



GRUNDWISSEN CHEMIE 8. KLASSE

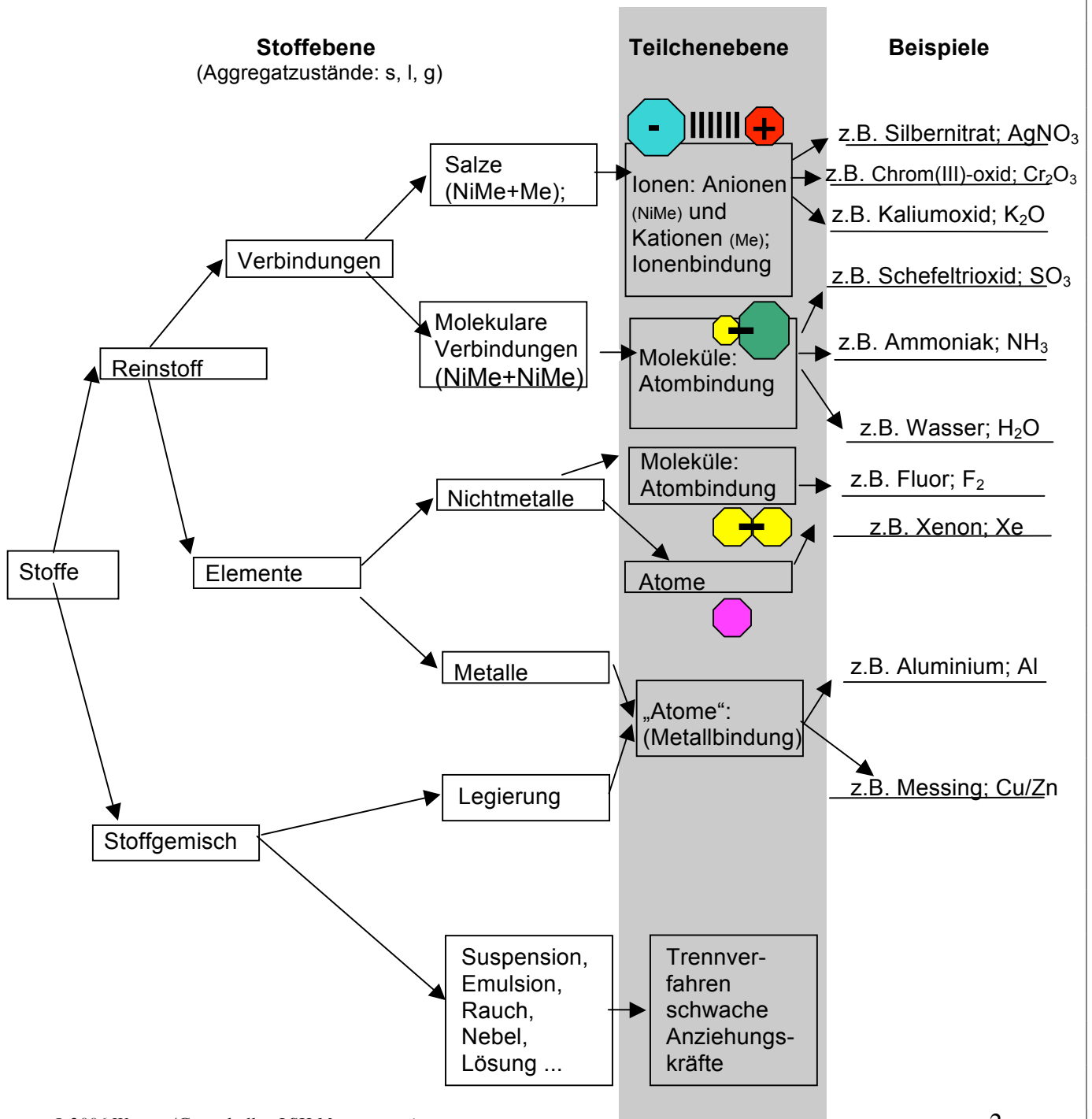
(LSH Marquartstein Januar 2006)

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).

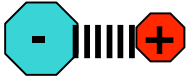
Chemische Reaktionen sind begleitet von Stoffveränderung und Energieumsatz.



Kräfte in der Chemie:



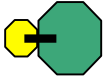
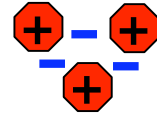
Nur so kann der Unterschied auf Teilchenebene zwischen Gemischen und Verbindungen klar werden!



- **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)

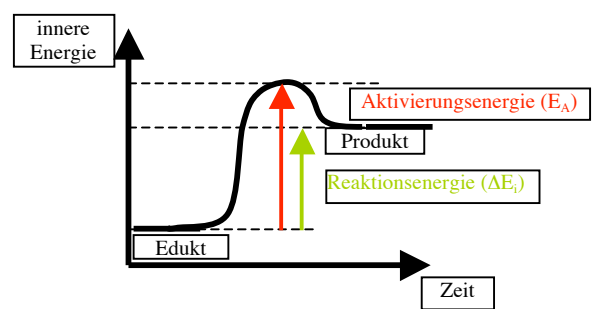
$\Delta E_i = E_i(\text{Produkte}) - E_i(\text{Edukte})$
(=Reaktionsenergie = Differenz der inneren Energie Produkte minus Edukte)

Aktivierungsenergie und **Katalysator**:

Energie, Energieerhaltung,

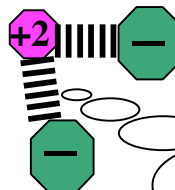
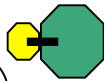
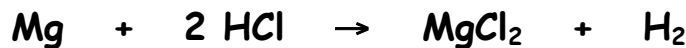
Energieformen, Energieumwandlungen (5./6. NuT).

Energiediagramm einer endothermen Reaktion



III. Formeln und Reaktionsgleichungen

Gewusst wie: Massenerhaltung!



Wertigkeit, Index, Koeffizient

Molekülformel einer molekularen Verbindung und ableiten Atombindungen im Molekül (Wertigkeit)

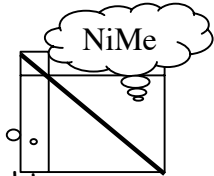
Verhältnisformel eines Salzes und ableiten der Ionenladung (Wertigkeit)

IV. Atombau und PSE



Edelgasregel
= Oktettregel

Me



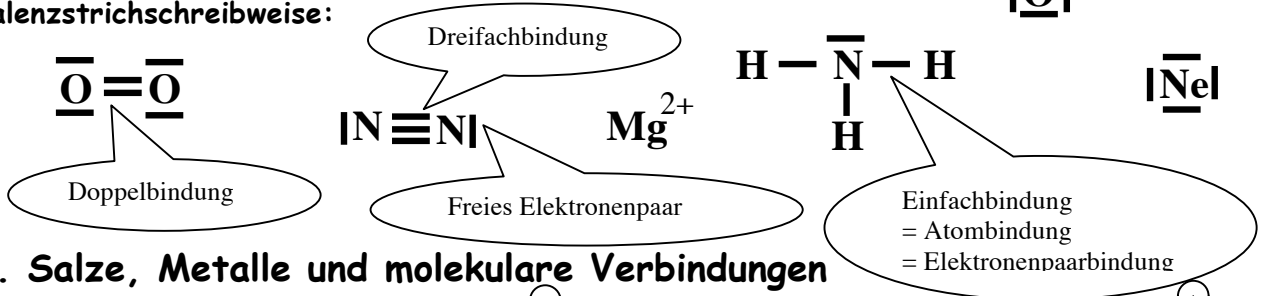
Bohrsche Atommodell: Nukleonen (Protonen und Neutronen) im Kern und Elektronen verteilt auf Bahnen bzw. Energiestufen (= Energieniveaus).

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:



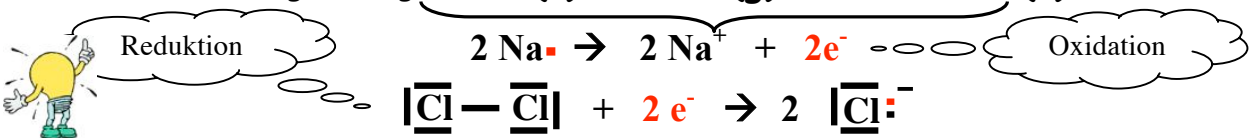
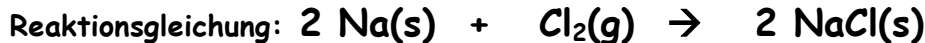
V. Salze, Metalle und molekulare Verbindungen

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.

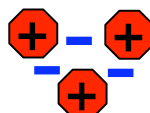


Salze bestehen aus Metallkationen (positive geladene Ionen) und Nichtmetallanionen (negativ geladene Ionen). Im **Ionengitter** (= **Kristallgitter**) des Kristalls wirken zwischen den entgegengesetzt geladenen Ionen **Ionenbindungen** (elektrostatische Anziehungskräfte).



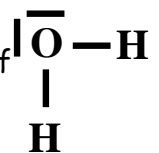
b) Metalle:

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..



**FRAGENKATALOG
ZUM
GRUNDWISSEN
CHEMIE
8. KLASSE
plus LÖSUNGEN**

(LSH Marquartstein Januar 2006)