

# Salze

Bsp: Kochsalz (NaCl)  
99,9%

wenig Fluorid (für den Zahnschmelz)  
wenig Iodid (für die Schilddrüse)

Prüfungsfrage

Was wird in der Schmelze dem Kochsalz oft beigelegt und wofür?

- wenig Fluorid für den Zahnschmelz
- wenig Iodid für die Schilddrüse

Welche Alltagsprodukte sind aus Salzen aufgebaut?

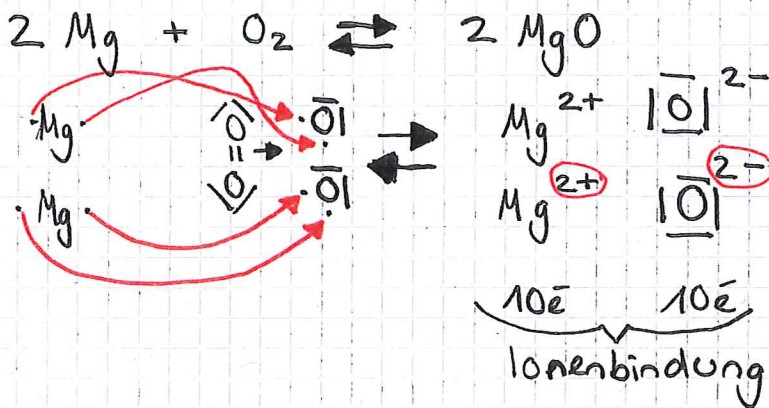
- alle Gesteine
- Beton (Häuser)
- Nahrung (Kochsalz meistens)

## Aufbau (Woraus bestehen Salze?)

Salze sind aus Metallen und Nicht-Metallen aufgebaut

Experiment:

Reaktion von Magnesium (Metall) mit Sauerstoff (Nicht-Metall) zu ? (Salz)  
? → Magnesia (Magnesiumoxid)



Gesetz von Coulomb:  
unterschiedliche Ladungen  
ziehen sich an.

Merke:

Salze sind aus Ionen (geladene Teilchen) aufgebaut. Im Salz ist das Metall positiv geladen (Kation). Das Nicht-Metall ist im Salz negativ geladen (Anion).

## Wie viele Elektronen werden abgegeben / aufgenommen?

- Alkalimetalle (Li - Fr (ganz links)) haben immer die Ladung  $+1$ .  
Wenn sie ein Elektron abgeben, haben sie gleich viele Elektronen, wie ein Edelgas und das ist sehr stabil.
- Erdalkalimetalle (Be - Ra) haben immer die Ladung  $+2$ .
- Bei den Übergangsmetallen muss die Ladung auf dem Periodensystem nachgeschaut werden.
- Halogene (F - I) haben immer die Ladung  $-1$
- O und S haben immer die Ladung  $-2$
- N und P haben immer die Ladung  $-3$
- C hat immer die Ladung  $-4$

# Namen und Formeln von Salzen

1. Vervollständigen Sie die Tabelle:

Formeln der Kationen	Formeln der Anionen	Formeln der Salze	Namen der Salze
$K^+$	$S^{2-}$	$K_2S$	Kaliumsulfid
$Mg^{2+}$	$Br^{1-}$	$MgBr_2$	Magnesiumbromid
$Be^{2+}$	$O^{2-}$	$BeO$	Berylliumoxid
$Cs^+$	$O^{2-}$	$Cs_2O$	Cäsiumoxid
$K^+$	$I^-$	$KI$	Kaliumjodid
$Li^{1+}$	$N^{3-}$	$Li_3N$	Lithiumnitrid
$Cu^{1+}$	$O^{2-}$	$Cu_2O$	Kupfer(I)oxid
$Fe^{3+}$	$Cl^{1-}$	$FeCl_3$	Eisen(III)chlorid
$Ag^{1-}$	$Cl^{1-}$	$AgCl$	Silberchlorid
$Fe^{3+}$	$O^{2-}$	$Fe_2O_3$	Eisen(III)oxid
$Zn^{2+}$	$Cl^{1-}$	$ZnCl_2$	Zinkchlorid
$Cr^{3+}$	$O^{2-}$	$Cr_2O_3$	Chrom(III)oxid
$Ti^{4+}$	$O^{2-}$	$TiO_2$	Titan(IV)oxid
$Pb^{4+}$	$O^{2-}$	$PbO_2$	Blei(IV)oxid
kein Salz (Molekül)		$CO_2$	Kohlendioxid

2. Gesucht sind die Lewisformeln von Essigsäure  $CH_3COOH$  und Acetat.

Essigsäure:

Acetat:



3. Vervollständigen Sie die Tabelle mit <sup>mehratomigen</sup> ~~komplexen~~ Ionen:

Formeln der Kationen	Formeln der Anionen <i>mehratomige Ionen</i>	Formeln der Salze	Namen der Salze
$\text{Na}^+$	$\text{CO}_3^{2-}$	$\text{Na}_2\text{CO}_3$	Natriumcarbonat
$\text{K}^+$	$\text{PO}_4^{3-}$	$\text{K}_3\text{PO}_4$	Kaliumphosphat
$\text{Cu}^{2+}$	$\text{SO}_4^{2-}$	$\text{CuSO}_4$	Kupfer(II)sulfat
$\text{Fe}^{2+}$	$\text{NO}_3^-$	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$	Eisen(II)nitrat
$\text{Mg}^{2+}$	$\text{CO}_3^{2-}$	$\text{MgCO}_3$	Magnesiumcarbonat
$\text{Fe}^{3+}$	$\text{OH}^-$	$\text{Fe}(\text{OH})_3$	Eisen(III)hydroxid
$\text{Pb}^{2+}$	$\text{NO}_3^-$	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	Blei(II)nitrat
$\text{NH}_4^+$	$\text{NO}_3^-$	$\text{NH}_4\text{NO}_3$	Ammoniumnitrat
$\text{Ni}^{2+}$	$\text{CH}_3\text{COO}^-$	$\text{Ni}(\text{CH}_3\text{COO})_2$	Nickel(II)acetat
$\text{NH}_4^+$	$\text{SO}_4^{2-}$	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	Ammoniumsulfat
$\text{Na}^+$	$\text{H}_2\text{PO}_4^-$	$\text{NaH}_2\text{PO}_4$	Natriumdihydrogenphosphat
$\text{Na}^+$	$\text{HCO}_3^-$	$\text{NaHCO}_3$	Natriumhydrogencarbonat
$\text{Na}^+$	$\text{SO}_3^{2-}$	$\text{Na}_2\text{SO}_3$	Natriumsulfit
$\text{K}^+$	$\text{CN}^-$	$\text{KCN}$	Kaliumcyanid oder Cyankali
$\text{K}^+ \text{Al}^{3+}$	$\text{SO}_4^{2-}$	$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$	Kaliumaluminiumsulfat

*snahme:*

4. Welche der folgenden Formeln sind falsch. Bitte begründen Sie Ihre Beanstandung.  
 $\text{K}_2\text{Br}$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{FeSO}_4$ ,  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{MgCl}_2$  und  $\text{NCl}$   
 $\text{KBr}$  ( $\text{K}^+ / \text{Br}^-$ )

V.

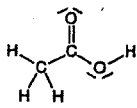


## Namen und Formeln von Salzen

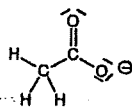
1. Vervollständigen Sie die Tabelle:

Formeln der Kationen	Formeln der Anionen	Formel des Salzes	Name des Salzes
$K^+$	$S^{2-}$	$K_2S$	Kaliumsulfid
$Mg^{2+}$	$Br^-$	$MgBr_2$	Magnesiumbromid
$Be^{2+}$	$O^{2-}$	$BeO$	Berylliumoxid
$Cs^+$	$O^{2-}$	$Cs_2O$	Cäsiumoxid
$K^+$	$I^-$	$KI$	Kaliumiodid
$Li^+$	$N^{3-}$	$Li_3N$	Lithiumnitrid
$Cu^+$	$O^{2-}$	$Cu_2O$	Kupfer(I)oxid
$Fe^{3+}$	$Cl^-$	$FeCl_3$	Eisen(III)chlorid
$Ag^+$	$Cl^-$	$AgCl$	Silberchlorid
$Fe^{3+}$	$O^{2-}$	$Fe_2O_3$	Eisen(III)oxid
$Zn^{2+}$	$Cl^-$	$ZnCl_2$	Zinkchlorid
$Cr^{3+}$	$O^{2-}$	$Cr_2O_3$	Chrom(III)oxid
$Ti^{4+}$	$O^{2-}$	$TiO_2$	Titan(IV)oxid
$Pb^{4+}$	$O^{2-}$	$PbO_2$	Blei(IV)oxid
kovalente Bindung		$CO_2$	Kohlendioxid

Gesucht sind die Lewisformeln von Essigsäure und Acetat.



Essigsäure



Acetat

3. Vervollständigen Sie die Tabelle mit komplexen Ionen:

$Na^+$	$CO_3^{2-}$	$Na_2CO_3$	Natriumcarbonat
$K^+$	$PO_4^{3-}$	$K_3PO_4$	Kaliumphosphat
$Cu^{2+}$	$SO_4^{2-}$	$CuSO_4$	Kupfer(II)sulfat
$Fe^{2+}$	$NO_3^-$	$Fe(NO_3)_2$	Eisen(II)nitrat
$Mg^{2+}$	$CO_3^{2-}$	$MgCO_3$	Magnesiumcarbonat
$Fe^{3+}$	$OH^-$	$Fe(OH)_3$	Eisen(III)hydroxid
$Pb^{2+}$	$NO_3^-$	$Pb(NO_3)_2$	Blei(II)nitrat
$NH_4^+$	$NO_3^-$	$NH_4NO_3$	Ammoniumnitrat
$Ni^{2+}$	$CH_3COO^-$	$Ni(CH_3COO)_2$	Nickel(II)acetat
$NH_4^+$	$SO_4^{2-}$	$(NH_4)_2SO_4$	Ammoniumsulfat
$Na^+$	$H_2PO_4^-$	$NaH_2PO_4$	Natriumdihydrogenphosphat
$Na^+$	$HCO_3^-$	$NaHCO_3$	Natriumhydrogencarbonat
$Na^+$	$SO_3^{2-}$	$Na_2SO_3$	Natriumsulfit
$K^+$	$CN^-$	$KCN$	Kaliumcyanid
$K^+$ und $Al^{3+}$	$SO_4^{2-}$	$KAl(SO_4)_2$	Kaliumaluminiumsulfat

4. Welche der folgenden Formeln sind falsch. Bitte begründen Sie Ihre Beantwortung.  
 $K_2Br$ ,  $CuSO_4$ ,  $FeSO_4$ ,  $Fe_2(SO_4)_3$ ,  $MgCl_2$  und  $NCl$

$K_2^+Br^+$  ist falsch, weil sich die Ladungen nicht kompensieren

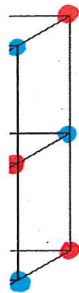
$NCl$  gibt es nicht, weil sich die beiden Nichtmetalle nicht zu einem Molekül verbinden lassen. Eine ionische Bindung kommt ohnehin nicht in Frage.

$Cu^{2+}SO_4^{2-}$ ,  $Fe^{2+}SO_4^{2-}$ ,  $Fe_2^{3+}(SO_4^{2-})_3$  und  $Mg^{2+}Cl_2$  sind richtig.

## Ionengitter (Aufbau eines Salzes)

Ordnen sich die Ionen in einem sogenannten **Ionengitter** an. Es gibt verschiedene Gitter. Wir werden nur das am häufigsten vorkommende (Natriumchlorid-Gitter) besprechen.

Zeichnen wir das Ionengitter die Kationen (rot) und Anionen (blau) ein.



Die **Koordinationszahl** gibt die Anzahl der nächsten entgegengesetzt geladenen Ionen an

Koordinationszahl Kation: 6

Koordinationszahl Anion: 6

Man kann einen beliebigen Raum, z.B. den obigen Würfel aus dem Ionengitter, so lässt sich auf die Verhältnisformel reduzieren, die keine Molekülformel darstellt, sondern das Verhältnis der beiden Ionen in einem bestimmten Raum.

Die Ionen, die sich **innerhalb** des grossen Würfels befinden:  $8 \cdot \frac{1}{8} + 6 \cdot \frac{1}{2} = 4$

Die Ionen, die sich **innerhalb** des grossen Würfels befinden:

$$1 \cdot \frac{1}{1} + 12 \cdot \frac{1}{4} = 4$$

$$4 : 4 = 1 : 1$$

NaCl (= Kochsalz)

Die relative Grösse ergibt sich ein Kristallaufbau wie beim Natriumchlorid. Das Verhältnis  $r(\text{Kation}) : r(\text{Anion})$  liegt dabei zwischen 0.41 und 0.73. Die Ionen füllen hier die grösseren **Oktaederlücken** der dichtesten Kugelpackung.

$11p^+ 11e^- \leftarrow \text{Na-Atom}$  ist grösser als ein  $\text{Cl-Atom} \rightarrow 17p^+ 17e^-$

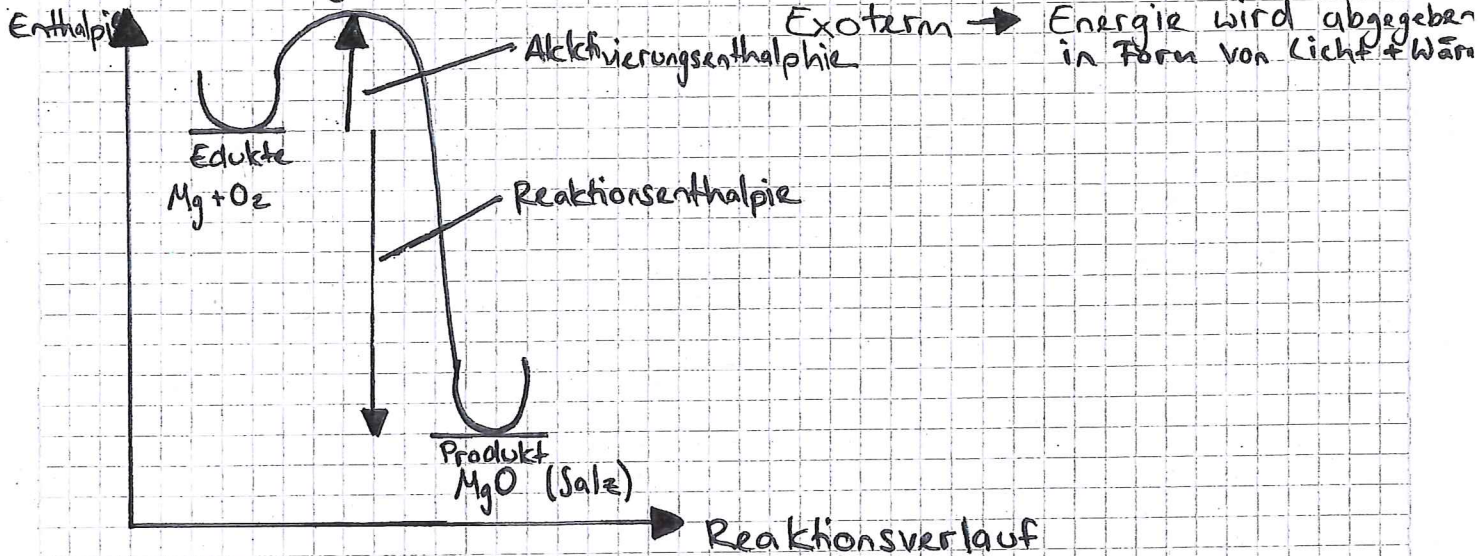
$11p^+ 10e^- \leftarrow \text{Na}^+\text{-Ion}$  ist kleiner als ein  $\text{Cl}^-\text{-Ion} \rightarrow 17p^+ 18e^-$

↳ Das  $\text{Na}^+\text{-Ion}$  ist kleiner, weil das  $\text{Cl}^-\text{-Ion}$  eine ganze Schale mehr hat.



# Wie ordnen sich die Ionen 3-Dimensional an? und was hält sie zusammen?

Enthalpiediagramm der Verbrennung von Mg



Die Ionen in einem Salz halten stark zusammen, daher sind alle Salze bei Raumtemperatur fest.

Gesetz von Coulomb:

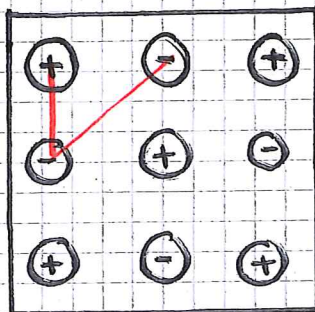
$$F = k \frac{Q_1 \cdot Q_2}{r^2}$$

F = Kraft  
k = Konstante  
 $Q_1 + Q_2$  = Ladungen  
r = Abstand von Ladungsmittelpunkte

Kationen:  $\oplus \oplus \oplus \oplus \oplus$

Anionen:  $\ominus \ominus \ominus \ominus \ominus$

$\oplus + \ominus$  müssen näher  
beieinander liegen als  
 $\ominus + \ominus$



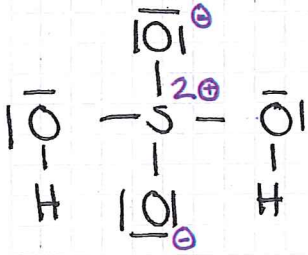


# Mehratomige Ionen

Bsp: Kaliumnitrat (= Konservierungsstoff und Farbenmittel von Wurstwaren)  
 $K^+$   $NO_3^-$  1 Ion

Schwefelsäure

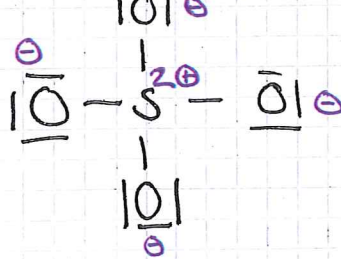
$(H_2SO_4)$



→

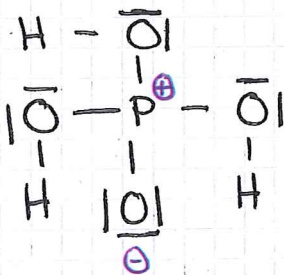
Sulfat - Ion

$(SO_4^{2-})$



Phosphorsäure

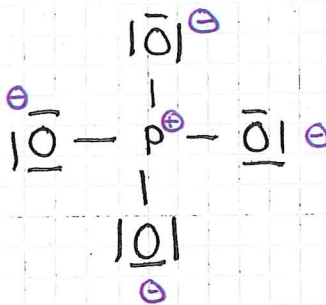
$(H_3PO_4)$



→

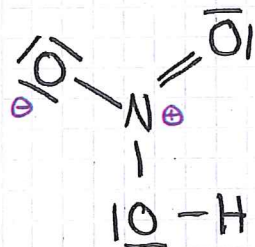
Phosphat - Ion

$(PO_4^{3-})$



Salpetersäure

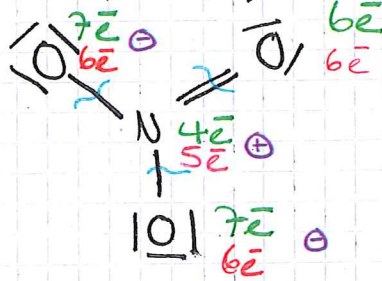
$(HNO_3)$



→

Nitrat - Ion

$(NO_3^-)$

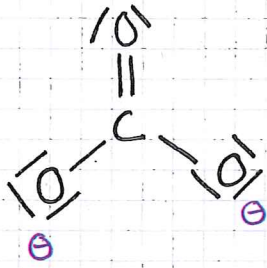


Valenzelektronenanzahl:  
 → im PS nach links zählen

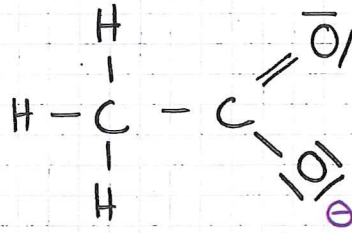
Formalladung: (im Kopf rechnen, nichts aufschreiben)

1. Die bindenden Elektronen werden aufgeteilt.
2. Die Elektronen jedes Atoms werden gezählt, und mit der Valenzelektronenanzahl im Periodensystem verglichen.
3. Hat das Atom mehr Elektronen als auf dem PS, so ist es negativ geladen.  
 Hat das Atom weniger Elektronen als auf dem PS, so ist es positiv geladen.

Carbonat ( $\text{CO}_3^{2-}$ )



Acetat ( $\text{CH}_3\text{COO}^-$ )



Cyanid ( $\text{CN}^-$ )



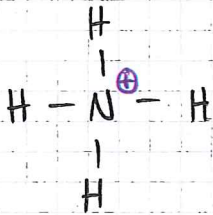
Hydroxid ( $\text{OH}^-$ )



Ausnahme: C macht hier nicht  
4 Bindungen

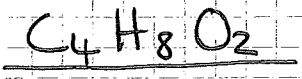
Ammonium-Ion ( $\text{NH}_4^+$ )

Achtung: Kation

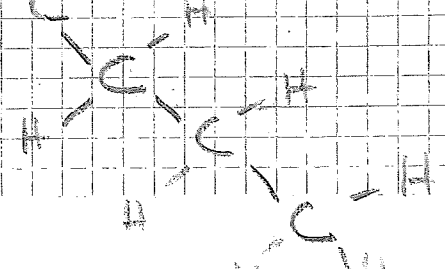
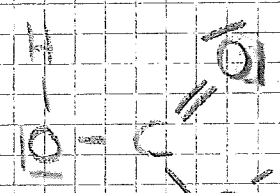
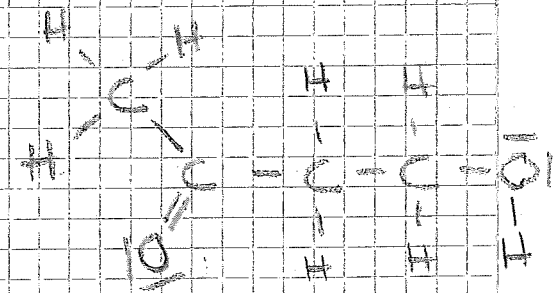
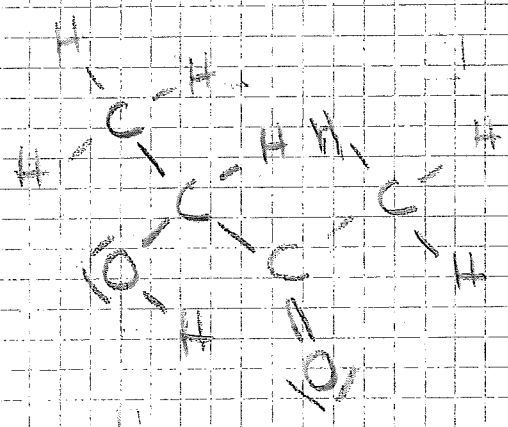
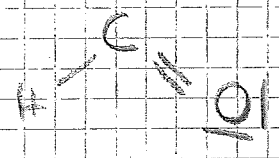
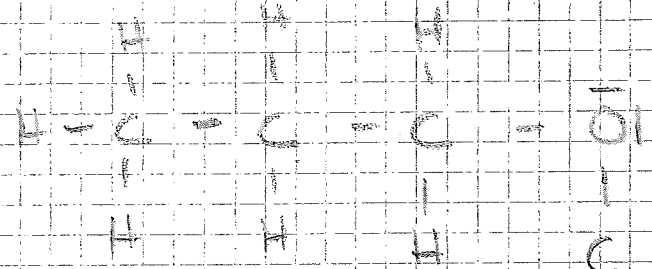
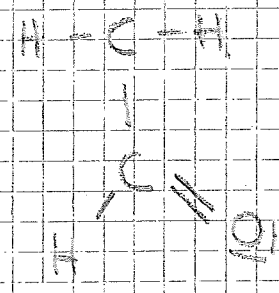
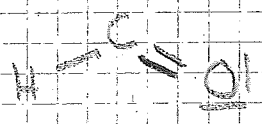
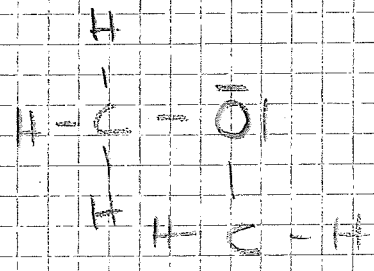
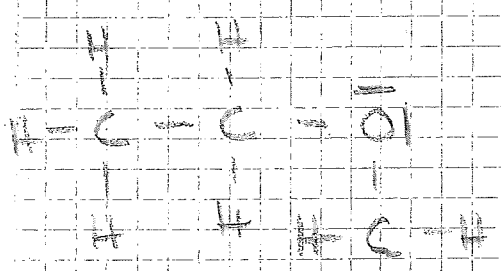
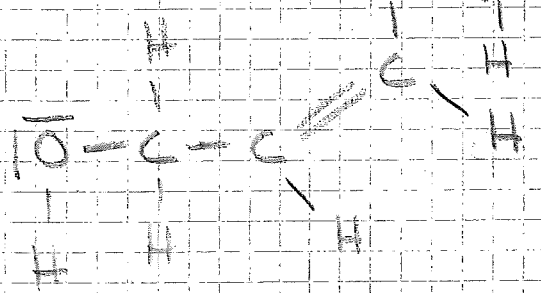




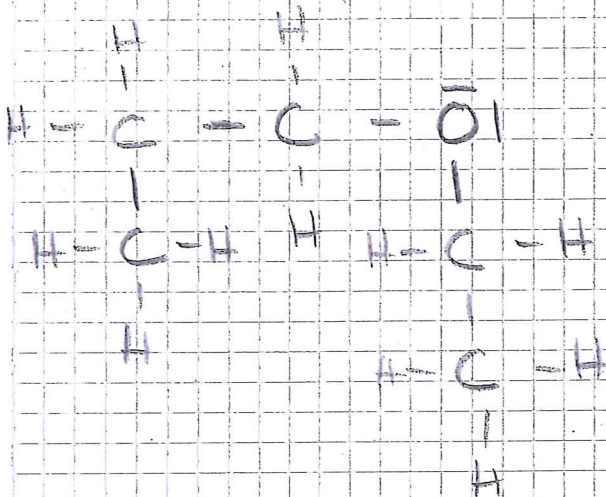
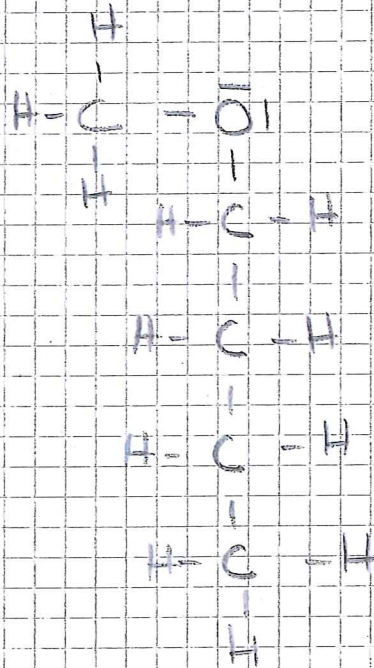
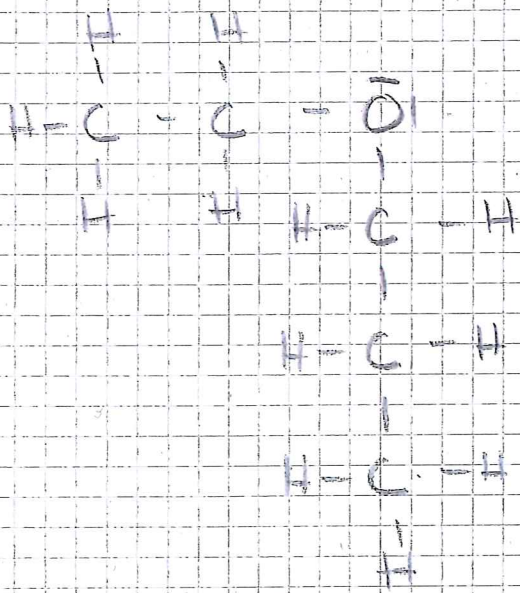
keine O-O Bindungen!



C: 4x  
H: 8x  
O: 2x



Übungen:



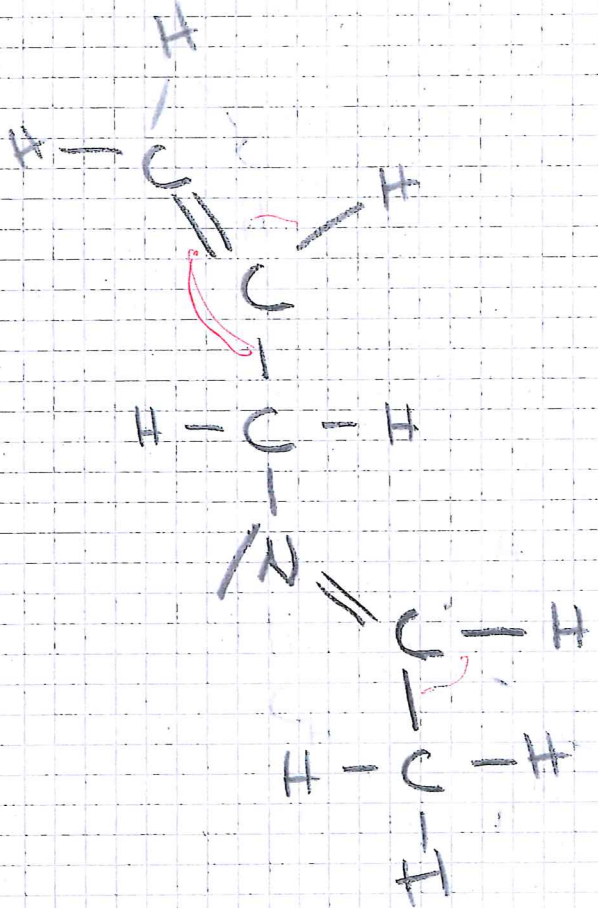
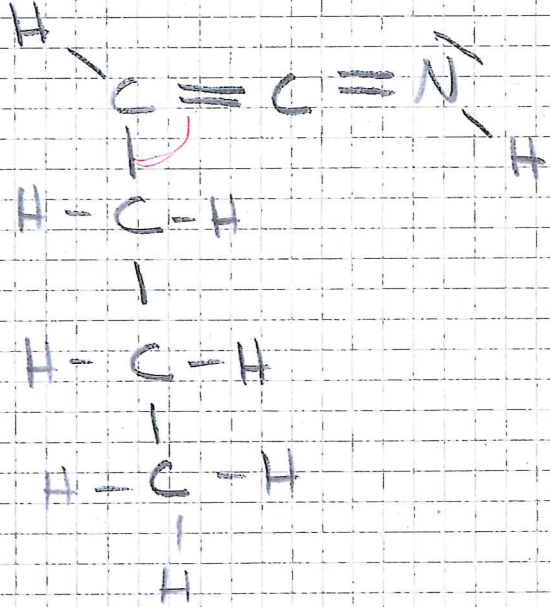
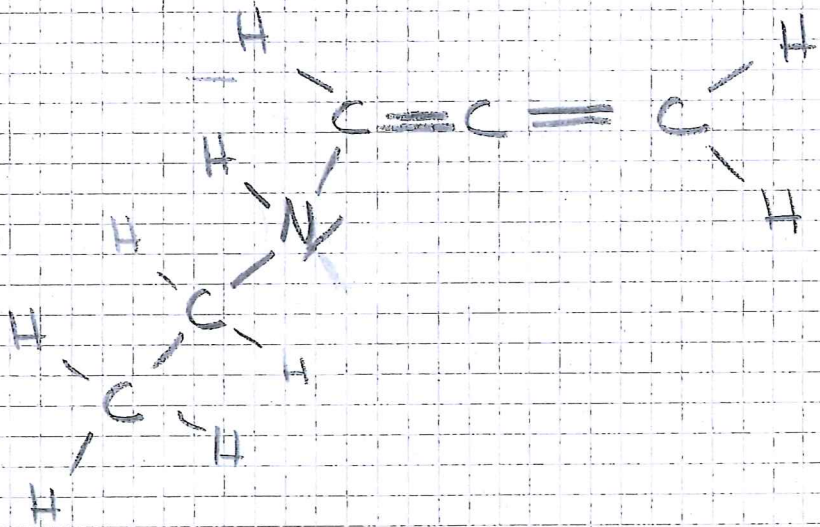
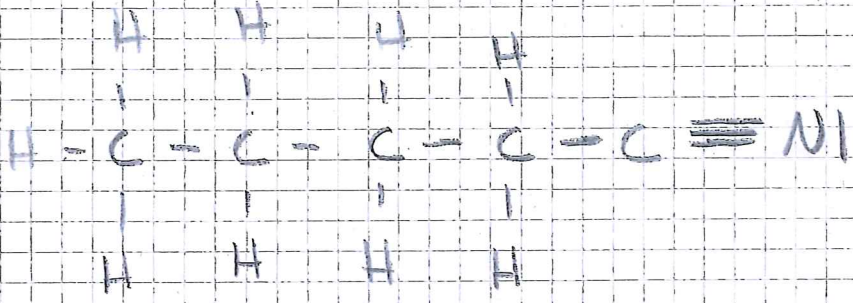


$C_5H_9N$

$\cdot\dot{C}\cdot$   
5x

$\dot{H}$   
9x

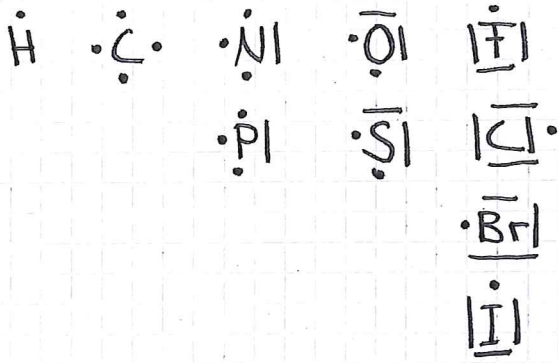
$\cdot\dot{N}\cdot$   
1x



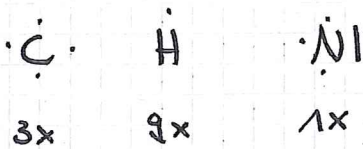
120° Winkel schöner zeichnen!



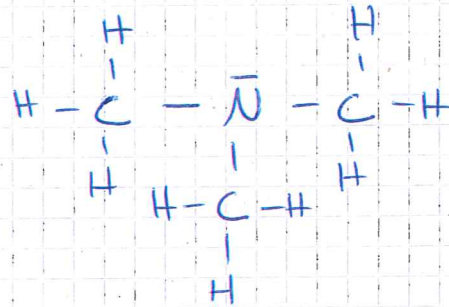
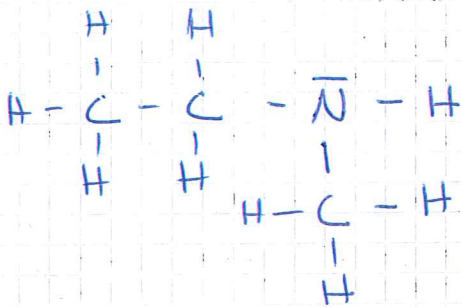
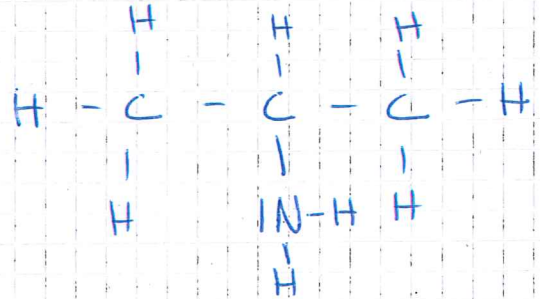
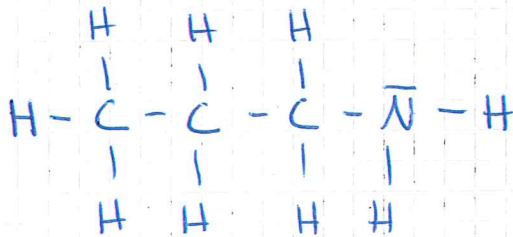
# Lewis - Struktur



$\text{C}_3\text{H}_9\text{N}$  :

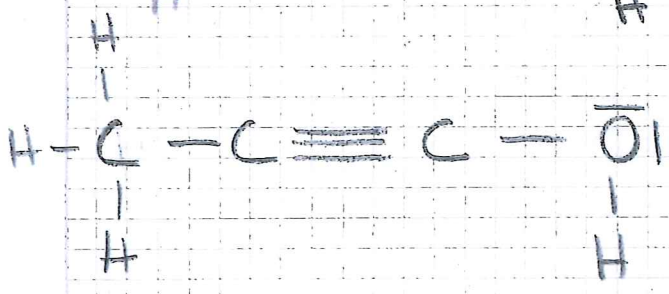
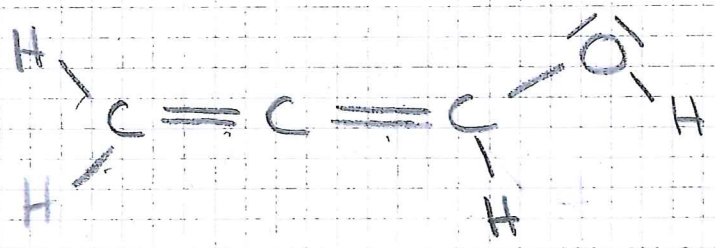
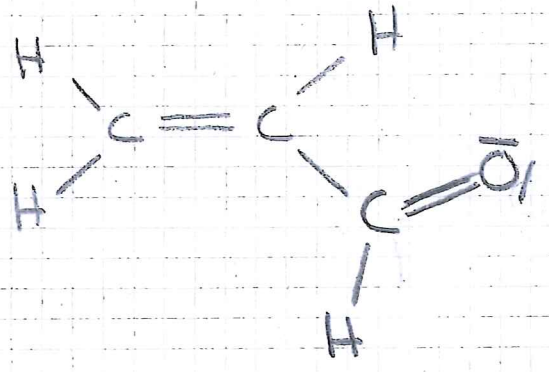
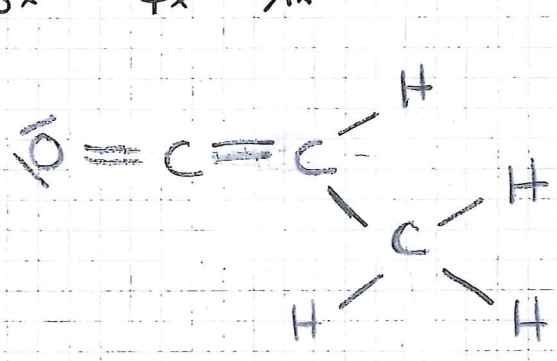


→ zuerst C-Atome zeichnen, dann andere Atome und erst am Schluss H-Atome einzeichnen



C<sub>3</sub>H<sub>4</sub>O: Auf Winkel achten! ▼

$\cdot\overset{\cdot}{\text{C}}\cdot$      $\text{H}$      $\cdot\overset{\cdot}{\text{O}}\cdot$   
3x        4x        1x





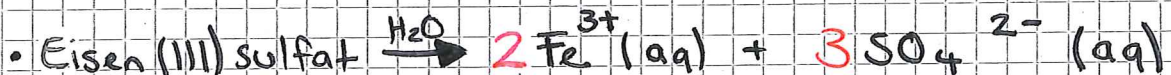
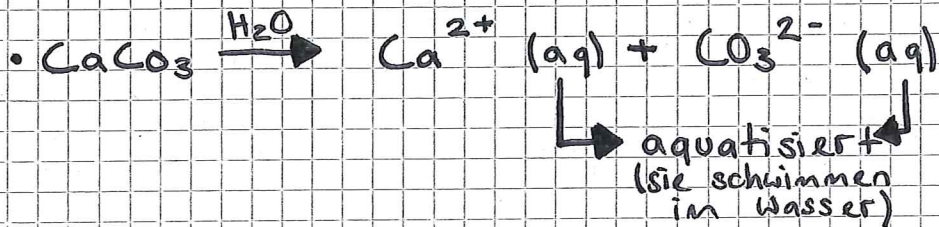
# Salze lassen sich oft in Wasser lösen

Bsp.: - Kalk

$\text{CaCO}_3$  ist in  $\text{H}_2\text{O}$  schlecht löslich. (Randen)

- Kochsalz

$\text{NaCl}$  ist in  $\text{H}_2\text{O}$  gut löslich.

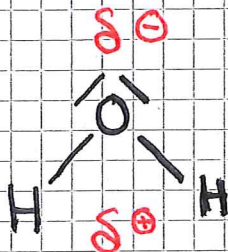


→ Wenn das Salz in Wasser gelöst ist, kann man das Salz nicht mehr sehen, weshalb?

- Im Wasser schwimmen die Ionen einzeln umher und nicht mehr im  $\text{NaCl}$ -Gitter. Die Ionen sind so klein, dass wir sie nicht sehen können.

$\text{H}_2\text{O}$ :

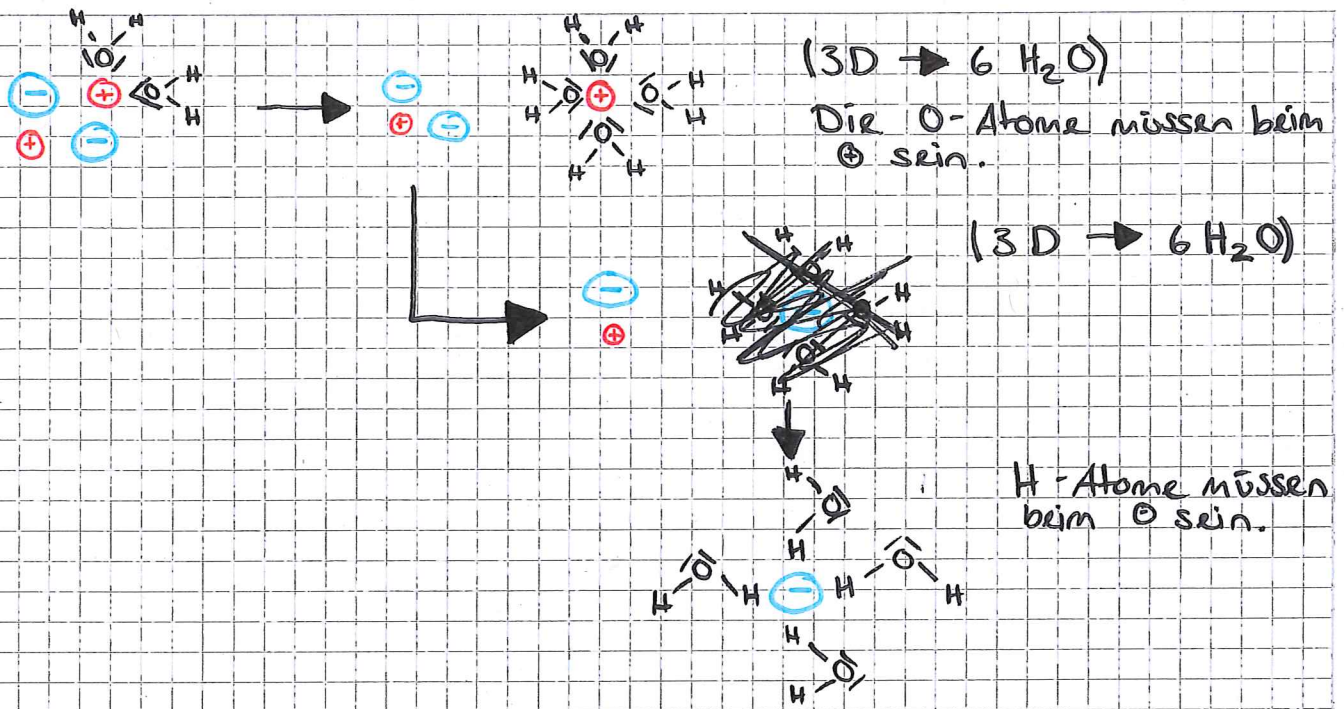
Dipol



Die Elektronen im Wassermolekül sind so verschoben, dass auf der Seite vom O-Atom eine teilweise Negative-Ladung und auf der Seite der H-Atom eine teilweise Positive-Ladung auftritt.

$\delta$  = teilweise also z. B. 0,42 also nicht 1





Beim Lösen eines Salzes sind 2 Energiebeträge wichtig, die Gitterenergie und die Hydrationsenergie.

Die Gitterenergie ist der Aufwand.

Die Hydrationsenergie ist der Ertrag.

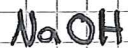
Gitterenergie: Ist die Energie, die die Anionen und Kationen mit Hilfe der Anziehungskraft (Gesetz von Coulomb) zusammenhält

Hydrationsenergie: Dipol lagert sich an Wassermolekül an Anion oder Kation



## Experiment:

① Natrium - Hydroxid wird in Wasser gelöst.



- Reagenzglas wird warm
- Exotherme - Reaktion

$$\rightarrow \text{GE} = 736 \text{ kJ/mol} \quad \text{HE} = 778 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{LE} = |\text{GE}| - |\text{HE}| \rightarrow 736 - 778 = \text{Lösungsenergie} = \underline{\underline{-42 \text{ kJ/mol}}}$$

$\rightarrow$  Es wird warm, die Reaktion ist exotherm.

② Ammonium - Chlorid wird in Wasser gelöst.



- Reagenzglas wird kalt.
- Endotherme - Reaktion

$|\text{Gitterenergie}| - |\text{Hydrationsenergie}| < 0 \rightarrow \text{warm (Exotherm)}$   
 $|\text{Gitterenergie}| - |\text{Hydrationsenergie}| > 0 \rightarrow \text{kalt (Endotherm)}$   
Lösungsenergie = Aufwand - Ertrag  
Wenn die Lösungsenergie negativ ist, dann kann Wärme (Energie) abgegeben werden. (Exotherm)



Kalk  $\text{CaCO}_3$  : Hauptbestandteil in den Knochen des menschlichen Körpers

~~$\text{CaCO}_3$~~  Falsch O muss gross geschrieben sein!

Aufgabe : Hauptbestandteil der Zähne :



Zähne sind härter als Knochen, daher muss es eine höhere Ladung haben.

→ Salze sind immer neutral.



# Ist ein Salz gut oder schlecht löslich in Wasser

Merke: Salze mit hohen Gitterenergien sind fast immer auch schwer löslich.

Gesetz von Coulomb:

$$F = k \frac{Q_1 \cdot Q_2}{r^2}$$

$Q_1 + Q_2$ : Ladungen

$r$ : Abstand von Ladungsmittelpunkt

$F$ : Kraft

$k$ : Konstante

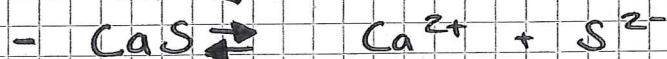
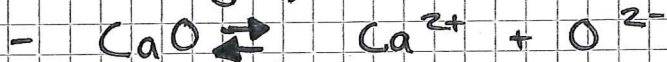
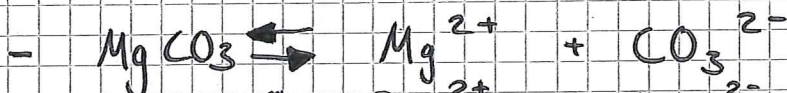
Umso grösser die Ionen umso grösser ist  $r$ .

Ladung ist wichtiger als Grösse.

- Je grösser die Ladung der Ionen, desto schlechter löslich ist das Salz.

- Je grösser die Ionen, desto besser löslich ist das Salz.

Aufgabe: Notiere die Formel eines Salzes, das die gleichen Ladungen wie Kalk hat, aber schlechter löslich ist.

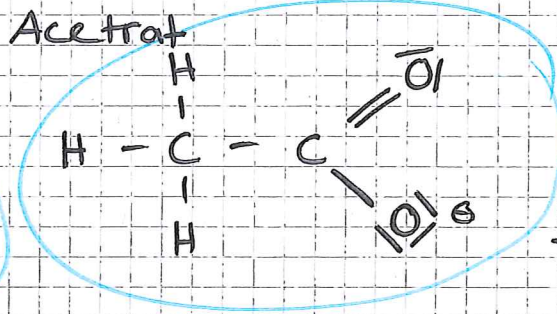
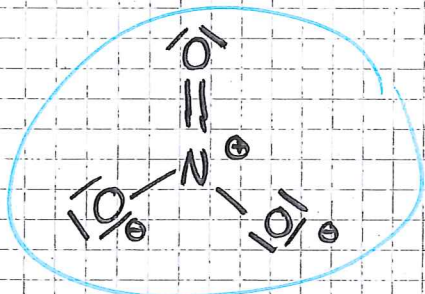


$\oplus$  = Kationen

Alle Salze mit Alkalimetallen (Li - Fr) oder einem Ammonium-Ion ( $\text{NH}_4^+$ ) sind immer löslich.



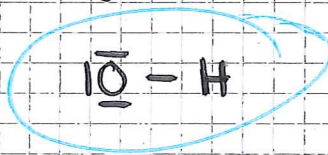
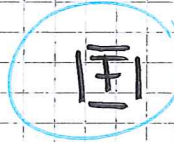
⊖: -1: Ladung Nitrat



gross  
→ immer löslich  
↓  
gut

Fluorid

Hydroxid



klein  
→ oft unlöslich

-2: Oxid



oft unlöslich

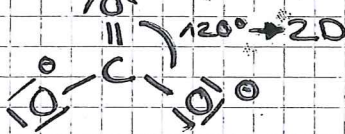
Sulfid



klein

Carbonat ( $\text{CO}_3^{2-}$ )

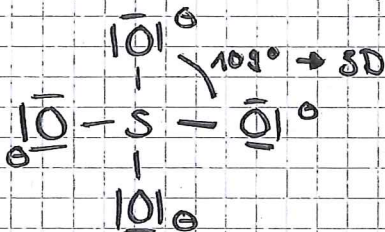
oft unlöslich



mittel

Sulfat ( $\text{SO}_4^{2-}$ )

oft löslich



gross

→ Carbonat besteht aus 4 Atomen.

→ Kohlenstoff-Atom ist kleiner als Schwefel-Atom

→ 2D also flach

→ Doppelbindungen sind kürzer

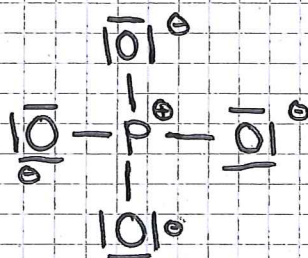
→ Sulfat besteht aus 5 Atomen.

→ Schwefel hat eine Hauptschale mehr als Kohlenstoff.

→ 3D

→ Einfachbindungen sind grösser als Doppelbindungen

-3: Phosphat ( $\text{PO}_4^{3-}$ )



oft unlöslich

→ zwar gross aber hat eine zu grosse Ladung, um gut löslich zu sein



## Aufgabe:

Sind die folgenden Salze gut oder schlecht in Wasser löslich?

$\text{Na}^+ / \text{OH}^-$  NaOH ist gut löslich, weil Na, als Alkalimetall immer gut löslich ist.

$\text{Mg}^{2+} / \text{OH}^-$   $\text{Mg}(\text{OH})_2$  ist schlecht löslich, weil Mg und OH klein sind. OH ist oft unlöslich.

$\text{Al}^{3+} / \text{OH}^-$   $\text{Al}(\text{OH})_3$  ist schlecht löslich, weil beide Atome klein sind und -3 eine hohe Ladung ist. OH ist oft unlöslich.

$\text{Na}^+ / \text{SO}_4^{2-}$   $\text{Na}_2\text{SO}_4$  ist gut löslich, weil Na immer gut löslich ist.

$\text{NH}_4^+ / \text{Cl}^-$   $\text{NH}_4\text{Cl}$  ist gut löslich, weil alle Salze mit einem Ammonium-Ion ( $\text{NH}_4^+$ ) gut löslich sind.

$\text{Fe}^{2+} / \text{NO}_3^-$   $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$  ist gut löslich, weil Nitrat immer gut löslich ist.

$\text{Cu}^{2+} / \text{O}^{2-}$   $\text{CuO}$  ist schlecht löslich, weil Oxid oft unlöslich ist.

Vergleiche die Löslichkeit der folgenden Salze miteinander?:

$\text{BaO}^{2+ 2-}$   $\text{MgO}^{2+ 2-}$  Ladungen sind gleich.  $\text{Ba}^{2+}$  ist grösser als  $\text{Mg}^{2+}$ , weil  $\text{Ba}^{2+}$  3 Schalen mehr hat.  
→  $\text{BaO}$  ist besser löslich.

$\text{BaO}^{2+ 2-}$   $\text{BaS}^{2+ 2-}$  Ladungen sind gleich.  $\text{O}^{2-}$  ist kleiner als  $\text{S}^{2-}$ , weil es eine Schale mehr hat.  
→  $\text{BaS}$  ist besser löslich.

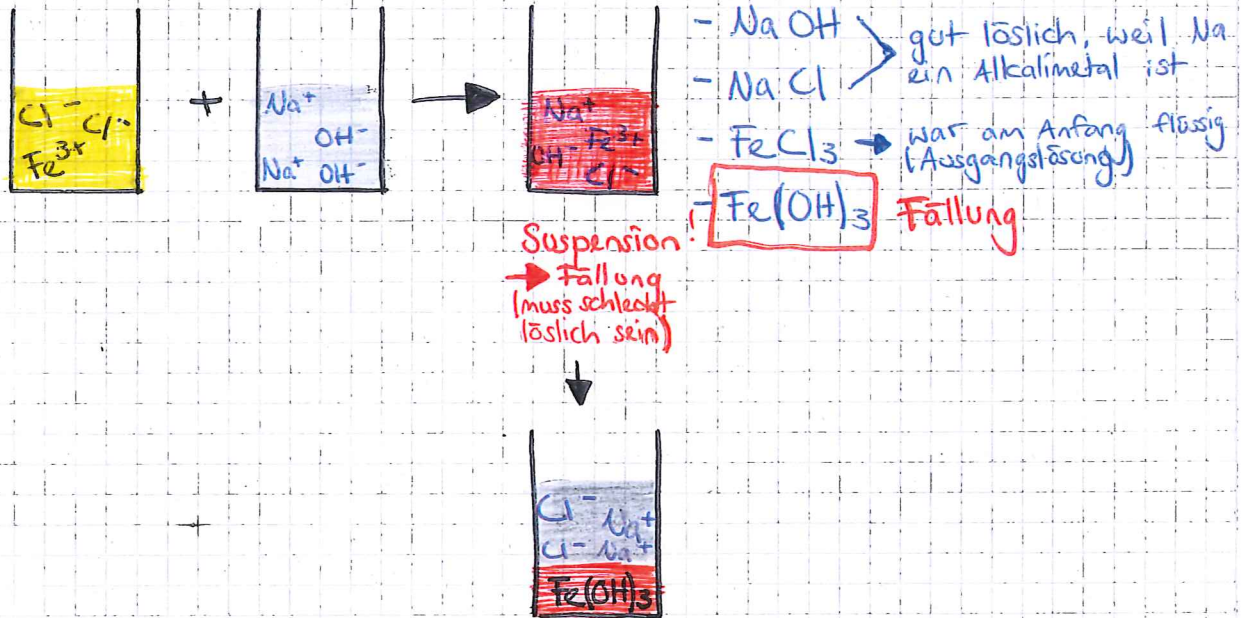
$\text{BaO}^{2+ 2-}$   $\text{Cu}_2\text{O}^{+ 2-}$   $\text{Cu}_2\text{O}$  hat die kleineren Ladungen, deshalb ist  $\text{Cu}_2\text{O}$  besser löslich.  $\text{Ba}^{2+}$  hat eine grössere Ladung als  $\text{Cu}^+$ .

$\text{BaO}^{2+ 2-}$   $\text{MgS}^{2+ 2-}$  Die Ladungen sind gleich.  $\text{Ba}^{2+}$  hat 3 Schalen mehr als  $\text{Mg}^{2+}$ .  $\text{O}^{2-}$  hat nur 1 Schale weniger als  $\text{S}^{2-}$ .  
→  $\text{BaO}$  ist besser löslich.



# Fällungen

Experiment: Eisen (III)chlorid - Lösung ( $\text{FeCl}_3$ )  
Natriumhydroxid - Lösung ( $\text{NaOH}$ )



Aufgabe: Silber (I)nitrat - Lösung ( $\text{AgNO}_3$ )  
Kochsalz - Lösung ( $\text{NaCl}$ )

- $\text{NaCl}$  } Ausgangslösung
- $\text{AgNO}_3$  }  
-  $\text{NaNO}_3$  } gut löslich, weil Na ein Alkalimetall ist Nitrat ist auch immer löslich
- $\text{AgCl}$  } → Fällung

Prüfungsaufgabe

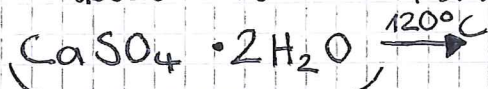
→ Es muss nicht unbedingt eine Fällung haben, es kann auch keine Fällung geben!



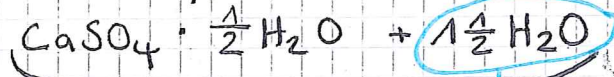
# Kristallwasser

Gips: - beim Bein- oder Armbrüche

- Wände und Decken
- Gipsabdruck
- absolut trockenes Pulver



Gips  
fest

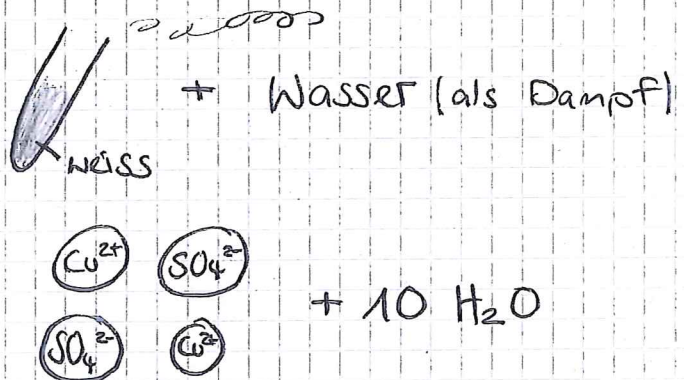
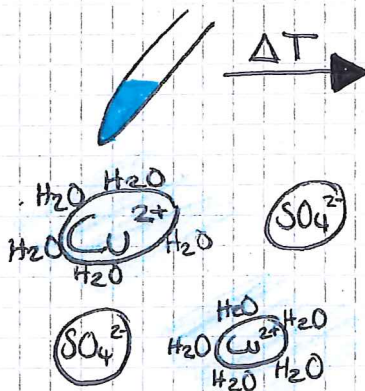
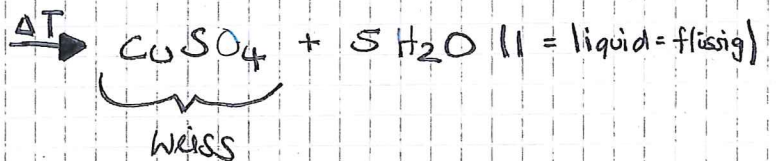
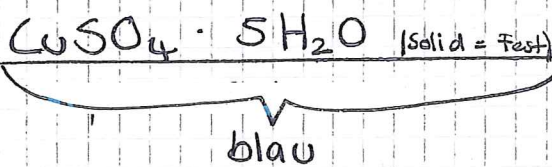


in Wirklichkeit gibt es keine  $\frac{1}{2}\text{H}_2\text{O}$ , dies ist nur ein Verhältnis

gebrannter Gips (kauft man im Baumarkt)  
Gipspulver

Wasser wird aufgenommen und es bilden sich verfilzte Kriställchen. Es wird sehr hart nach ein paar Stunden.

- Wenn der gebrannte Gips Wasser aufnimmt nennt man dies Abbinden. Wenn dieses Gemisch hart wird, dehnt es sich aus. Das Volumen nimmt beim Aushärten von Gips zu.







Lösungen:

Übersättigte Lösung:

In heissem Wasser wurde eine gesättigte Lösung mit Natriumacetat hergestellt. Da sich in kaltem Wasser weniger Natriumacetat lösen lässt als im heissen Wasser sollte das Salz wieder auskristallisieren. Da es jedoch "vergessen" hat wie es sich im Ionengitter anordnen soll kristallisiert es nicht aus, man spricht dann von einer **übersättigten Lösung**. Mit einem kleinen Körnchen (Impfkristall) dieses Salzes kann man die übersättigte Lösung jedoch "erinnern" wie sie kristallisieren soll. Dies geschieht dann so schnell, dass man beim Wachsen der Kristalle zusehen kann. Da wird es einem als Chemiker warm ums Herz.....

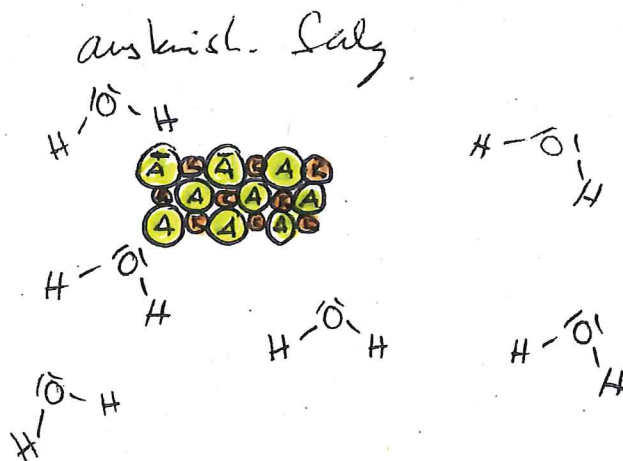
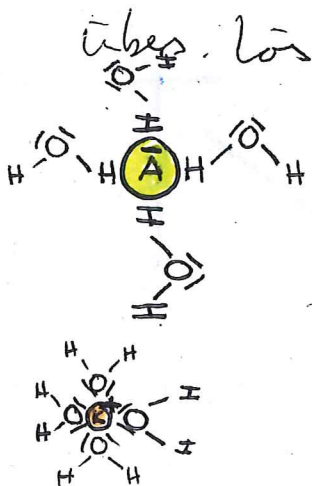
....wärmen kann man damit auch die Finger, mit einem **Wärmekissen**.

Im Wärmekissen ist ebenfalls eine übersättigte Lösung von Natriumacetat. Durch einen Knick in einem Metall werden Kristallisationskeime gebildet und so wird die Kristallisation ausgelöst.

Da die Hydrationsenergie (welche aufgewendet werden muss) kleiner ist als die Gitterenergie (welche frei wird) ist die Kristallisation ein exothermer Vorgang.

Nach Gebrauch kann der Beutel in heissem Wasser regeneriert werden. Das Salz löst sich dann wieder und beim Abkühlen bildet sich wieder eine übersättigte Lösung.

Bild auf der Ebene der kleinsten  
Teilchen. (Ionen + Wassermoleküle)



Anion: gelb, +,  
Kation: orang, -

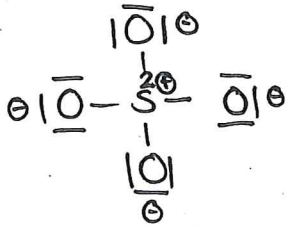
## Test Mehratomige Ionen

Name: Leonie Plat

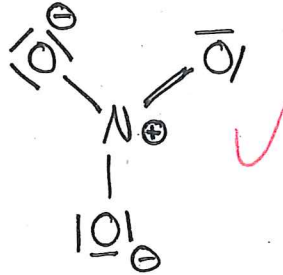
### 1. Aufgabe (1P)

Zeichne die folgenden Lewisstrukturen (inklusive Formalladungen):

a) Sulfat-Ion



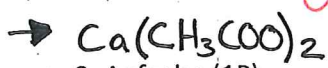
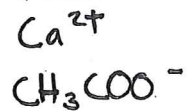
b) Nitrat-Ion



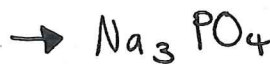
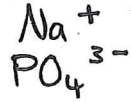
### 2. Aufgabe (1P)

Notiere die Formeln der folgenden Salze:

a) Calciumacetat



b) Natriumphosphat



### 3. Aufgabe (1P)

Wie heißen die folgenden Ionen?

a)  $CN^-$

Cyanid

b)  $OH^-$

Hydroxid

Bewertung: Es gibt für jede vollständig richtige Lösung 0.5P.



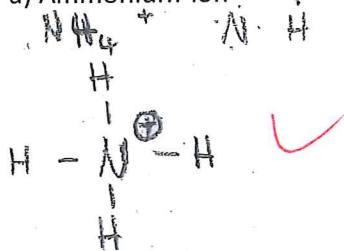
Test Mehratomige Ionen

Name: Leonie Plad

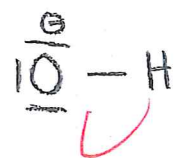
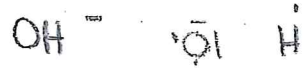
1. Aufgabe (1P)

Zeichne die folgenden Lewisstrukturen (inklusive Formalladungen):

a) Ammonium-Ion



b) Hydroxid-Ion



2. Aufgabe (1P)

Notiere die Formeln der folgenden Salze:

a) Kalk

b) Natriumcyanid



3. Aufgabe (1P)

Wie heissen die folgenden Ionen?

a)  $\text{NO}_3^-$

b)  $\text{SO}_4^{2-}$

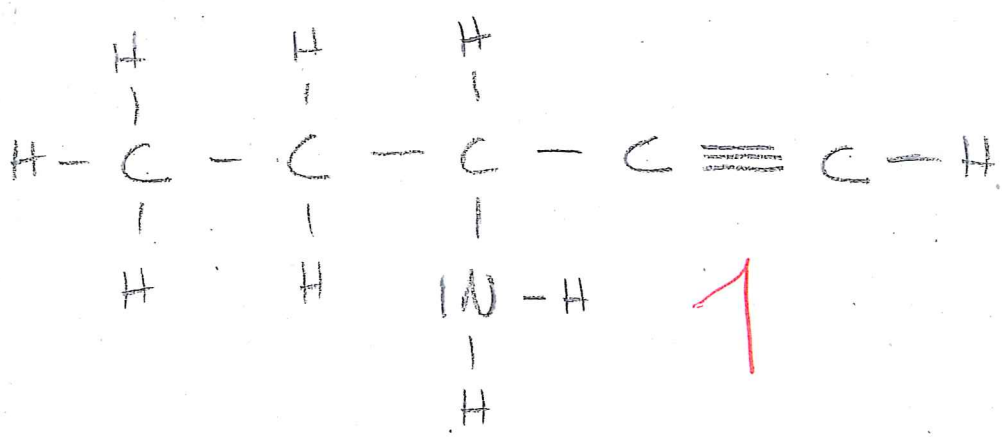
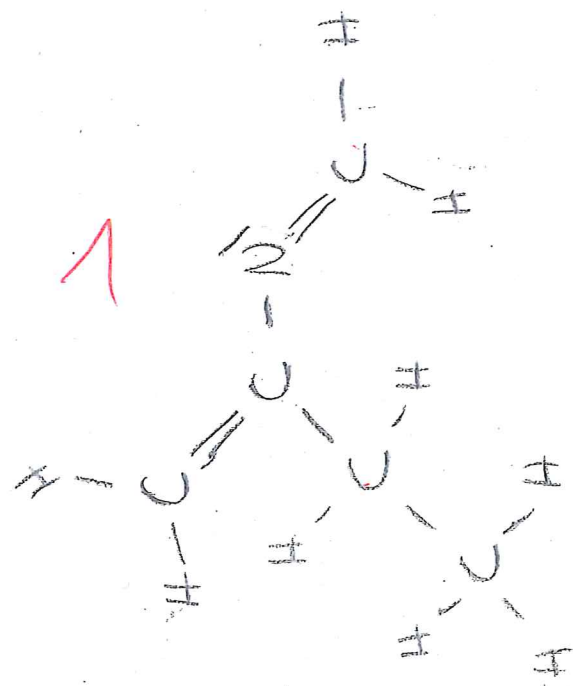
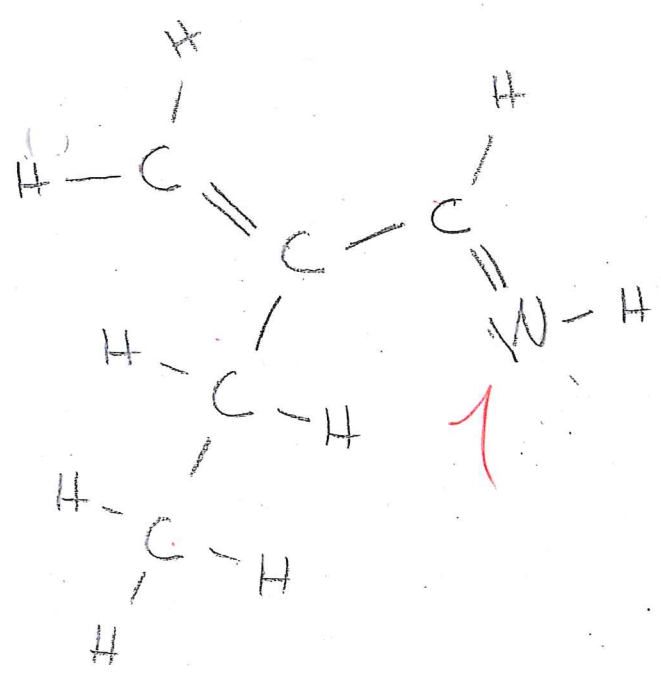
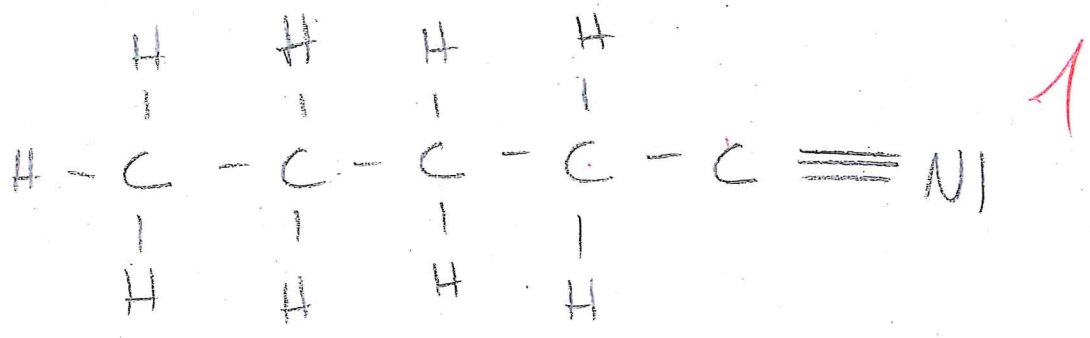
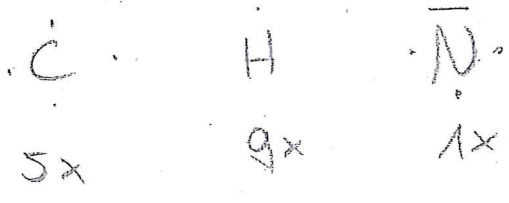
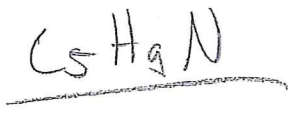
~~Salpetersäure-Ion~~

~~Schwefelsäure-Ion~~  
~~Schwefelsäure~~

Bewertung: Es gibt für jede vollständig richtige Lösung 0.5P.







## Übung:

In einem Zimmer, dessen Wände aus Gips bestehen, bricht ein Feuer aus. Erkläre Sie in 2-3 Sätzen, was auf der Ebene der kleinsten Teilchen vorgeht, wenn die Flammen die Gipswand erreichen.

→ Das Kristallwasser verdampft und es bildet sich wieder ein feines Pulver, welches noch leicht an der Wand haftet. Wenn man dann mit der Hand darüber fährt, löst sich das Pulver. Die Wand wird nach der Zeit brüchig und ist nicht mehr so stabil.



## Chemieprüfung (24 P möglich, 22 P ergeben eine 6)

### 1. Aufgabe (4P)

Pentan ( $C_5H_{12}$ ) wird verbrannt.

a) Stelle die Reaktionsgleichung auf.

b) Wie viele Liter Sauerstoff werden gebraucht (bei Normalbedingungen), wenn 10 kg Pentan verbrannt werden?

### 2. Aufgabe (4P)

Zeichne **4 verschiedene** Lewisformeln mit der Summenformel  $C_3H_9N$ . Auf Winkel achten!

### 3. Aufgabe (4P)

Zeichne **4 verschiedene** Lewisformeln mit der Summenformel  $C_3H_4O$ . Auf Winkel achten!

*Keine Ringe!*

### 4. Aufgabe (2P)

a) Zeichne die Lewisformel von Phosphorsäure ( $H_3PO_3$ ) mit Formalladungen.

b) Zeichne die Lewisformel eines Nitrat-Ions mit Formalladungen.

### 5. Aufgabe (2P)

Was wird in der Schweiz dem Kochsalz beigemischt und wozu ist es gut?

### 6. Aufgabe (4P)

a) Gib von den folgenden Formeln den Namen des Salzes an:  $Li_3P$  und  $FeO$

b) Gib von den folgenden Salzen die Formel an: Zinknitrid und Kaliumchlorid

### 7. Aufgabe (4P)

a) Gib von den folgenden Formeln den Namen des Salzes an:  $MgSO_4$  und  $Cr(OH)_2$

b) Gib von den folgenden Salzen die Formel an: Kalk und Lithiumcyanid

# Chemie - Prüfung - Lernziele

- ① Stöchiometrie  
Textaufgabe, Edukte und Produkte herausfinden,  
Mathematisch ausgleichen, Berechnung mit g/Kg,  
Normalbedingungen bei Gasen  $1 \text{ mol} = 22,4 \text{ l}$   
Kohlenwasserstoff wird verbrannt,
- ② Lewis-Struktur einfach
- ③ Lewis-Struktur schwierig  
mit Doppelbindungen, Ringe sind verboten
- ④ Lewis-Struktur Ausnahmen  
Schwefelsäure, Salpetersäure, Phosphorsäure, ...  
auswendig können
- ⑤ Was wird in der Schweiz dem Kochsalz beigefügt und warum?
- ⑥ Salze: Formeln + Namen (wie Übung 1)
- ⑦ Salze: Formeln + Namen (wie Übung 3)



Verbrennung:



Masse

$$\begin{array}{c} m \\ = \\ \bar{M} \\ \times \\ n \end{array}$$

Molmasse

→ aus Periodensystem ablesen (HNO<sub>3</sub>/Br)

Anzahl Mol



# Lernziele Chemie - Prüfung

- ① Stöchiometrie Gleichungen aufstellen  
Reaktionsgleichung aufstellen, Zahlen schreiben, auch mit Text
- ② Stöchiometrie Berechnung  
Gleichung mit richtigen Zahlen bereits vorgegeben
- ③ Gas / Dichte  
Formeln an der Wandtafel, ähnliche Aufgabe wie im Skript  
 $n_{\text{mol}} = 22,41$  Molmasse:  $22,41 =$  Dichte vom Gas
- ④ Konzentration / Verdünnung

Formel:  $c = \frac{n}{V}$  Einheit: mol/l

- ⑤ Kern / Hülle - Modell, Elementarteilchen  
Atombau, eigene Blätter wo? Massenverhältnis 3 Elementarteilchen, Ladungen
- ⑥ Bohr (Hauptschale) / Ionisierungsenergie  
mit Punkten und Kreise, Was ist Ionisierungsenergie?
- ⑦ Atomgrösse  
im Periodensystem links  $\rightarrow$  rechts kleiner  
oben  $\rightarrow$  unten grösser
- ⑧ Kugelwolkenmodell Atome  
Atomrumpf anschreiben!
- ⑨ Kugelwolkenmodell Moleküle

Dauer der Prüfung 60 Minuten.



# Chemie - Lernziele

- ① Gemische  
S. 3 10 verschiedene Gemische Homo- oder Heterogen Beispiele  
korrekte Namen
- ② Physikalischen Trennmethode  
S. 4 wie trennt man gewisse Gemische Eigenschaften kennen
- ③ Physikalische Trennmethode: 1 genau beschreiben  
entweder Destillation, Extraktion, chromatographie mit Skizze
- ④ Merke auswendig lernen!  
genau beschreiben mit eigenen Worten beschreiben
- ⑤ Enthalpiediagramme  
S. 10 eines oder beiden aufzeichnen und beschriften  
mit oder ohne Katalysator
- ⑥ Stöchiometrie (Reaktionsgleichungen)  
S. 17 Text: Edukte und Produkte erkennen  
Zahlen einsetzen (verbraucht) (entsteht)
- ⑦ Stöchiometrie - Berechnungen  
S. 20, S. 21

Periodensystem wird verteilt an der Prüfung.



Name	Klasse	Datum	Blatt
Gemenge	fest + fest	Müesli	heterogen
Suspension	fest + flüssig	Suppe	heterogen
Rauch	fest + gas	Staub	heterogen
Emulsion	flüssig + flüssig	öl + Wasser	heterogen
Schaum	gas + flüssig <del>flüssig + gas</del>		heterogen
Nebel	flüssig + gas		heterogen
Legierung	fest + fest	Bronze	homogen
Lösung	flüssig + flüssig	<del>Brotwasser</del> Schnaps	homogen
Lösung	fest + flüssig	Salzwasser	homogen
Gasgemisch	gas + gas	Luft	homogen

Physikalische Trennmethode + Eigenschaft:

Ein dampfen

Siedetemperatur

Filtern

Teilchengröße

Dekantieren

Dichte

Extrahieren

Löslichkeit

~~magnetische Eigenschaft~~

~~Magnetscheiden~~

Magnetscheiden

magnetische Eigenschaft



H N O F Cl Br I

Elemente: reine Stoffe, lassen sich mit chemischen Vorgänge  
in andere Stoffe zerlegen

Verbindungen: reine Stoffe, aus Elementen aufgebaut,  
2 oder mehr reine Stoffe, mit chemischen  
Vorgängen trennen,

Bei Verbrennen ( $O_2$ ) von ~~Kohlenstoff~~ Kohlenwasserstoffen  
entstehen als Produkt immer Wasser ( $H_2O$ ) und  
Kohlenstoffdioxid ( $CO_2$ )

Mol  $\rightarrow$  Gramm (g)

Atom, Teilchen, Molekül  $\rightarrow$  Unit (u)

1 mol Au = 197g  $\rightarrow$  Molmasse = 197 g/mol