

Grundwissen Chemie 9. Jahrgangsstufe NTG

1. Qualitative Analyse

→ Auskunft über die *Art* der in einer Probe enthaltenen Stoffe

1.1 Ionennachweise

Ion	Nachweisreaktion	Ergebnis
Na ⁺	Flammenfärbung	gelborange Flamme
K ⁺	Flammenfärbung	violette Flamme
NH ₄ ⁺	Zugabe von konz. Natronlauge	stechender Geruch (NH ₃), Blaufärbung von feuchtem Lackmus-Papier
Cl ⁻	Zugabe von AgNO ₃ -Lösung	weißer Niederschlag (AgCl)
CO ₃ ²⁻ in Lösung	Zugabe von CaCl ₂ -Lösung	weißer Niederschlag (CaCO ₃)
CO ₃ ²⁻ in Feststoffen	Zugabe von verd. Salzsäure	Aufschäumen: CO ₂ - Entwicklung
SO ₄ ²⁻	Zugabe von BaCl ₂ -Lösung	weißer Niederschlag (BaSO ₄)

1.2 Nachweis molekularer Stoffe

H ₂	Knallgasprobe
O ₂	Glimmspanprobe
CO ₂	Trübung von Kalkwasser
H ₂ O	Blaufärbung von weißem CuSO ₄
Stärke	Blaufärbung mit Lugolscher Lösung (I ₂ /KI-Lösung)

2. Quantitative Aspekte chemischer Reaktionen

2.1 Größen, Konstanten und Größengleichungen

Größe	Symbol	Einheit	
Masse	m	g	
Volumen	V	l	
Dichte	ρ	g/ml	$\rho = \frac{m}{V}$
Teilchenzahl	N		
Stoffmenge	n	mol	1 mol eines Stoffes enthält genau $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen
molare Masse	M	g/mol	Molare Masse = Masse von N_A Teilchen eines Stoffes, d. h. die Masse in Gramm, die im Zahlenwert mit der Atom-, Molekül- oder Formelmasse übereinstimmt
molares Volumen	V_m	l/mol	1 mol eines idealen Gases nimmt bei Normalbedingungen (0°C , 1013 hPa) den Raum von 22,4 l ein und enthält N_A Teilchen.
Avogadro-Konstante	N_A	$\frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ Teilchen}}{\text{mol}}$	
atomare Masseneinheit		u	$1\text{u} = \frac{1}{N_A} \text{g} \iff$ $1\text{g} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{u}$
Atommasse	m_A	u	
Molekülmasse	m_M	u	
Formelmasse	m_M	u	bei Salzen
Stoffmengenkonzentration	c	$\frac{\text{mol}}{\text{l}}$	$c(X) = \frac{n(X)}{V_{\text{Lösung}}}$

Beispiele:

$m_A(\text{C}) = 12 \text{ u}$	$M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$	Sprich: Molare Masse von Kohlenstoff
$m_M(\text{CO}_2) = 44 \text{ u}$	$M(\text{CO}_2) = 44 \text{ g/mol}$	Sprich: Molare Masse von Kohlenstoffdioxid
$m_A(\text{H}) = 1 \text{ u}$	$M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$	Sprich: Molare Masse bezogen auf H-Atome
$m_M(\text{H}_2) = 2 \text{ u}$	$M(\text{H}_2) = 2 \text{ g/mol}$	Sprich: Molare Masse bezogen auf H ₂ -Moleküle

1 mol C	enthält	$6,022 \cdot 10^{23}$ C-Atome	und hat die Masse 12 g.
1 mol CO ₂	enthält	$6,022 \cdot 10^{23}$ CO ₂ -Moleküle	und hat die Masse 44 g.
1 mol H	enthält	$6,022 \cdot 10^{23}$ H-Atome	und hat die Masse 1 g.
1 mol H ₂	enthält	$6,022 \cdot 10^{23}$ H ₂ -Moleküle	und hat die Masse 2 g.

Größengleichungen:

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

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

$$n = \frac{V}{V_m} \quad (\text{Gilt nur bei Gasen!})$$

2.2 Energieumsatz bei chemischen Reaktionen

Reaktionsenergie ΔE_R	Änderung der inneren Energie bei einer unter konstantem Druck ablaufenden chemischen Reaktion $\Delta E_R = E_{i(\text{Produkte})} - E_{i(\text{Edukte})}$
Molare Bildungsenergie ΔE_B	ΔE_B einer Verbindung ist die Energie, die bei der Bildung eines Mols der Verbindung aus den Elementen auftritt; Einheit: kJ/mol. Bildungs- und Zersetzungsenergie einer Verbindung sind im Betrag gleich groß, aber im Vorzeichen verschieden. Für Elemente gilt: $\Delta E_B = 0$. (Bildungsenergie \neq Bindungsenergie! Def. Bindungsenergie s. Grundwissen 8. Jgst. Kap. 7.2)

Hessscher Satz:

Die Reaktionsenergie ist nur vom Ausgangs- und Endzustand des Systems abhängig, nicht aber vom Reaktionsweg.

2.3 Stöchiometrische Berechnungen

Aussagen einer Reaktionsgleichung

Beispiel: Wassersynthese aus den Elementen

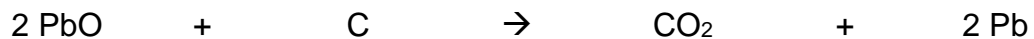
	2 H_2	$+ \text{ O}_2$	\rightarrow	$2 \text{ H}_2\text{O}$
Edukte und Produkte	Wasserstoff	+ Sauerstoff	\rightarrow	Wasser
Zahlenverhältnis der reagierenden Teilchen	2 Moleküle H_2	+ 1 Molekül O_2	\rightarrow	2 Moleküle H_2O
Verhältnis der Stoffmengen	2 mol H_2	+ 1 mol O_2	\rightarrow	2 mol H_2O
Massenverhältnisse	4g H_2	+ 32g O_2	\rightarrow	36g H_2O
Bei Gasen: Volumenverhältnisse	44,8 l H_2	+ 22,4 l O_2	\rightarrow	44,8 l H_2O -Dampf

Vorgehen beim Lösen einer stöchiometrischen Berechnung

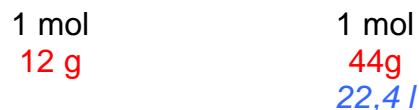
Beispielaufgabe:

Wie viel **Gramm** bzw. **Liter** Kohlenstoffdioxid entstehen bei der Reaktion von Blei(II)oxid mit 5 g Kohlenstoff?

a) Aufstellen der Reaktionsgleichung:



b) Ermitteln der Stoffmengenverhältnisse und Eintragen der benötigten **molaren Massen** bzw. des **molaren Volumens**:



c) Eintragen der gegebenen Massen bzw. Volumina laut Aufgabe:



d) Aufstellen der Verhältnisgleichung (Dreisatz):

Berechnung der **Gramm** CO_2 :

$$\frac{12 \text{ g}}{5 \text{ g}} = \frac{44 \text{ g}}{x} \quad x = \frac{44 \text{ g} \cdot 5 \text{ g}}{12 \text{ g}} = 18,33 \text{ g}$$

Berechnung der **Liter** CO_2 :

$$\frac{12 \text{ g}}{5 \text{ g}} = \frac{22,4 \text{ l}}{y} \quad y = \frac{22,4 \text{ l} \cdot 5 \text{ g}}{12 \text{ g}} = 9,33 \text{ l}$$

3. Molekülstruktur und Stoffeigenschaften

3.1 Das Orbitalmodell

Definitionen:

Ein **Orbital** ist der Raum, in dem ein Elektron mit sehr hoher Wahrscheinlichkeit anzutreffen ist. Ein Orbital kann mit maximal 2 Elektronen besetzt sein.

Als **Atomorbitale** bezeichnet man die Aufenthaltsbereiche der Elektronen eines Atoms. Ein **Molekülorbital** ist der Aufenthaltsbereich der an einer Bindung beteiligten Elektronen eines Moleküls. Dabei durchdringen sich die Atomorbitale gegenseitig.

3.2 Das Elektronenpaarabstoßungsmodell (EPA-, VSEPR-Modell)

Das VSEPR-Modell ist ein Modell zur Ermittlung des räumlichen Baus eines Moleküls.

Annahmen und Regeln:

- Betrachtet werden nur die Außenelektronen eines Atoms.
- Die Elektronen befinden sich in Orbitalen (= negative Ladungswolken), die sich gegenseitig abstoßen.
- Im Folgenden sollen nur Atome mit 8 (bindenden und nicht bindenden) Außenelektronen betrachtet werden. Die Anzahl der Orbitale bei diesen Atomen beträgt 4.
Ausnahme: Beim H-Atom ist nur 1 Orbital vorhanden.
- Da sich die Orbitale gegenseitig abstoßen, ordnen sie sich in größtmöglichem und gleich weitem Abstand voneinander an:

Vier Elektronenwolken um ein Atom → tetraedrische Anordnung
Drei Elektronenwolken um ein Atom → trigonal-planare Anordnung
Zwei Elektronenwolken um ein Atom → lineare Anordnung

- Ein Orbital kann höchstens 2 Elektronen aufnehmen.
- Die Orbitale werden zunächst einfach besetzt.
- Nicht bindende Elektronenpaare nehmen mehr Raum ein und stoßen sich und andere Elektronenpaare stärker ab als bindende Elektronenpaare.
- Die Elektronenwolken einer Mehrfachbindung werden bezüglich des Platzbedarfs in erster Näherung wie eine Einfachbindung behandelt.

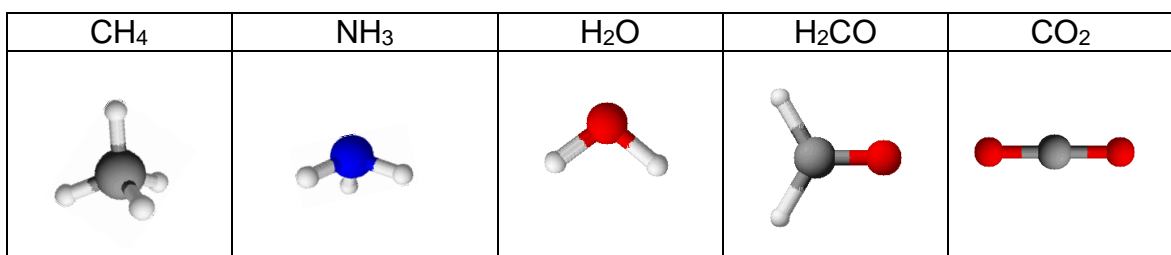
Da die Elektronenwolken in eine bestimmte Raumrichtung weisen, ist die Atombindung im Gegensatz zur Ionenbindung räumlich gerichtet. Die Moleküle weisen deshalb bestimmte Raumstrukturen auf:

Beispiele für Molekülstrukturen:

CH ₄ -Molekül	tetraedrisch
NH ₃ -Molekül	pyramidal
H ₂ O-Molekül	gewinkelt

↓
Abnahme des Bindungswinkels
aufgrund des größeren Raumbedarfs und der
stärkeren Abstoßung der nicht bindenden e⁻-Paare

H ₂ CO-Molekül	trigonal-planar
CO ₂ -Molekül	linear



3.3 Die polare Atombindung

In einer polaren Atombindung ist die Ladungsverteilung asymmetrisch. Ursache ist die unterschiedliche **Elektronegativität** der Bindungspartner.

Elektronegativität (EN)	Maß für die Fähigkeit eines Atoms, im Atomverband Elektronen anzuziehen. Die EN steigt innerhalb einer Periode von links nach rechts und sinkt innerhalb einer Gruppe von oben nach unten. Das F-Atom hat die höchste EN: 4,0.
-------------------------	--

Beispiel: $\text{H} \longrightarrow \overline{\text{Cl}}$

Das bindende Elektronenpaar befindet sich näher am Cl-Atom.

Die an der Bindung beteiligten Atome erhalten dadurch Teilladungen:

Das H-Atom ist partiell positiv (δ^+), das Cl-Atom partiell negativ (δ^-) geladen.

Das HCl-Molekül ist ein **Dipol**.

Dipol	Molekül mit asymmetrischer Ladungsverteilung, das aber als Ganzes elektrisch neutral ist.
-------	---

Voraussetzungen für den Dipolcharakter eines Moleküls:

- Hohe EN-Differenz (ΔEN) der Bindungspartner
- asymmetrischer Molekülbau, so dass die Ladungsschwerpunkte der positiven und negativen Teilladung nicht zusammenfallen

Weitere Beispiele:

NH ₃ -Molekül	Dipol	Hohe ΔEN der Bindungspartner, pyramidaler Bau des Moleküls \rightarrow die Ladungsschwerpunkte der positiven und negativen Teilladung fallen nicht zusammen
H ₂ O-Molekül	Dipol	Hohe ΔEN der Bindungspartner, gewinkelter Bau des Moleküls \rightarrow die Ladungsschwerpunkte der positiven und negativen Teilladung fallen nicht zusammen
CCl ₄ -Molekül	kein Dipol	ΔEN der Bindungspartner vorhanden, aber tetraedrischer Molekülbau \rightarrow die Ladungsschwerpunkte der positiven und negativen Teilladung fallen zusammen

3.4 Zwischenmolekulare Kräfte

Z
u
n
a
h
m
e

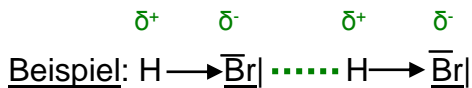
d
e
r

B
i
n
d
u
n
g
s
s
t
ä
r
k
e

- **Van-der-Waals-Kräfte:**
Elektrostatische Anziehungskräfte zwischen spontanen und induzierten Dipolen (unpolaren Molekülen)

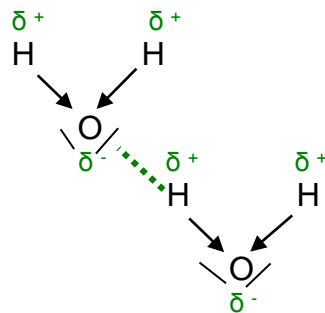
Beispiele: I₂, Br₂, CH₄

- **Dipol-Dipol-Wechselwirkungen:**
Elektrostatische Anziehungskräfte zwischen permanenten Dipolen (polaren Molekülen)



- **Wasserstoffbrücken:**
Wechselwirkungen zwischen einem partiell positiv geladenen H-Atom (gebunden an ein N-, O- oder F-Atom) des einen Moleküls mit einem freien Elektronenpaar eines partiell negativ geladenen Atoms des Nachbarmoleküls

Beispiel:



- **Dipol-Ionen-Kräfte:**
Wechselwirkung von Dipol-Molekülen mit Ionen

Beispiel: Bildung von Hydrathüllen um Ionen

Einfluss zwischenmolekularer Kräfte auf die Stoffeigenschaften

- **Einfluss auf den Aggregatzustand**
Starke zwischenmolekulare Kräfte → starke Anziehungskräfte zwischen den Teilchen → hoher Energieaufwand zur Trennung der Teilchen → Hohe Schmelz- und Siedepunkte

- **Einfluss auf die Löslichkeit**
„Ähnliches löst sich in Ähnlichem“.

Beispiele:

Salze (ionische Stoffe) lösen sich gut in Wasser (polares Lösungsmittel)

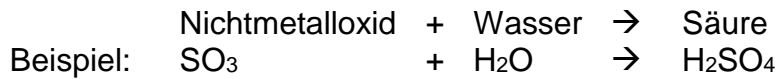
Iod (unpolarer Stoff) löst sich gut in Hexan (unpolares Lösungsmittel)

4. Protonenübergänge

4.1 Saure und alkalische Lösungen

Beispiele für Säuren

- Säuren aus Nichtmetalloxiden:



- Salzsäure

= Lösung von HCl-Gas in Wasser

- Organische Säuren

Beispiele: Ascorbinsäure (Vitamin C), Essigsäure, Zitronensäure

Saure Lösung	Wässrige Lösung, die H_3O^+ -Ionen enthält Beachte: Nicht jede Säure ist eine saure <i>Lösung!</i>
--------------	---

Beispiele für Laugen

- Laugen aus (löslichen) Metalloxiden:

Metalloxid + Wasser \rightarrow Metallhydroxid

Wässrige Lösung eines Metallhydroxids = Lauge

- Laugen aus (Erd-)alkalimetallen:

(Erd-)alkalimetall + Wasser \rightarrow (Erd-)alkalimetallhydroxid + Wasserstoff

- Ammoniaklösung

= Lösung von NH_3 in Wasser

Lauge = alkalische (basische) Lösung	Wässrige Lösung, die OH^- -Ionen enthält
Hydroxid	Salz mit OH^- -Ionen als Anionen

4.2 Das Säure-Base-Konzept nach Brönsted

Säuren	Protonendonatoren
Basen	Protonenakzeptoren
Protolyse	Protonenübergang von einer Säure zu einer Base
korrespondierende Säure-Base-Paare	Säure-Base-Paare, die durch Protonenübergang ineinander übergehen
<p style="text-align: center;"> H^+ $\text{Säure} + \text{Base} \rightarrow \text{korrespondierende Base} + \text{korrespondierende Säure}$ </p>	
Ampholyte	Stoffe, die je nach Reaktionspartner als Säure oder als Base reagieren können Beispiele: H_2O , HSO_4^-
Neutralisation	Reaktion der H_3O^+ -Ionen einer sauren Lösung mit den OH^- -Ionen einer basischen Lösung zu Wasser $\text{Säure} + \text{Base} \rightarrow \text{Salz} + \text{Wasser}$

Wichtige Säuren:

Säure		Säurerest-Ion	
Name	Formel	Name	Formel
Schwefelsäure	H_2SO_4	Hydrosulfat-Ion	HSO_4^-
		Sulfat-Ion	SO_4^{2-}
Schweflige Säure	H_2SO_3	Hydrosulfit-Ion	HSO_3^-
		Sulfit-Ion	SO_3^{2-}
Salpetersäure	HNO_3	Nitrat-Ion	NO_3^-
Salpetrige Säure	HNO_2	Nitrit-Ion	NO_2^-
Phosphorsäure	H_3PO_4	Dihydrogenphosphat-Ion	H_2PO_4^-
		Hydrogenphosphat-Ion	HPO_4^{2-}
		Phosphat-Ion	PO_4^{3-}
Kohlensäure	H_2CO_3	Hydrogencarbonat-Ion	HCO_3^-
		Carbonat-Ion	CO_3^{2-}
Hydrogenchlorid	HCl	Chlorid-Ion	Cl^-

Wichtige Laugen:

Natronlauge: Lösung von NaOH in Wasser

Kalilauge: Lösung von KOH in Wasser

Kalkwasser: Lösung von $\text{Ca}(\text{OH})_2$ in Wasser

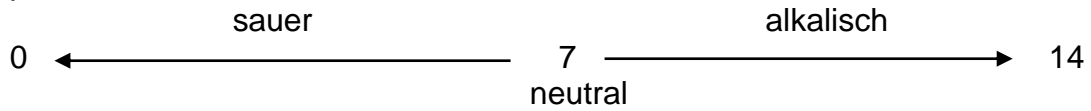
4.3 Der pH-Wert

Der pH-Wert ist ein Maß für den Säuregrad einer Lösung.

$$\text{pH} = -\lg c(\text{H}_3\text{O}^+)$$

Beispiel: $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-2} \text{ mol/l} \Rightarrow \text{pH} = 2$

pH-Skala:



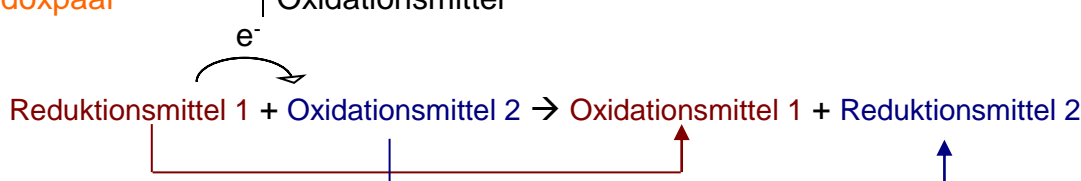
4.4 Die Neutralisationstiteration

Titration	Verfahren zur Bestimmung der Stoffmengen- konzentration einer Lösung
Neutralisationstiteration	Bestimmung der unbekanntem Konzentration einer Säure (oder Lauge) mit Hilfe einer Lauge (oder Säure) bekannter Konzentration
Äquivalenzpunkt	pH-Wert, an dem äquivalente Stoffmengen Säure und Base vorliegen
Indikator	Farbstoff, der den pH-Wert von Lösungen durch seine Farbe anzeigt

Durchführung einer Neutralisationstiteration:

Man tropft zu einem vorgelegtem Volumen an Säure (Lauge) unbekannter Stoffmengenkonzentration solange Lauge (Säure) bekannter Konzentration, bis der Äquivalenzpunkt erreicht ist. Der Äquivalenzpunkt wird durch den Farbumschlag eines zugesetzten Indikators erkannt.

5. Elektronenübergänge

Oxidation	Aufnahme von Sauerstoff, Abgabe von Elektronen, Erhöhung der Oxidationszahl
Reduktion	Abgabe von Sauerstoff, Aufnahme von Elektronen, Erniedrigung der Oxidationszahl
Oxidationsmittel	Stoff, der Sauerstoff abgibt, Elektronen aufnimmt (e ⁻ -Akzeptor), selbst reduziert wird
Reduktionsmittel	Stoff, der Sauerstoff aufnimmt, Elektronen abgibt (e ⁻ -Donator), selbst oxidiert wird
Redoxreaktion	Koppelung von Reduktion und Oxidation
Korrespondierendes Redoxpaar	Reduktionsmittel und das aus ihm entstehende Oxidationsmittel  <p style="text-align: center;"> $\text{Reduktionsmittel 1} + \text{Oxidationsmittel 2} \rightarrow \text{Oxidationsmittel 1} + \text{Reduktionsmittel 2}$ </p>
Oxidationszahl (OZ)	Die Oxidationszahl eines Atoms in einem Molekül oder Molekül-Ion ist die Ladungszahl eines fiktiven Ions, das man dadurch erhält, dass man die Elektronenpaare der Atombindungen dem jeweils elektronegativeren Partner zuordnet.

Regeln zur Bestimmung von Oxidationszahlen

1. Die Oxidationszahl eines Atoms in einem Element ist immer Null.
2. Bei einatomigen Ionen ist die Oxidationszahl gleich der Ionenladung.
3. In Verbänden aus verschiedenen Atomen gelten folgende Regeln, die in der angegebenen Reihenfolge anzuwenden sind:
 - a) Metallatome haben in Verbindungen immer positive Oxidationszahlen, das Fluor-Atom hat in Verbindungen immer die Oxidationszahl -I.
 - b) Das H-Atom hat in Verbindungen mit Nichtmetallen die Oxidationszahl +I, (in Verbindungen mit Metallen (Metallhydride) die Oxidationszahl -I).
 - c) Das O-Atom hat in den meisten Verbindungen die Oxidationszahl -II (in Peroxiden -I).
 - d) Halogenatome erhalten in Verbindungen die Oxidationszahl -I (soweit sich nicht durch die vorstehenden Regeln eine andere Oxidationszahl ergibt).
4. Die Summe der Oxidationszahlen eines neutralen Moleküls ist Null, die Summe der Oxidationszahlen eines mehratomigen Ions ist gleich der Ladung dieses Ions.

Aufstellung einer Redoxgleichung

Beispiel: Eisen(III)-oxid reagiert mit Kohlenstoffmonoxid zu Eisen und Kohlenstoffdioxid

I. Anschreiben der Edukte und Produkte ohne Koeffizienten:



II. Ermittlung der Oxidationszahlen:



III. Zerlegung in Teilgleichungen:

1. Oxidation

a) Anschreiben des Edukts und Produkts mit Oxidationszahlen



eventuell Richtigstellung der Koeffizienten bei den Atomen, bei denen sich die OZ ändert

b) Ausgleich der Änderung der OZ durch Elektronen



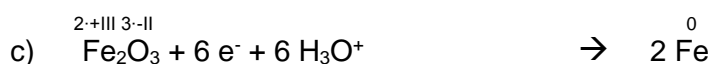
c) Ausgleich der Ladungsbilanz (im sauren Medium durch H_3O^+ -Ionen, im alkalischen Medium durch OH^- -Ionen)



d) Ausgleich der Atombilanz mit H_2O -Molekülen



2. Reduktion: Vorgehen wie unter „Oxidation“ beschrieben



Ladungsausgleich mit den gleichen Ionen wie bei der Oxidation!



3. Summation der Teilgleichungen für Oxidation und Reduktion (nach Multiplikation mit entsprechendem Faktor, so dass in der Gesamtgleichung keine e^- mehr auftreten):

