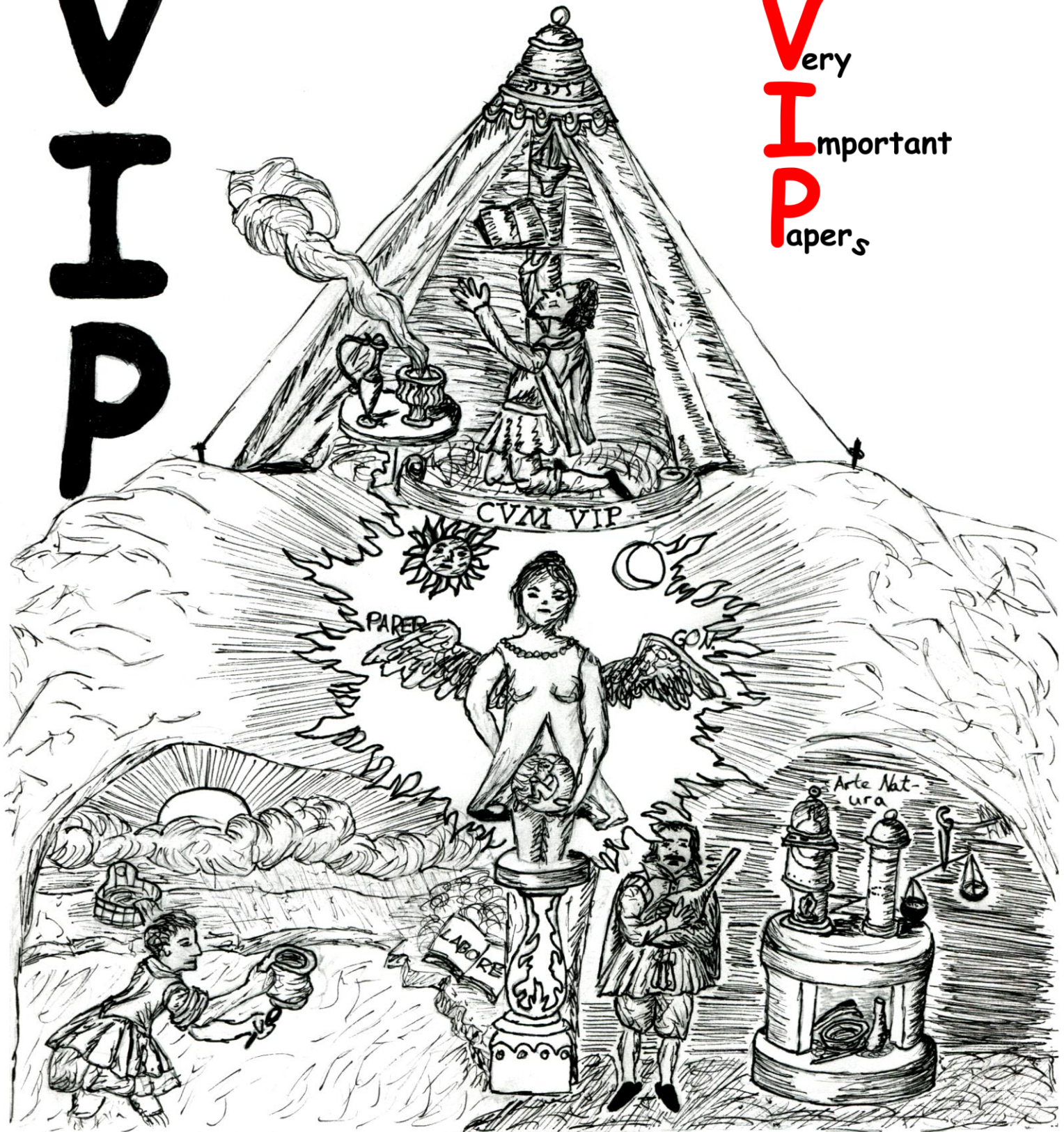


V  
I  
P

Very  
Important  
Papers



Sammlung von Arbeitsblättern  
zur Sicherung wesentlicher Unterrichtsinhalte im Fach Chemie  
mit dem Ziel, eine einheitliche, verbindliche Wissensbasis zu schaffen

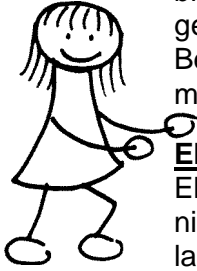




# Reinstoff - Stoffgemisch (7.1)

Stoffe werden in Reinstoffe und Stoffgemische eingeteilt:

1. Ein **Reinstoff** ist durch stets gleichbleibende messbare Eigenschaften gekennzeichnet. Bei den Reinstoffen unterscheidet man **Elemente** und **Verbindungen**.

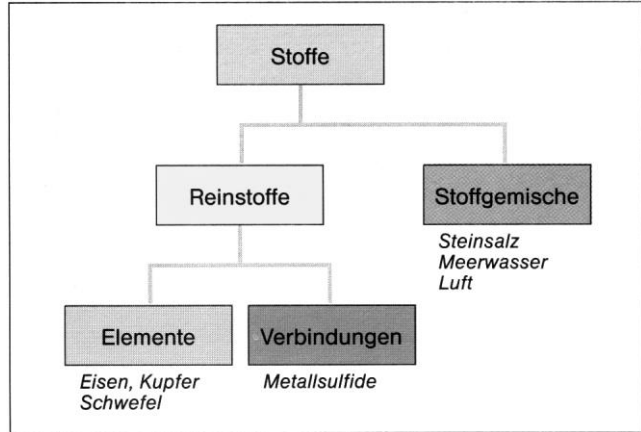


**Elemente:**

Elemente sind Reinstoffe, die sich nicht in andere Stoffe zerlegen lassen, z. B. Silber, Sauerstoff oder Schwefel.

**Verbindungen:**

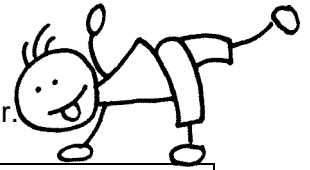
Verbindungen sind Reinstoffe, die aus mindestens zwei Elementen aufgebaut sind und sich nur durch chemische Reaktionen in diese Elemente zerlegen lassen, z. B.: Silbersulfid oder auch Wasser.



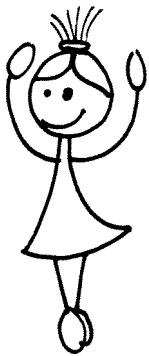
2. **Stoffgemische** bestehen aus mehreren Reinstoffen. Ihre Eigenschaften hängen von den beteiligten Reinstoffen und vom Mischungsverhältnis ab. Bei den Gemischen unterscheidet man homogene und heterogene Gemische.

**Homogene Gemische:**

Die einzelnen Bestandteile sind selbst mit dem Mikroskop nicht erkennbar.



Aggregatzustand der Bestandteile	Bezeichnung	Beispiel
fest / fest	Legierung	
fest / flüssig	Lösung	
flüssig / flüssig	Lösung	
gasförmig / fest	Lösung	
gasförmig / flüssig	Lösung	
gasförmig / gasförmig	Gasgemisch	



**Heterogene Gemische:**

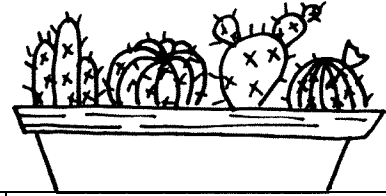
Die einzelnen Bestandteile sind (oft sogar mit dem bloßen Auge) erkennbar.

Aggregatzustand der Bestandteile	Bezeichnung	Beispiel
fest / fest	Gemenge	
fest / flüssig	Suspension	
fest / gasförmig	Rauch, Schaum	
fest u. flüssig / gasförmig	Aerosol	
flüssig / flüssig	Emulsion	
flüssig / gasförmig	Nebel, Schaum	

**Aufgabe:** Ergänze die Beispiele in den oben stehenden Tabellen.

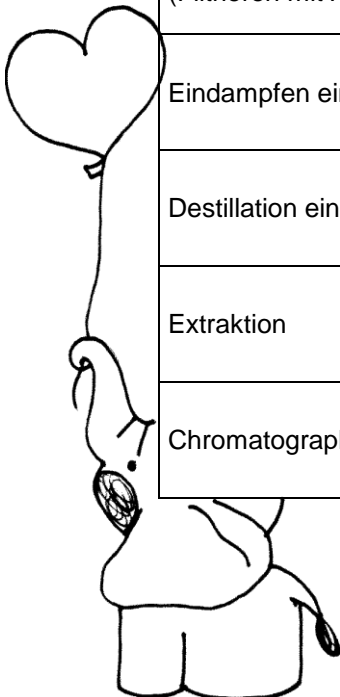
## Trennung von Stoffgemischen (7.1)

Hier sind wichtige Trennverfahren aufgeführt.



**Aufgabe:** Ergänze die Tabelle.

Name des Trennverfahrens	Beispiel	Zur Trennung genutzte Eigenschaft
Auslesen		
Sieben		
Trennen mit Magneten		
Absetzen (Sedimentieren), Abgießen (Dekantieren)		
Zentrifugieren		
Filtrieren		
Adsorption (Filtrieren mit Aktivkohle)		
Eindampfen einer Lösung		
Destillation einer Lösung		
Extraktion		
Chromatographie		



**V**ery  
**I**mportant  
**P**aper

← DATE →



## Das Teilchenmodell und die Aggregatzustände (7.1)

1. Alle Materie besteht aus \_\_\_\_\_. Zwischen ihnen befindet sich \_\_\_\_\_.
2. Ein \_\_\_\_\_ besteht nur aus einer einzigen Sorte von Teilchen. Die Teilchen verschiedener \_\_\_\_\_ unterscheiden sich u.a. durch ihre \_\_\_\_\_.
3. Alle Teilchen befinden sich in ständiger, regelloser \_\_\_\_\_. Diese \_\_\_\_\_ drückt sich in der \_\_\_\_\_ eines Stoffes aus. Je heißer er ist, desto \_\_\_\_\_ bewegen sich seine Teilchen.
4. Zwischen den Teilchen besteht eine \_\_\_\_\_. Die \_\_\_\_\_ zwischen verschiedenen Teilchen kann verschieden groß sein.
5. Je heftiger sich die Teilchen bewegen (je heißer eine Stoffportion wird), desto eher gelingt es ihnen, ihre gegenseitige Anziehung zu \_\_\_\_\_. Vergrößern Teilchen so ihren Abstand zueinander, vergrößert sich auch das Volumen der Stoffportion, bis sie schließlich \_\_\_\_\_ wird. Der Aggregatzustand von Stoffen ist daher nur das Ergebnis des Wechselspiels zwischen der regellosen Bewegung der Teilchen und ihrer gegenseitigen Anziehung.
6. Alle genannten Punkte sind nur Annahmen. Diese Annahmen sind stets die einfachsten, die verschiedene Beobachtungen erklären können.

### Aufgaben:

1. Fülle die Lücken mit den richtigen Begriffen!
2. Erkläre mit dieser Teilchenvorstellung folgende Beobachtungen:
  - a) Im Sommer kondensiert Wasser an der kalten Außenseite eines Colaglases.
  - b) Es dauert einige Zeit, bis alle im Raum eine fallengelassene Stinkbombe riechen.
  - c) Heiße Speisen riechen intensiver als kalte.
  - d) Wenn es windig ist, trocknen die Straßen nach einem Regenguss schneller.



**V**ery  
**I**mportant  
**P**aper

DATE →





# Erhaltung der Masse

## Exo- und endotherme Reaktionen (7.2)

Führt man chemische Reaktionen in einem vollkommen geschlossenen System durch, stellt man fest, dass die Gesamtmasse der Ausgangsstoffe gleich der Gesamtmasse der Reaktions-Produkte ist.

Dies wird als das **Gesetz von der Erhaltung der Masse** bezeichnet.

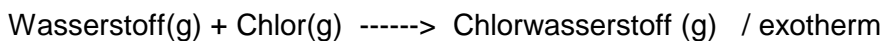
Beispiel:



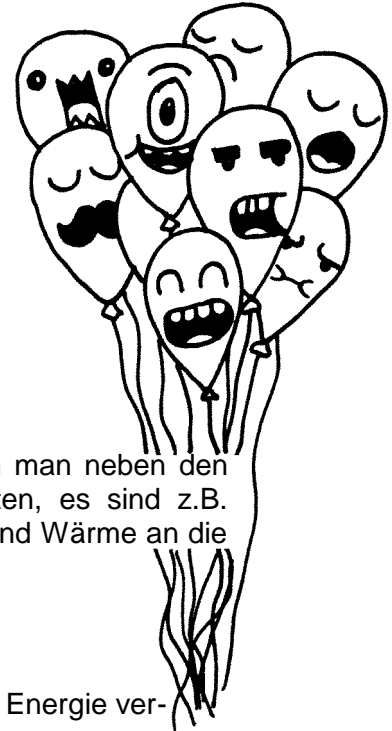
oder



Bei der Synthese von Chlorwasserstoff aus Wasserstoff und Chlor kann man neben den stofflichen Veränderungen auch energetische Veränderungen beobachten, es sind z.B. Lichterscheinungen festzustellen, d.h. es wird Energie in Form von Licht und Wärme an die Umgebung abgegeben. Eine solche Reaktion nennt man **exotherm**.

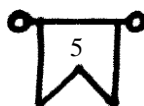


Dagegen wird z.B. bei der Zerlegung von Chlorwasserstoff in die Elemente Energie verbraucht. Solche Reaktionen nennt man **endotherm**.



### Aufgaben:

- 1) Verglüht Eisenwolle an der Luft, ist die Masse des Eisenoxids größer als die Masse der Eisenwolleportion. Widerspricht dies dem Gesetz von der Erhaltung der Masse? Begründe!
- 2) Bei der Zersetzung von 124 g Silberoxid entsteht 16 g Sauerstoff. Wie viel g Silber ist zu erwarten?
- 3) Eine weitere chemische Reaktion findet zwischen Eisen- und Schwefelpulver statt, dabei entsteht festes Eisensulfid. Beschreibe eine Versuchsanordnung, mit der gezeigt werden kann, dass das Gesetz von der Erhaltung der Masse auch für diese Reaktion gilt!
- 4) Bei der Bildung von Eisensulfid ist ein helles Aufglühen zu beobachten. Wie lässt sich diese Erscheinung deuten?
- 5) Wie könnte man die energetischen Veränderungen bei einer chemischen Reaktion objektiv nachweisen?



**V**ery  
**I**mportant  
**P**aper

DATE →







## Nachweisreaktionen (7.2 ff.)

Um Stoffe zu identifizieren, setzt man in der Chemie Nachweisreaktionen ein. Hierbei reagiert der nachzuweisende Stoff unter Auftreten einer spezifischen, leicht zu erkennenden Erscheinung. Dies kann eine besondere Färbung eines der Reaktionsprodukte sein oder auch ein außergewöhnlicher Reaktionsverlauf (z.B. exotherme Knallgasreaktion).

Im Folgenden ist eine Tabelle aufgeführt, die du bis zur 9. Klasse immer weiter ergänzen wirst und zum Nachschlagen verwenden kannst. Trage zunächst die Nachweisreaktionen für Wasserstoff-, Sauerstoff- und Kohlenstoffdioxidgas ein.

Nachzuweisender Stoff	Kurze Beschreibung des experimentellen Vorgehens	Charakteristische Erscheinung
Wasserstoffgas		
Sauerstoffgas		
Kohlenstoffdioxid		
Wasser		
Halogenide		

**Auf Anhieb leicht zu identifizierende Stoffe:**

### Aufgaben:

- 1) Eine unbekannte Gasprobe untersucht man folgendermaßen: Zuerst wird die Knallgasprobe durchgeführt. Verläuft diese negativ, folgt die Glühspanprobe. Verläuft diese ebenfalls negativ, so leitet man das Gas in Kalkwasser. Begründe, warum es wichtig ist, diese Reihenfolge einzuhalten!
- 2) Um welches Gas handelt es sich wahrscheinlich, wenn die oben aufgeführten Nachweisreaktionen negativ verlaufen?
- 3) a) Eisen und Schwefel lassen sich auch ohne chemische Nachweisreaktion leicht identifizieren. Trage sie in das dafür vorgesehene Feld ein und beschreibe knapp, woran man diese Stoffe erkennt.  
b) Andere Stoffe erkennt man leicht am Geruch. Diese kannst du hier ebenfalls eintragen.

## Molare Masse / Stoffmenge / Masse (8.1)

**Relative Atommasse:** Die Relative Atommasse gibt das Gewicht eines Atoms in **u** (von engl.: *unit*) an. Ein u ist 1/12 der relativen Atommasse des Kohlenstoffisotops <sup>12</sup>C. Das Gewicht eines Moleküls berechnet sich durch Addieren der relativen Atommassen aller am Molekül beteiligten Atome

**Das Mol:** Das Mol (als Einheit: mol) ist die Zahl, die die Menge an Kohlenstoffatomen in 12 g des Kohlenstoffisotops <sup>12</sup>C beschreibt. Es handelt sich stets um ca.  $6 \cdot 10^{23}$  Teilchen.

**Molare Masse M:** Sie gibt an, wie viel Gramm 1 Mol (=  $6 \cdot 10^{23}$  Teilchen) eines Stoffes wiegen, ihre Einheit ist daher g / mol oder  $g \cdot mol^{-1}$ . Oft nennt man sie auch Molmasse.

Ein Mol eines Stoffes wiegt genauso viel in Gramm, wie ein Molekül dieses Stoffes in u.

M lässt sich bei bekannter Masse und bekannter Stoffmenge n einer Stoffportion folgendermaßen berechnen:

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

**Stoffmenge n:** Sie wird in mol angegeben und beschreibt die absolute Teilchenzahl in einer Stoffportion, wobei 1 mol =  $6 \cdot 10^{23}$  Teilchen entspricht. Sie lässt sich bei bekannter molaren Masse M und bekannter Masse m berechnen nach:

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

**Masse m:** Die Masse m einer bestimmten Stoffmenge n lässt sich mittels der molaren Masse M errechnen:

$$m = M \cdot n$$

Ihre Einheit ist Gramm.

### Aufgaben:

- Gib die Masse (in u) von  
a) BaSO<sub>4</sub> ; b) H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> ; c) C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH ; d) C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub> ; e) AgNO<sub>3</sub> ; f) H<sub>2</sub>O an.
- Gib die molare Masse M für die Verbindungen unter 1 a) - f) an!
- Wieviel wiegen  $3 \cdot 10^{23}$  Teilchen von  
a) Wasser      b) Bariumsulfat      c) Glucose ?
- Wie hoch ist die Stoffmenge n (in mol) in folgenden Stoffportionen:  
a) 1,8 g Wasser; b) 9 g Glucose;      c) 58,35 g BaSO<sub>4</sub> ; d) 32,2 g Ethanol?
- Welche Massen der betreffenden Stoffe müssen eingewogen werden, um folgende Stoffmengen zu erhalten:  
a) 0,5 mol Wasser; b) 2 mol Glucose; c) 2 mol H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> ; d) 0,1 mol Ethanol ?





# Atombau (8.1)

Einige chemische Phänomene kann man gut mit dem Atommodell nach DALTON (1766-1844) erklären. Dieses besagt,

- dass 1. alle ..... aus kleinsten, nicht mehr ..... Teilchen, den Atomen, bestehen;
- dass 2. die Atome eines Elements stets die gleiche ..... besitzen;
- dass 3. Atome durch chemische Vorgänge weder ..... noch vernichtet werden können;
- dass 4. bei chemischen Reaktionen die Teilchen neu ..... und in bestimmten Atomzahlverhältnissen verknüpft werden.

Zur Erklärung mancher chemischer Vorgänge reicht das DALTONSche Atommodell nicht aus.

Eine Weiterführung ist das .....modell nach RUTHERFORD (1871-1937). In diesem Modell geht man davon aus, dass ein Atom aus verschiedenen Elementarteilchen besteht, welche bestimmten Bereichen des Atoms zugeordnet werden:

Weil auch das Kern-Hülle-Modell bald als nicht ausreichend erkannt wurde, wurde schließlich unter wesentlicher Mitwirkung von BOHR (1885-1962) das so genannte .....modell entwickelt. Dieses besagt im Wesentlichen, dass die Elektronen der Atomhülle auf Energieniveaus (Schalen) mit unterschiedlichem Energiegehalt verteilt werden. Die Energie eines Elektrons ist umso größer, je ..... sein Abstand zum Kern ist. Um den Abstand zum Kern zu vergrößern, muss ein Elektron demzufolge Energie .....

Je nach Abstand zum Kern, können die Schalen unterschiedlich viele Elektronen (maximal) aufnehmen. Diese Maximalzahl kann nach der Formel ..... berechnet werden. In höheren Schalen wird die Maximalzahl meist nicht erreicht; relativ stabile Zustände sind jedoch in jeder Schale gegeben, wenn die Elektronenzahl ein mögliches Ergebnis der obigen Formel ist. Die Verteilung der Elektronen auf die unterschiedlichen Schalen bezeichnet man als Elektronenkonfiguration eines Elements. Zur Bestimmung der Elektronenkonfiguration gelten folgende Regeln:

1. Die Gesamtzahl der Elektronen entspricht der ..... eines Elements.
2. Die Anzahl der Schalen eines Elements entspricht der Periode, welcher es im Periodensystem zugeordnet ist.
3. Die Elektronen der äußersten Schale heißen ..... Ihre Anzahl entspricht der Hauptgruppennummer des Elements im Periodensystem.
4. Nach Besetzung der äußersten Schale werden die Schalen von innen nach außen jeweils mit der möglichen Maximalzahl an Elektronen besetzt. Bieten die Schalen hierbei zu viel Platz, werden ihnen Elektronen mit der Maximalzahl einer niedrigeren Schale zugeordnet.

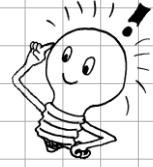
## Aufgaben:

1. Fülle die Lücken im oben stehenden Text aus.
2. Definiere im Zusammenhang mit dem RUTHERFORDSchen Atommodell folgende Begriffe: Kernladungszahl, Ordnungszahl und Massenzahl.
3. Gib an, wie viele Elektronen folgende Elemente auf den einzelnen Schalen besitzen. Kennzeichne jeweils die Valenzelektronen farbig.

Element	H	He	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
1. Schale (K)																		
2. Schale (L)																		
3. Schale (M)																		
4. Schale (N)																		
5. Schale (O)																		

**V**ery  
**I**mportant  
**P**aper

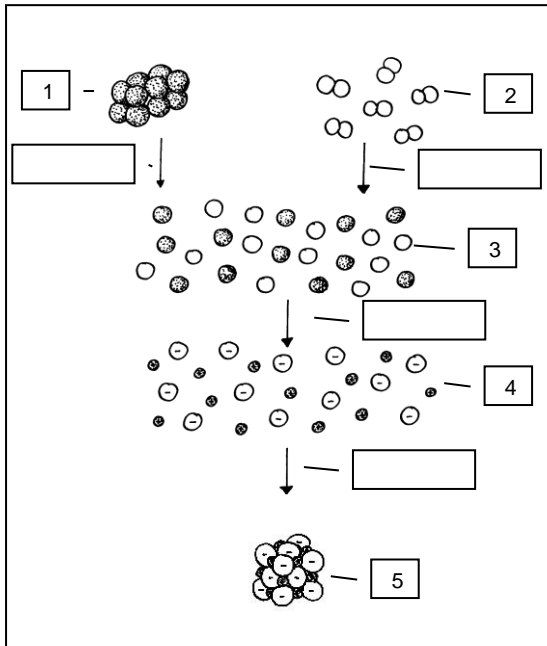
DATE →





## Ionenbindungen: z. B. Bildung von Natriumchlorid aus den Elementen (8.2)

Natrium und Chlor reagieren nach dem Erwärmen heftig unter Abgabe von Licht und Wärme zu Natriumchlorid. Die Reaktion lässt sich in gedachte Teilschritte zerlegen, die im folgenden Schema dargestellt sind.



### Aufgaben:

1. Weise die folgenden Begriffe den Nummern in der schematische Darstellung zu: Natriumatome, Chloratome, Chlormoleküle, Natriumionen, Chloridionen, Natriumatomverband, Natriumchlorid-Ionenverband.
2. Schreibe an die Pfeile die Begriffe „Energiezufuhr“ oder „Energieabgabe“.
3. Erkläre, warum die Bildung von Natriumchlorid aus den Elementen eine exotherme Reaktion ist, obwohl für die Bildung der Ionen ein hoher Energiebetrag aufgebracht werden muss.

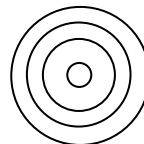
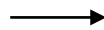
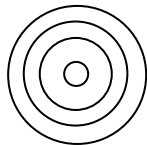


Bezogen auf die einzelnen Atome lässt sich die Ionenbildung wie folgt genauer darstellen:

### Aufgabe 4:

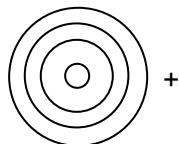
Trage jeweils die Elektronenkonfiguration der elementaren Atome sowie der gebildeten Ionen ein!

Elektronenabgabe:  
(= Oxidation)

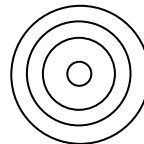
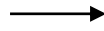


+ (Konfiguration von: )

Elektronenaufnahme:  
(Reduktion)



+



(Konfiguration von )

→ Insgesamt handelt es sich bei der Salzbildung um eine Elektronenübertragungsreaktion. Hierbei muss in der Gesamtgleichung das eine Edukt ebenso viele Elektronen abgeben wie das andere Edukt aufnimmt.

### Aufgabe 5:

Fülle die Lücken in folgendem Merksatz aus!

#### Edelgasregel:

Durch ..... oder ..... von Elektronen können aus ..... Ionen gebildet werden. Die Ionen erreichen dadurch die ..... Elektronenkonfiguration der im Periodensystem benachbarten Edelgasatome, welche „Edelgaskonfiguration“ genannt wird.



## Reaktionsgleichungen einrichten (8.2)

Um eine beobachtete chemische Reaktion in eine Reaktionsgleichung zu überführen, kann man nach dem folgenden Schema vorgehen, das anhand der Knallgasreaktion (Reaktion von Wasserstoff und Sauerstoff) gezeigt wird:

A) Wortgleichung aufstellen:

Wasserstoff + Sauerstoff → Wasser

B) In Formeln überführen

*Beachte: Alle elementaren Gase – mit Ausnahme der Edelgase – sind zweiatomig.*

$H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$

C) Einrichten

Ähnlich wie bei einer mathematischen Gleichung müssen auf beiden Seiten des Reaktionspfeils gleich viele Atome eines jeden Elements vorliegen. Zu diesem Zweck können vor jeder Verbindungsformel entsprechende Multiplikatoren eingefügt werden.

*Beachte: Innerhalb einer Formel darf nichts verändert werden.*

1)  $H_2 + O_2 \rightarrow 2 H_2O$

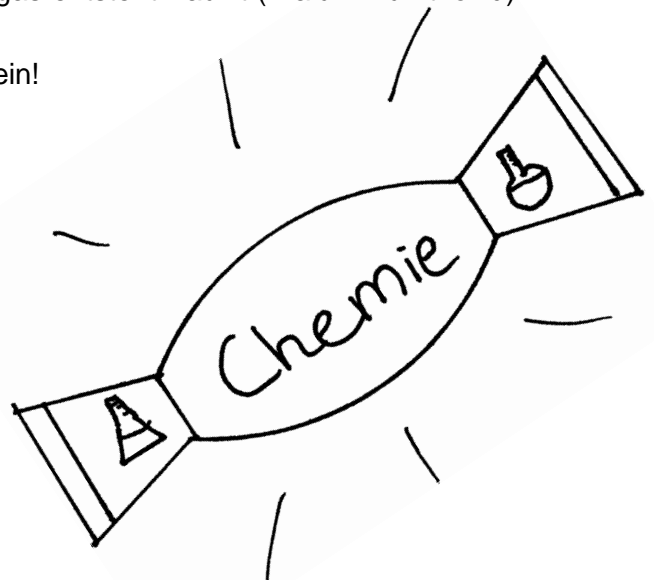
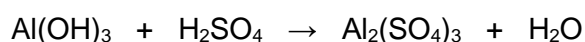
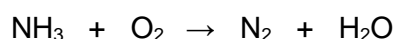
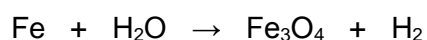
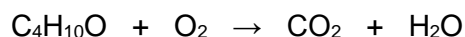
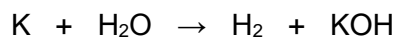
2)  $2 H_2 + O_2 \rightarrow 2 H_2O$

Kontrolle:

Auf der Edukt- und Produkt-Seite sind je vier Wasserstoffatome und je zwei Sauerstoffatome dargestellt.

### Aufgaben:

- Bei der Reaktion von Phosphor mit Sauerstoffgas entsteht Diphosphorpentoxid. Richte die Reaktionsgleichung ein!
- Bei der Reaktion von Aluminium mit Sauerstoffgas entsteht Bauxit (Dialuminiumtrioxid). Richte die Reaktionsgleichung ein!
- Richte die folgenden Grundreaktionsschemata ein!





## Säuren und Laugen (8.2)

Säuren und Laugen werden auf unterschiedliche Weise definiert: Nach ARRHENIUS enthält eine saure Lösung stets ..... (.....), eine ..... Lösung enthält Hydroxid-Ionen.

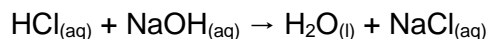
Die Definition nach BRØNSTED geht weiter: Hier kann man die Säure-/ Laugeneigenschaft direkt anhand der Formel des Stoffs ermitteln; es muss nicht zunächst die Reaktion beim Auflösen in Wasser ermittelt werden. Nach Brønsted ist ein Stoff dann eine Säure, wenn er Protonen ..... kann (also ein Protonen..... ist). Eine Base ist in dieser Theorie demzufolge ein Stoff, der Protonen ..... kann (also ein Protonen.....) ist.

Säuren und Laugen werden häufig als korrespondierendes Säure-/ Base-Paar dargestellt. Dies bedeutet, dass eine Säure und die durch Protonenabgabe aus ihr hervorgehende Base (getrennt durch einen Schrägstrich) aufgeschrieben werden.

Die korrespondierenden Basen der wichtigsten Säuren sind häufig vorkommende Anionen in Salzen. Prägt man sich die Formeln der Säuren ein, so kennt man (nach „Abzug“ der Protonen) auch die Ladung der dazu gehörenden Anionen und kann die Formeln von sehr vielen Ionenverbindungen leicht (mithilfe des Periodensystems) ableiten.

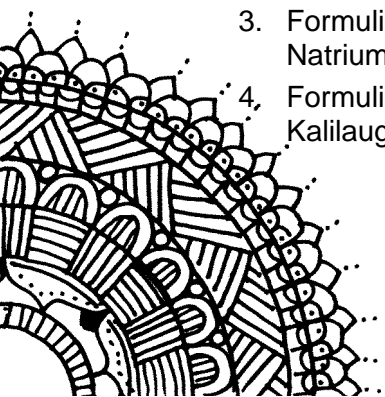
Ob eine Lösung sauer oder alkalisch ist, kann durch den pH-Wert angegeben werden: Ist der pH-Wert ..... 7, so ist eine Lösung sauer; pH-Werte ..... 7 kennzeichnen alkalische Lösungen. Durch eine zehnfache Verdünnung einer sauren Lösung ..... sich der pH-Wert um 1. pH-Werte lassen sich durch entsprechende Messgeräte oder aber durch farbige ..... bestimmen.

Von großer Bedeutung in der Chemie der Säuren und Laugen ist die Neutralisationsreaktion. Hierbei reagieren Säuren und Laugen miteinander zu Wasser und Salz. Z. B.:



### Aufgaben:

1. Fülle die Lücken im oben stehenden Text aus.
2. Stelle bitte folgende Substanzen als korrespondierendes Säure-/ Basen-Paar dar:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HPO}_4^{2-}$ .
3. Formuliere die Verhältnisformeln für folgende Salze: Kaliumnitrat, Kaliumsulfat, Natriumphosphat, Lithiumcarbonat, Calciumsulfat.
4. Formuliere die Reaktionsgleichung für die Neutralisation von Salpetersäure mit Kalilauge.



## Die Elektronenpaarbindung (9.1)

Elemente besitzen eine unterschiedlich starke Fähigkeit, Valenz- bzw. Bindungselektronen anzuziehen. Diese für jedes Element spezifische Größe wird als **Elektronegativität** bezeichnet. Werte für die Elektronegativität findet man in Tabellen oder im Periodensystem.

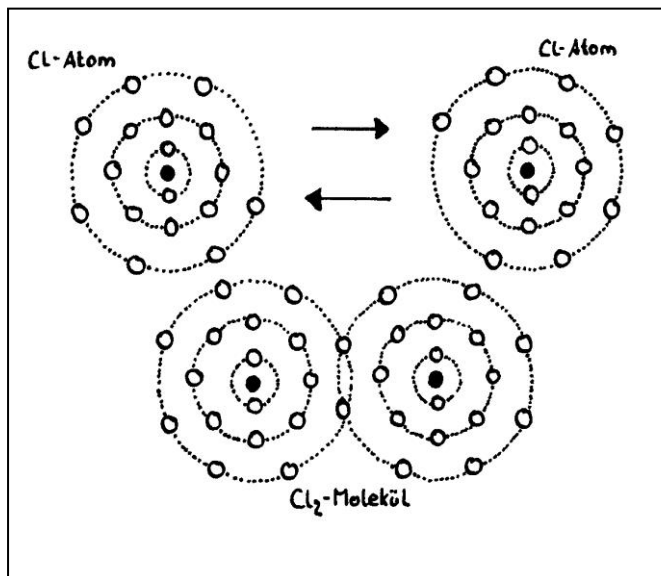
Ist innerhalb einer Verbindung die Elektronegativitätsdifferenz der beteiligten Elemente größer als 1,7, so bilden sich Ionen; es liegt eine Ionenverbindung vor.

Ist die Elektronegativitätsdifferenz kleiner als 1,7, so kann keines der beteiligten Atome Elektronen aufnehmen bzw. abgeben. In diesem Fall teilen sich die Atome ein sogenanntes bindendes Elektronenpaar, das sich aus je einem Valenzelektron beider Elemente zusammensetzt.

Allgemein gilt: Moleküle bestehen aus Atomen, die durch gemeinsame Elektronenpaare miteinander verbunden sind. Da das so entstehende bindende Elektronenpaar beiden Atomen gleichermaßen zuzuordnen ist, erreichen auf diese Weise beide Atome Edelgaskonfiguration. Ggf. sind auch Doppel- oder Dreifachbindungen möglich.

Diese Art der chemischen Bindung wird als **Elektronenpaar-, Molekül- oder kovalente Bindung** bezeichnet.

Beispiel: Bildung eines Chlor-Moleküls



Für die vereinfachte Schreibweise nach LEWIS („**Lewisformel**“) stellt man zunächst nur die Valenzelektronen der einzelnen Atome als Punkte dar. Je zwei Punkte können zu einem Strich verbunden werden und stellen so ein Elektronenpaar dar. Auf diese Weise ergeben sich bindende und nicht-bindende Elektronenpaare.

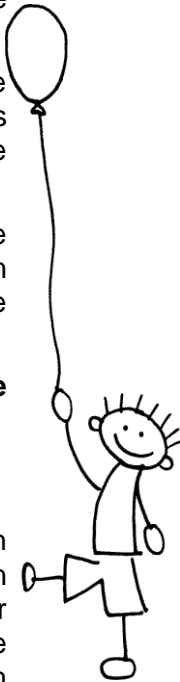


Tipp: Besteht eine Verbindung aus mehr als zwei Atomen, so sollte das Element, das weniger Atome zur Verbindung beisteuert, in die Mitte geschrieben werden.

Bei Nichtmetall-Atomen ist in Molekülen die Gesamtzahl der bindenden und nicht-bindenden Elektronenpaare meistens (in der 2. Periode immer!) acht. (**Oktettregel**)

### Aufgaben:

1. Ermittle aufgrund der Elektronegativitätsdifferenzen jeweils fünf Element-Paare, die eine Ionenbindung bzw. eine kovalente Bindung eingehen würden.
2. Ergänze in der oben beschriebenen Darstellung für das Aufstellen von Lewisformeln am Beispiel der Chlormolekül-Bildung die Punkt- bzw. Strichsymbole.
3. Stelle die Lewisformeln für Wasser, Ammoniak (NH<sub>3</sub>) und Methan (CH<sub>4</sub>) auf!
4. Formuliere Lewisformeln für folgende Verbindungen: HBr, H<sub>2</sub>S, PH<sub>3</sub>, SO<sub>2</sub> und SO<sub>3</sub>.





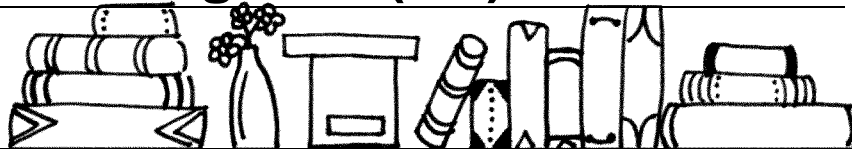
**V**ery  
**I**mportant  
**P**aper

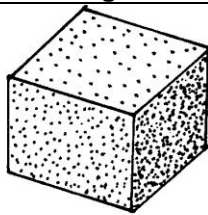

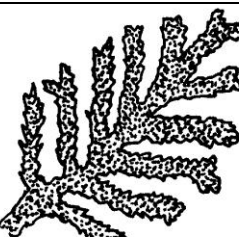
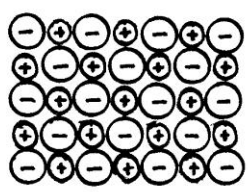
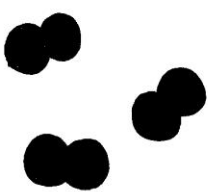
← DATE →



# Bindungsarten und Stoffeigenschaften im Vergleich (9.1)

**Aufgabe:**  
Fülle die freien Felder aus.



Bindungsart	Ionenbindung	Elektronenpaarbindung	Metallische Bindung
<b>Beispiel</b>	 Salzkristall	 Brom	 Silberkristall
<b>Art der Teilchen</b>	 Kationen(+) und Anionen (-)	 Moleküle	
<b>Art der Bindung</b>		elektrische Anziehungskräfte zwischen den Atomen (gemeinsame Elektronenpaare)	elektrische Anziehungskräfte zwischen den positiven „Atomrümpfen“ und den freien Elektronen
<b>Schmelz- und Siedetemperaturen</b>	meist sehr hoch; fast alle Ionenverbindungen sind bei Normalbedingungen fest		meist hoch: fast alle Metalle sind bei Normalbedingungen fest
<b>Löslichkeit</b>		meist gar nicht oder schlecht löslich in Wasser, aber gut löslich in unpolaren Lösungsmitteln	
<b>Verformbarkeit</b>	sehr hart, brechen / splintern bei Krafteinwirkung, d. h. so gut wie nicht verformbar		
<b>Elektrische Leitfähigkeit</b>	leiten als Schmelze und als wässrige Lösungen; werden durch Gleichstrom zersetzt (Elektrolyse); feste Ionenverbindungen sind Nichtleiter		



## Dreidimensionale Struktur von Molekülen und daraus resultierende Eigenschaften (9.2)

Innerhalb von Molekülen stoßen sich Elektronenpaare aufgrund der negativen Ladung der Elektronen ab. Dies betrifft insbesondere die bindenden Elektronenpaare, die das zentrale Atom umgeben.

Durch diese Tatsache ordnen sich die Atome innerhalb eines Moleküls, abhängig von der Anzahl der Elektronenpaare, die das zentrale Atom umgeben, dreidimensional unterschiedlich an.

Die folgende Tabelle gibt die wichtigsten räumlichen Strukturen und jeweils einige Beispiele wieder:

Strukturbeschreibung	Beispiel (Lewisformel)	Strukturskizze
linear	$\text{O}=\text{C}=\text{O}$	
gewinkelt		
trigonal		
tetraedrisch		
pyramidal		
oktaedrisch		

Gibt es innerhalb eines Moleküls Elektronegativitätsdifferenzen, so bilden sich polare Elektronenpaarbindungen: Das bindende Elektronenpaar befindet sich eher in der Nähe des elektronegativeren Atomrumpfes. Wenn sich solche polaren Bindungen nicht aufheben, wie z. B. im linearen  $\text{CO}_2$ -Molekül, so wird, wie z.B. bei  $\text{H}_2\text{O}$  das ganze Molekül polar. Man nennt solche – ungeladenen – Moleküle Dipole. An der Lewisformel eines Dipol-Moleküls wird der negative Pol durch  $\delta^-$  und der positive Pol durch  $\delta^+$  (Partiellladungen) gekennzeichnet.

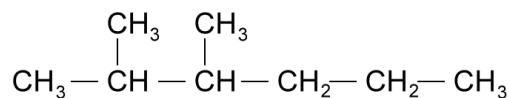
### Aufgaben:

- Gib für die im Folgenden aufgeführten Verbindungen die Lewisformeln sowie die räumliche Molekülstruktur an: Chlor, Chlorwasserstoff, Ammoniak, Methan, Salpetersäure, Stickstoff.
- Kennzeichne, welche Moleküle Dipolcharakter haben und gib die Ladungsverteilung (Partiellladungen) innerhalb des Moleküls an.



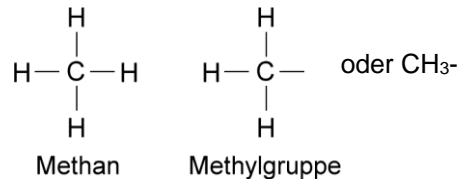
## IUPAC\*-Regeln für Alkane 1/2 (9.2)

1. Die allgemeine Bezeichnung für einen Kohlenwasserstoff, in dem das Kohlenstoffatom stets mit vier Einfachbindungen "abgesättigt" ist, ist *Alkan*.
2. Alkane ohne Verzweigung mit der C-Atomzahl 1 bis 4 erhalten sogenannte "Trivialnamen". Ab C<sub>5</sub>H<sub>12</sub> (Pentan) werden griechische Zahlwörter (pent-, hex-, hept-, oct-, non-, dec- usw.) mit der **Endung -an** verwendet. Geradkettige (unverzweigte KW) heißen **n(ormal)-Alkane**, also n-Pentan, n-Hexan usw.
3. Für Alkane mit verzweigter Kette leitet sich die *Stammbezeichnung vom längsten durchgehenden Kettenstück* ab. Zum Beispiel besteht in der Strukturformel

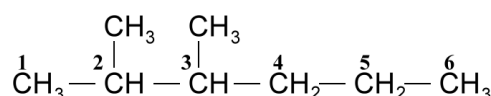


die längste Kette aus sechs Kohlenstoffatomen. Die Verbindung wird also als ein substituiertes Hexan aufgefasst, obwohl insgesamt acht Kohlenstoffatome vorhanden sind.

4. Gruppen, die an der Stammkette angebracht sind, nennt man *Substituenten*. Substituenten, die nur Kohlenstoff und Wasserstoff (gesättigt) enthalten, werden allgemein als *Alkylgruppen* bezeichnet. Die spezifische Bezeichnung leitet sich von der Bezeichnung für das entsprechende Alkan ab, indem man die Endung **-an** gegen die Endung **-yl** austauscht. In obigen Beispiel hat jede Verzweigung nur ein Kohlenstoffatom. Abgeleitet vom Kohlenwasserstoff Methan heißt die Gruppe also Methylgruppe.



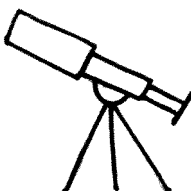
5. Gruppen werden mit Namen und *Stellungsziffer* gekennzeichnet. Die längste Kette wird so beziffert, dass der *erste Substituent entlang der Kette die niedrigste Stellungsziffer* erhält. Wenn zwei oder mehr gleiche Gruppen auftreten, wird dies durch die Vorsilben di-, tri-, tetra- angedeutet. Selbst wenn zwei identische Substituenten am selben Kohlenstoffatom der Stammkette stehen, muss jeder Substituent benannt und beziffert werden. Die Verbindung



wird 2,3-Dimethylhexan genannt (der Name sagt, dass die Verbindung zwei Methylsubstituenten trägt, einen an Kohlenstoffatom-2 und einen an Kohlenstoffatom-3 der aus sechs Kohlenstoffatomen bestehenden Stammkette).

6. Die *Zeichensetzung* ist beim Schreiben von IUPAC-Bezeichnungen ebenfalls wichtig. Die Namen werden in einem Wort geschrieben. Zahlen sind voneinander durch Kommas getrennt, von Buchstaben durch Bindestriche. Gibt es zwei oder mehr verschiedene Substituenten, werden diese in alphabetischer Reihenfolge gesetzt; dabei fallen die Vorsilben di-, tri- etc. nicht unter diese Regel. Der letztgenannte Substituent wird als Vorsilbe mit der Stammbezeichnung zusammengeschrieben.

\*(International Union of Pure and Appplied Chemistry)





## IUPAC\*-Regeln für Alkane 2/2 (9.2)

Isomere Stoffe haben die gleiche Summenformel, aber unterschiedliche Strukturformeln. Sie haben daher auch unterschiedliche Eigenschaften.

### Aufgaben:

1. Benenne die folgenden Verbindungen und gib ihre Summenformeln an.

Strukturformel	Name	Summenformel	Strukturformel	Name	Summenformel
a)			e)		
b)			f)		
c)			g)		
d)			h)		

2. Überprüfe, welche der obigen Verbindungen isomer zueinander sind, und begründe deine Entscheidung.

3. Benenne die Verbindungen und gib die Summenformeln an. Worum handelt es sich?

a)	b)	c)	d)
----	----	----	----

4. Schreibe die Summen- und Strukturformeln der folgenden Stoffe.

- a) 3-Methylheptan  
b) 2,4-Dimethyloctan  
c) 3-Ethyl-4,5-dimethyldecen  
d) 2,2,3,4,4-Pentamethylhexan  
e) 2,2-Dimethyl-4-propyloctan

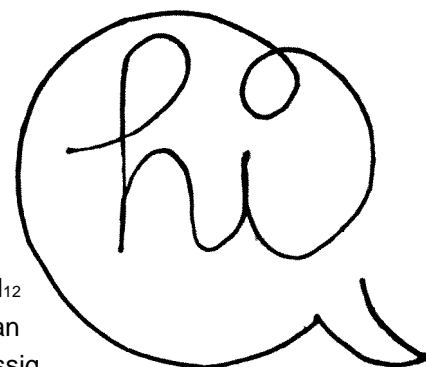
5. Kreuze die richtige(n) Antwort(en) an.

2,2,4-Trimethylhexan ...

- hat die Summenformel C<sub>7</sub>H<sub>20</sub>  
 ist isomer zu n-Hexan  
 ist ein n-Alkan  
 hat drei Seitenketten

n-Butan ...

- hat die Summenformel C<sub>5</sub>H<sub>12</sub>  
 ist isomer zu 2-Methylpropan  
 ist bei Raumtemperatur flüssig  
 verbrennt zu CO<sub>2</sub> und H<sub>2</sub>O  
 ist der Brennstoff des Gasfeuerzeugs





DATE →



# Lösungsvorgänge / Gründe für "Nicht-Lösen" (9.2)

## Voraussetzung:

- Bei der Ausbildung einer chemischen Bindung oder bei der Wirkung zwischenmolekularer Kräfte wird Energie umgesetzt.
- Bei der Bildung von Ionengittern wird Energie, die sog. Gitterenergie, frei. Um Teilchen aus dem Kristallgitter zu entfernen, muss diese Energie erst wieder aufgebracht werden.
- Bei der Anlagerung von Dipolen an geladene Teilchen wird Energie frei, die so genannte Solvatationsenergie. Bei Wasser als Lösungsmittel spricht man auch von Hydratationsenergie.

## Lösen eines Salzkristalls in Wasser

1. An den Ecken und Kanten eines Ionenkristalls sitzen Ionen, deren Ladung nicht vollständig ausgeglichen ist. Sie ziehen daher Wassermoleküle (Dipole) an.
2. Bei der Anlagerung der Wassermoleküle an die Ionen wird Energie, die Solvatations- oder Hydratationsenergie (beim Wasser), frei. Ist die freiwerdende Solvatationsenergie höher als die Gitterenergie, gehen die randständigen Ionen in Lösung, da sie so vollständig von Wassermolekülen umgeben (solvatisiert resp. hydratisiert) werden können.
3. So gelangen weiter innen liegende Ionen an den Rand des Kristalls und der Vorgang kann sich solange wiederholen, bis alle Ionen solvatisiert/ hydratisiert sind.

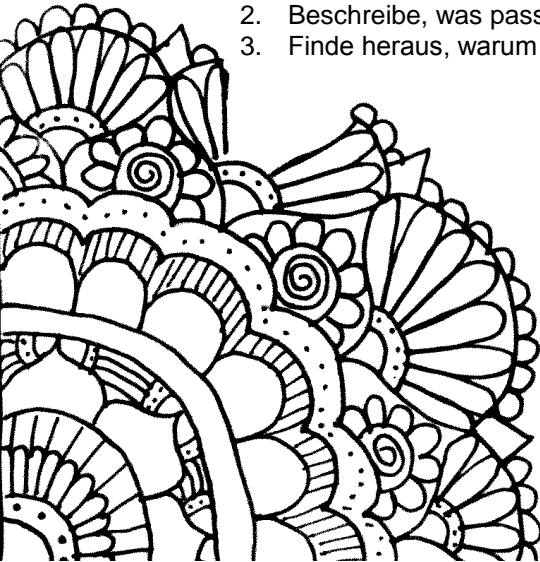
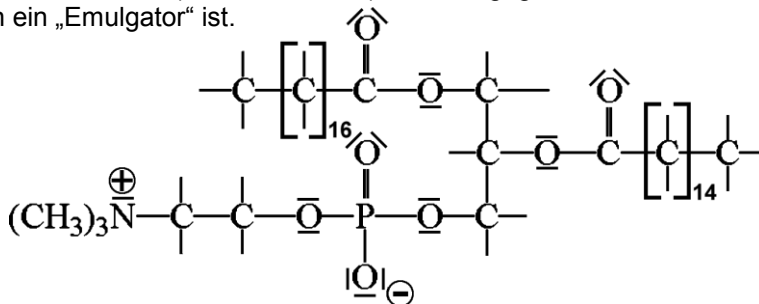
## Warum löst sich Hexan nicht in Wasser? Warum löst sich immer nur Gleiches in Gleichem?

1. Im flüssigen Alkan liegen die Moleküle nahe beieinander. Das Gleiche gilt für die Wasser-Moleküle.
2. Soll überhaupt ein Lösungsvorgang einsetzen, dann müssten sich zunächst Alkan-Moleküle von ihren Nachbarn trennen.
3. Sie müssten dann Wasser-Moleküle auseinanderschieben während sie einzeln in das Wasser eindringen.
4. Um die Van-der-Waals-Kräfte zwischen den Alkan-Molekülen und die Wasserstoffbrücken-Bindungen zwischen den Wasser-Molekülen zu überwinden, ist Energie erforderlich.
5. Anschließend wird Energie gewonnen, weil zwischen den Alkan- und den Wasser-Molekülen Van-der-Waals-Kräfte wirksam werden.
6. Insgesamt kann der Lösevorgang jedoch nicht ablaufen, weil die Wasserstoffbrücken-Bindungen viel stärker sind als die Van-der-Waals-Kräfte. Die Energie, die benötigt würde, um die Wasserstoffbrücken-Bindungen zwischen den Wasser-Molekülen zu brechen, damit sich ein Alkan-Molekül zwischen sie schieben kann, ist um ein Vielfaches höher, als die Energie, die bei der Ausbildung von Van-der-Waals-Kräften zwischen Alkan-Molekülen und Wasser-Molekülen frei werden würde.

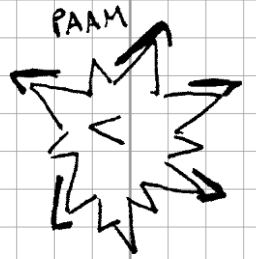
Dieses vereinfachte Modell erklärt die alte Regel »*Similia similibus solvuntur*« (Gleiches löst sich in Gleichem). Umgekehrt löst sich "Ungleiches" ineinander nicht. Bei einem Tanker-Unglück verursacht auslaufendes Erdöl eine Katastrophe, weil es sich nicht in Wasser löst.

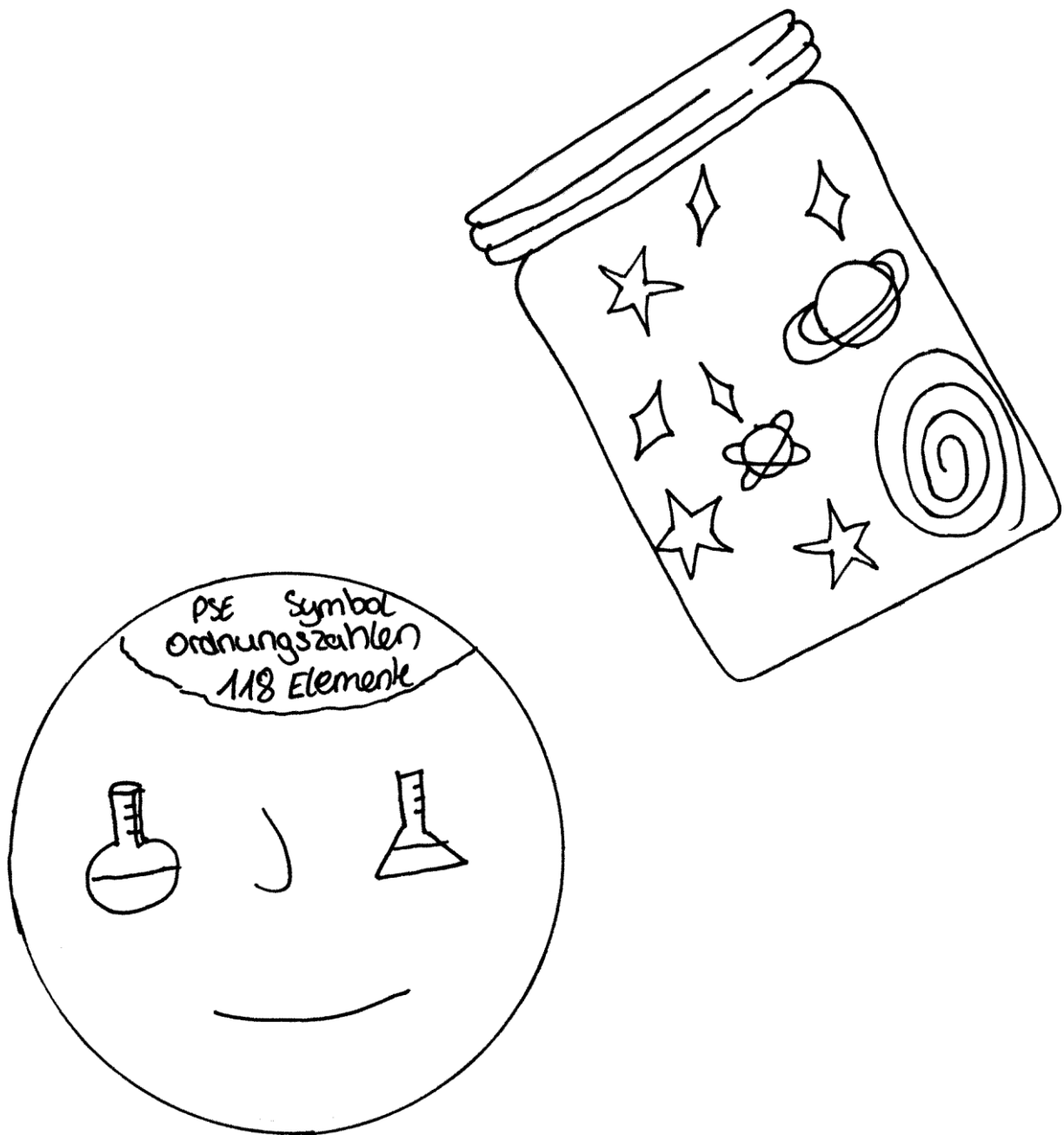
## Aufgaben:

1. Markiere an der Strukturformel des Lecithins hydrophile (blau) und hydrophobe (rot) Bereiche.
2. Beschreibe, was passiert, wenn Lecithin in a) Wasser oder b) Olivenöl gegeben wird.
3. Finde heraus, warum Lecithin ein „Emulgator“ ist.



**V**ery  
**I**mportant  
**P**aper





Bei der Gestaltung haben Schülerinnen und Schüler der Hellweg-Schule im Rahmen des Erasmus+-Projekts „Ma.t.che.s.“ mitgewirkt:

Lena Eiden, Denis Jäkel, Seyit Duman, Magnus Gleim, Ozan Cosgun, Liv Moser, Maren Petsch, Paula Altgassen, Nuri Karapinar, Carlotta Moser und insbesondere Laura von Rüden sowie Pia und Malin Binnebesel



Dieses Projekt wurde mit Unterstützung der Europäischen Kommission finanziert.

*Ma.t.che.s.*  
Make the chemistry sexy

Die Verantwortung für den Inhalt dieser Veröffentlichung trägt allein der Verfasser; die Kommission haftet nicht für die weitere Verwendung der darin enthaltenen Angaben.

---



# Authors

There is no author. Every partner has work groups – so each contribution is a work of many.

Representative for all this people the ERASMUS+ - coordinator of each school shall be mentioned.

## **Hellweg-Schule**

Lohackerstr. 13

44867 Bochum

Germany

<http://www.hellweg-schule.de/>

*Coordinator:* Lars Moser

## **C.E.P.A. Sdad. Coop. And.**

Colegio Antonio Gala

Barriada Vistazul s/n Apartado 166

41700 Dos Hermanas

Spain

<http://www.galacolegio.com/es/>

*Coordinator:* Salvador Martí Recasens

## **BIGA MEHMET AKIF ERSOY ANADOLU LİSESİ**

Kevser Ozangil Caddesi 2/2

17200 Biga

Turkey

<http://bimael.meb.k12.tr/>

*Coordinator:* Ömer Namlica

## **1st Primary School of Pefka**

Dimocratias 59

57010 Pefka-Thessaloniki

Greece

<http://dim-pefkon.thess.sch.gr/>

*Coordinator:* Zoe Milka (up to October 2017) /  
Anastasia Iska (from November 2017 on)

## **Gimnazjum nr 9 im. Powstancow**

Wielkopolskich

Gajowa 94

85-717 Bydgoszcz

Poland

<https://gim9blog.wordpress.com/>

now:

## **Zespół Szkół Handlowych**

**im. Marii Dąbrowskiej**

w Bydgoszczy

ul. Kaliska 10

85-602 Bydgoszcz

Poland

<http://www.zsh.bydgoszcz.pl>

*Coordinator:* Hanna Kozakiewicz (up to  
September 2017) / Ewa Bułatowicz (from  
September 2017 on)

