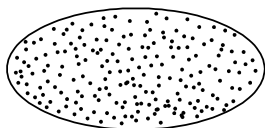
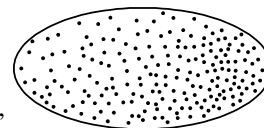


Stellt man sich nun vor, man könnte die momentane Verteilung der Elektronen um den Kern fotografieren, so wäre das Ergebnis wenig aussagekräftig. Wenn man hingegen viele Fotos überlagert, dann kann man die Verteilung der Elektronen „sehen“: das sähe dann für ein unpolares (beispielsweise F_2) und ein polares Molekül (wie BrF , Bromfluorid) verschieden aus (Abb.: links: unipolar; rechts: polar) Im unpolaren Molekül F_2 sind die Elektronen gleichmäßig verteilt – im polaren ($Br-F$) häufen sich die Elektronen „auf einer Seite“.



Dipol-Dipol-Beziehungen und Dipol-Ionen-Beziehungen:

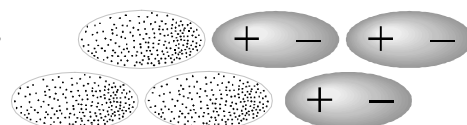


POLARE STOFFE sind Stoffe, die aus polaren Molekülen bestehen, z.B.: HCl , H_2O , CO , NH_3 , $CHCl_3$,...

☞ Ergänze die Tabelle rechts (Vergl. physikal. Eigenschaften Methan/Wasser). Erst Heptan (C_7H_{16}) mit einer $M=100,2u$ hat einen Siedepunkt ($t_b = 98,4^\circ C$), der mit dem von Wasser vergleichbar ist. Allerdings kommt bei Wasser noch ein zweiter Effekt hinzu, welcher später behandelt werden soll.

Stoff	Formel	Masse.	t_b	p
Methan	CH_4	...	$-161,5^\circ C$	0
Wasser	H_2O	$6,2 \cdot 10^{-30} C \cdot m$

☞ Streiche das Falsche: **POLARE STOFFE** haben höhere/tiefere t_b als (vergleichbare!) unpolare Stoffe.

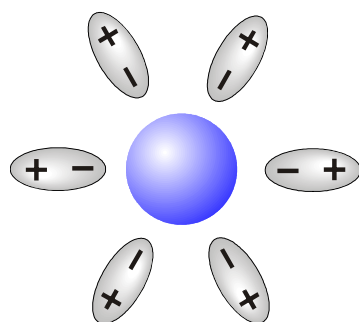


Dipol-Dipol-Beziehung

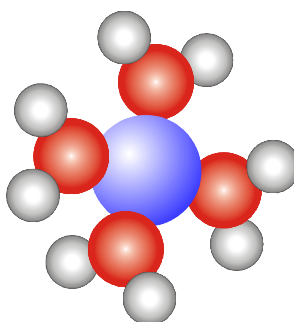
ist die elektrische Kraft, die polare Moleküle zusammenhält. Die Grafik rechts soll das illustrieren. Außerdem sind polare Bindungen chemisch stabiler als unpolare und Stoffe mit polaren Bindungen wie z. B. CO_2 , H_2O oder SiO_2 daher stabiler als solche mit unpolaren Bindungen.

Wasser besteht aus Dipolen:

2D-Modell



3D-Modell



Versuch: Wassermoleküle sind so polar, dass sie von einer elektrisch aufgeladenen Plastikfolie angezogen werden. Dass Wasser ein gutes Lösungsmittel für Salze ist, hat genau den selben Grund: Ionen ziehen Wassermoleküle an (Beispiel: Salz, das im Streuer durch Feuchtigkeit klumpt) und Wassermoleküle finden Kationen und Anionen gleich attraktiv. In den nebenstehenden Abbildungen sind Wassermoleküle links als Ellipsen (nach der Art der Physiker) gezeichnet, es geht aber auch anders (rechts).

☞ Welche Ladung (+ oder -) trägt das zentrale

Ion? ...

Man kann diese Beziehung wie bei Wasser und Salzen als **DIPOL-IONEN-BEZIEHUNG** bezeichnen. Sehen wir uns nun an, was mit einem Ionenkristall passiert, der ins Wasser geworfen wird: OTs.

☞ Betrachte die Folien, notiere den Vorgang.

Offenbar schieben sich Wassermoleküle zwischen die Ionen und trennen (isolieren) sie voneinander. Dazu ist Energie (Arbeit) nötig. Zwei verschieden geladene Ionen müssen ja voneinander entfernt werden. Diese Energie kommt 1.) von der Anziehungskraft zwischen den Teilladungen in den Wassermolekülen und der Ionenladung und 2.) von einem Effekt der als durch **ENTROPIE** verursacht beschrieben werden kann:

Die Entropie ist eine physikalische Größe, welche bei zunehmender Unordnung und Durchmischung wächst. Von selbst ablaufende Vorgänge (auch chemische Reaktionen) gehen immer in Richtung abnehmender Energie bzw. zunehmender Entropie. So lösen sich manche Stoffe in Wasser auf und kühlen dabei ab! Bei ihnen überwiegt der Entropiezunahme-Effekt über den der Energiezunahme (letzterer auf Kosten des Energieinhalts des Lösungsmittels Wasser).

Hydrathülle, Hydratation, Hydrate:

Die Wassermoleküle um jedes Ion nennen wir seine **HYDRATHÜLLE**. Der Vorgang, dass sich Ionen mit Hydrathüllen umgeben (und sich daher Salze auflösen) heißt **HYDRATATION**.

Manche Ionen, beispielsweise die Sulfationen, haben eine große Affinität (=Anziehungskraft) zu „ihren“ Wassermolekülen, so dass sie diese Hydrathülle (oder wenigsten die innerste Schicht davon) bis in den Salzkristall mitschleppen: **HYDRAT- ODER KRISTALLWASSER**. Beispiel: Käufliches Gipspulver enthält relativ wenig Wasser, wenn man es aber mit Wasser verrührt, bilden sich unter Volumenvergrößerung (daher ist Gips eine gute Füllmasse für Löcher) feste Kristalle mit der Formel $CaSO_4 + 2H_2O$ (Kristallwasser wird in dieser Form angeschrieben).

Löslichkeit:

Wie gut sich ein Salz in Wasser löst hängt natürlich von seiner Gitterenergie ab, und die wiederum auch von Größe und Ladung der Ionen. Zur Löslichkeit von Salzen einige Beispiele nebenstehend: (nicht lernen).

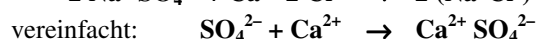
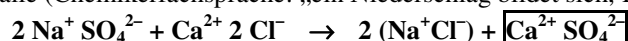
Name	Formel	Löslichkeit
Bariumsulfat	BaSO ₄	0,00025g/100g
Bleisulfid	PbS	prakt. unlöslich
Calciumcarbonat	CaCO ₃	0,0013g/100g
Calciumchlorid	CaCl ₂ +6H ₂ O	83 g/100g
Calciumoxalat	CaC ₂ O ₄ +H ₂ O	0,0007g/100g
Calciumsulfat	CaSO ₄ +2H ₂ O	0,21g/100g
Natriumchlorid	NaCl	36g/100g
Natriumsulfat	Na ₂ SO ₄ +10H ₂ O	28 g/100g
Silberchlorid	AgCl	prakt. unlöslich
Silbernitrat	AgNO ₃	245g/100g

☞ Welches Calcium-Salz ist *am schlechtesten* löslich?

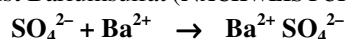
In der klassischen Chemie wurde die Bildung von schlecht-löslichen Kristallen für viele „klassische“

Nachweisreaktionen für Ionen

ausgenutzt: So ist z. B. Natriumsulfat in Wasser gut löslich – in der Lösung „schwimmen“ Natrium-Ionen und Sulfat-Ionen umher. Gibt man eine Lösung dazu, welche Calcium-Ionen enthält (hergestellt durch Auflösen des gut löslichen Salzes Calciumchlorid), so vereinigen sich Calcium-Ionen und Sulfat-Ionen zum weniger gut löslichen Calciumsulfat – es entstehen Gipskristalle (Chemikerfachsprache: „ein Niederschlag bildet sich, Kristalle fallen aus“):

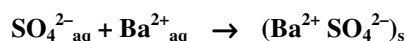


Noch schlechter löslich als Calciumsulfat ist Bariumsulfat (NACHWEIS FÜR SULFATIONEN):

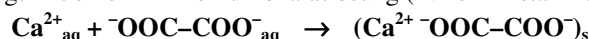


Wenn man deutlich machen will, in welchem Aggregatzustand sich Ionen oder andere Teilchen bzw. Stoffe befinden, kann man die folgenden Indices verwenden:

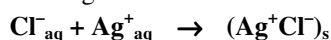
s = <i>solidus</i> , fest	l = <i>liquidus</i> , flüssig	v = <i>vapor</i> , Dampf oder Gas	aq = gelöst in Wasser
---------------------------	-------------------------------	-----------------------------------	-----------------------



Der CALCIUMNACHWEIS erfolgt mit einer Ammoniumoxalatlösung (→ feinkristalliner, weißer NS):



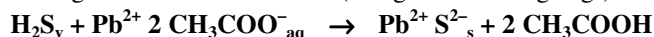
NACHWEIS FÜR CHLORIDIONEN: Chloridionen ergeben mit Silbernitratlösung einen weißen, klumpenden NS:



(Umgekehrt kann man Silberionen mit Kochsalzlösung nachweisen).

NACHWEIS VON SCHWEFELWASSERSTOFF: H₂S ist natürlich ein Molekül und keine Ionenverbindung, das Produkt (Bleisulfid) ist aber eine. Gasförmiger Schwefelwasserstoff (Eiergeruch! Sehr giftig!) bildet mit Bleiacetat schwarzes

Bleisulfid:



NACHWEIS VON NICKEL-IONEN: Besonders wichtig für die vielen Nickelallergiker! Dies ist ein moderner Nachweis: Das Nachweismittel, ein synthetisches Molekül, ist noch nicht so lange in Verwendung. Das Produkt ist ein schwammiger, hellroter NS, bzw. bei Spuren – eine rötliche Verfärbung.

☞ Lerne (mindestens) zwei unterschiedliche Reaktionsgleichungen für Ionen-Nachweise!

Versuche zum Thema Lösungsmittel:

	Wasser	Ethanol	Benzin	Tetra
Wasser	=====			
Ethanol		=====		
Benzin			=====	
Tetra				=====

LM bedeutet Lösungsmittel oder Lösemittel.

☞ Notiere in der Tabelle, ob sich die LM mischen (+ mischen sich, – mischen sich nicht).

Wasser ist wohl klar; Ethanol heißt umgangssprachlich Alkohol, Benzin ist ein Gemisch verschiedener Kohlenwasserstoffe (=Moleküle, die aus C- und H-Atomen aufgebaut sind), Tetra ist

Tetrachlormethan, vgl. S20. Zur besseren Unterscheidbarkeit kann man je ein LM färben!

Erkenntnis daraus: Polare Stoffe lösen sich in polaren LM, unpolare Stoffe in unpolaren LM.

Die Unterscheidung der verschiedenen Bindungsarten

funktioniert über die Elektronegativitätsdifferenz, siehe Tabelle:

☞ Welche Bindung in: C–H, O–H, K–F, N–Br ?

Die C-H-Bindung ist formal an der Grenze zwischen unpolare und polare Atombindung angesiedelt, man kann sie aber als unpolare auffassen.

$\Delta \text{EN} > 1,7$	Ionenbindung
$\Delta \text{EN} \leq 1,7 > 0,3$	polare Atombindung
$\Delta \text{EN} \leq 0,3$	unpolare Atombindung