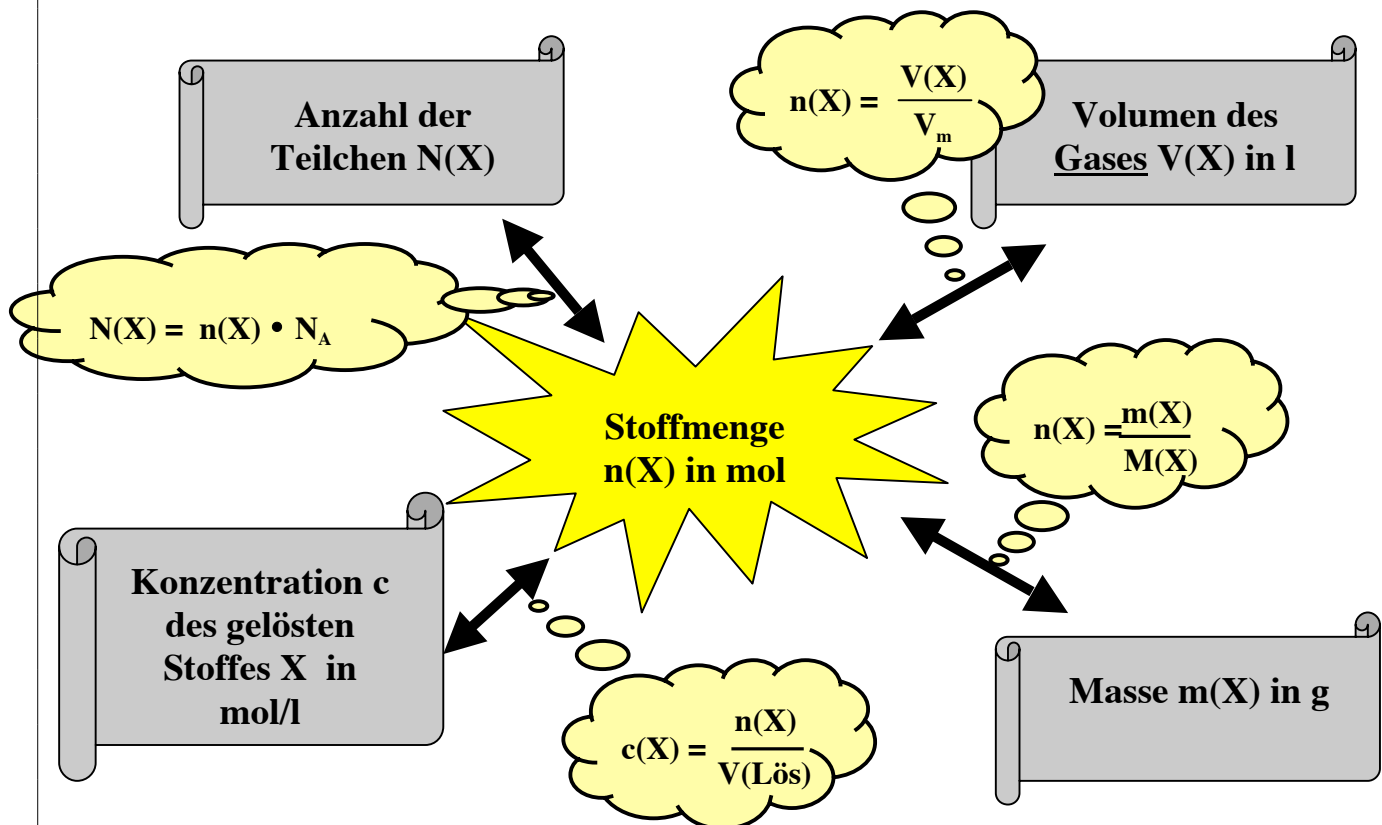
Indikatoren:

Name	im Sauren	im Neutralen	im Alkalischen
Universalindikator	rot	gelb-grün	blau
Bromthymolblau	gelb	grün	blau
Phenolphthalein	farblos	farblos	pink
pH-Wertskala	..0.....7.....14..

VI. Quantitative Aspekte chemischer Reaktionen

Ein **Mol** ist die Einheit der **Stoffmenge** n . In der Stoffmenge $n = 1$ mol eines jeden Stoffes sind immer genau $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen enthalten.

- Avogadro-Konstante: $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ 1/mol}$ („ $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen sind pro Mol enthalten“)
- Molares Volumen: $V_m = 24 \text{ l/mol}$ (gilt nur für Gase!!!)
- Molare Masse z.B. $M(\text{H}_2) = 2,0 \text{ g/mol}$ („ein Mol Wasserstoff entspricht der Masse von $2,0 \text{ g}$ “); $M(\text{Na}) = 23,0 \text{ g/mol}$; $M(\text{H}_2\text{O}) = 18,0 \text{ g/mol}$... (Werte siehe PSE-Rückseite!!!)



Stöchiometrisches Rechnen: Auf der Grundlage chemischer Gleichungen lassen sich die Stoffmenge n , die Masse m und das Volumen V berechnen. Dabei kann das folgende Schema verwendet werden:

Erhitzt man $3,5 \text{ g}$ schwarzes Silberoxid scharf mit dem Bunsenbrenner, so entsteht ein silbrig glänzender Stoff und es bildet sich ein Gas (positive Glimmspanprobe). Berechne das dabei gebildete Gasvolumen in Litern!

1. Gegeben $m(\text{Ag}_2\text{O}) = 3,5 \text{ g}$ und gesucht $V(\text{O}_2)$
2. Die **Reaktionsgleichung** aufstellen: $2 \text{ Ag}_2\text{O} (\text{s}) \rightarrow 4 \text{ Ag} (\text{s}) + \text{O}_2 (\text{g})$
3. Das **Stoffmengenverhältnis** notieren: $n(\text{O}_2) / n(\text{Ag}_2\text{O}) = 1 / 2$
4. Die **Verhältnisleichung nach der gesuchten Größe auflösen** und die gesuchte Größe berechnen: z.B. $V(\text{O}_2) = 1/2 \cdot m(\text{Ag}_2\text{O}) / M(\text{Ag}_2\text{O}) \cdot V_m = 0,18 \text{ l}$



