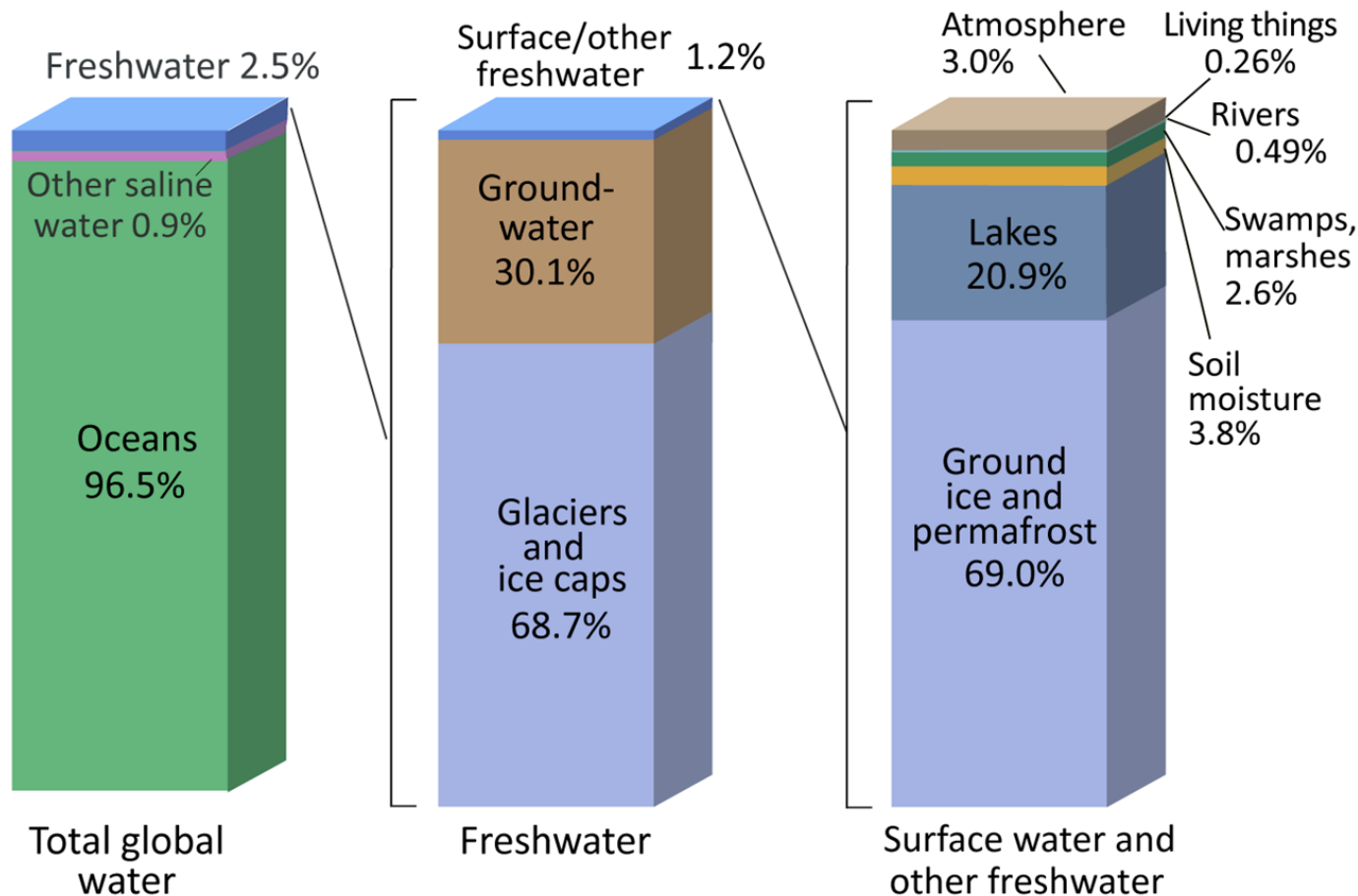


Wasser
eine ganz besondere
Verbindung

Vorkommen von Wasser

- ⇒ Auf der Erde gibt es schätzungsweise 1.7×10^{18} Tonnen flüssiges Wasser, davon die größte Menge in den Ozeanen.
- ⇒ Die Erdoberfläche ist zu ca. 2/3 mit Wasser bedeckt.
- ⇒ Der Mensch besteht zu über 50 % aus Wasser, manche Pflanzen sogar zu 90%.

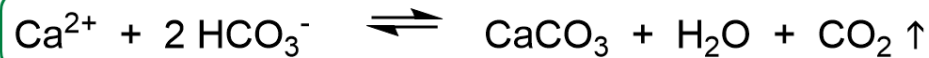


Wasserhärte

⇒ **Natürlich vorkommendes Wasser** (Fluss-und Quellwasser) ist **nie rein**; es enthält viele **gelöste Salze**; z. B. die Ionen **Ca²⁺**, **Mg²⁺**, **Na⁺**, **SO₄²⁻**, **HCO₃⁻**, **Cl⁻**, und auch **Gase**, z.B. **CO₂**, **O₂**.

⇒ **Wasserhärte**: Maß für den **Gehalt** an in Wasser überwiegend als Hydrogencarbonate (HCO₃⁻) oder Sulfate (SO₄²⁻) gelösten **Erdalkaliionen Ca²⁺**, **Mg²⁺**.

⇒ **Carbonathärte (temporäre Härte)**: verursacht durch die **HCO₃⁻ Salze** von **Ca²⁺** und **Mg²⁺**; durch Abkochen entfernbar.



⇒ **Sulfathärte (permanente Härte)**: wird durch **Sulfate** (und Chloride) von **Ca²⁺** und **Mg²⁺** verursacht; kann durch Kochen nicht entfernt werden.

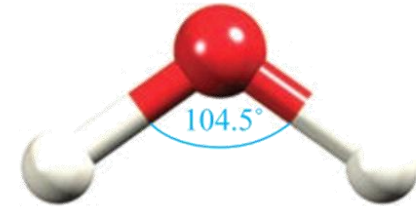
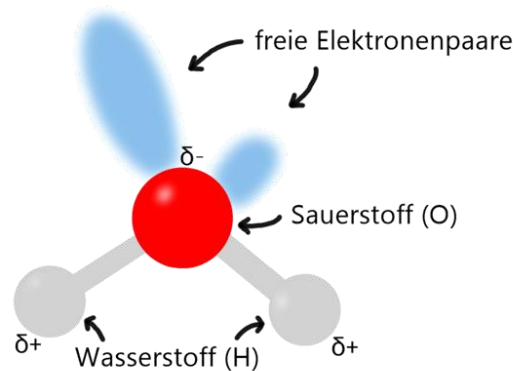
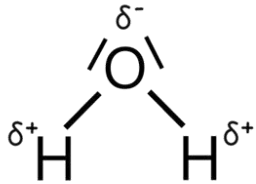
⇒ **Gesamthärte**: wird in mmol/L Erdalkaliionen angegeben.

⇒ **Deutsche Härtegrade**: **1 °dH** entspricht **10 mg CaO pro Liter**; in **München: 15.6 °dH**.

- weich: < 8.4 °dH
- mittelhart: 8.4 - 14 °dH
- hart: > 14 °dH

⇒ Die **Leitfähigkeit** von **ganz reinem Wasser** ist **sehr gering**: 4×10^{-8} S/cm. Geringste Mengen von **gelösten Salzen erhöhen** die Leitfähigkeit stark. ⇒ Die **Reinheit von Wasser** wird durch **Messung** der **Leitfähigkeit** überprüft.

Molekülstruktur und Eigenschaften von Wasser



⇒ Das Wassermolekül ist **gewinkelt**; aufgrund der **Abstoßung** der freien Elektronenpaare ist der **H-O-H Winkel** mit 104.5° **kleiner** als der **Tetraederwinkel** (109.5°).

⇒ **Großer Unterschied** der **Elektronegativitäten** von **Sauerstoff** (3.44) und **Wasserstoff** (2.20) bewirkt **Polarisierung** der O-H Bindungen (δ^+ am Wasserstoff, δ^- am Sauerstoff).

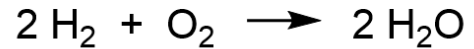
⇒ Die **gewinkelte** Struktur führt zu einem **Dipol**; Dipolmoment beträgt **1.84 D**.

Property	Value
Melting point / K	273.00
Boiling point / K	373.00
Enthalpy of fusion, $\Delta_{\text{fus}}H^\circ(273 \text{ K})/\text{kJ mol}^{-1}$	6.01
Enthalpy of vaporization, $\Delta_{\text{vap}}H^\circ(373 \text{ K})/\text{kJ mol}^{-1}$	40.65
Entropy of vaporization, $\Delta_{\text{vap}}S^\circ(373 \text{ K})/\text{JK}^{-1} \text{ mol}^{-1}$	109
Relative permittivity (at 298 K)	78.39
⇒ Dipole moment, μ/debye	1.84

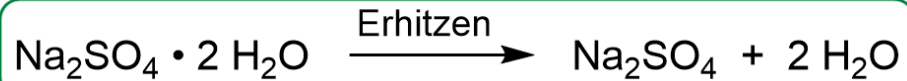
Reinstes Wasser

Herstellung von reinstem Wasser:

⇒ **Knallgasreaktion** in Edelmetallgefäße:



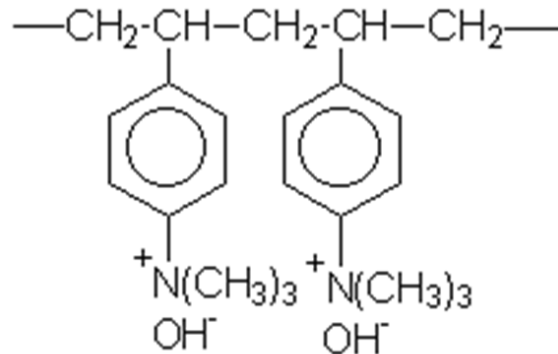
⇒ **Thermische Zersetzung** von Hydraten:



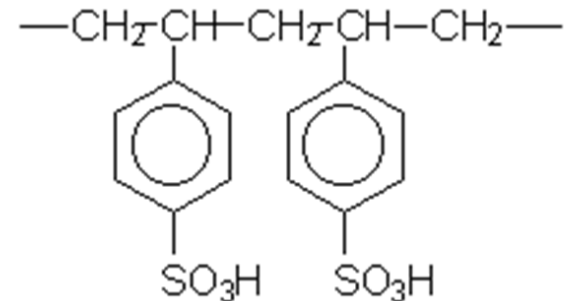
⇒ **Destillation** von Wasser

⇒ **Umkehrosmose** (**reverse osmosis**): Wasser wird unter **Druck** durch eine **semipermeable Membran** gepresst).

⇒ **Ionenaustausch**

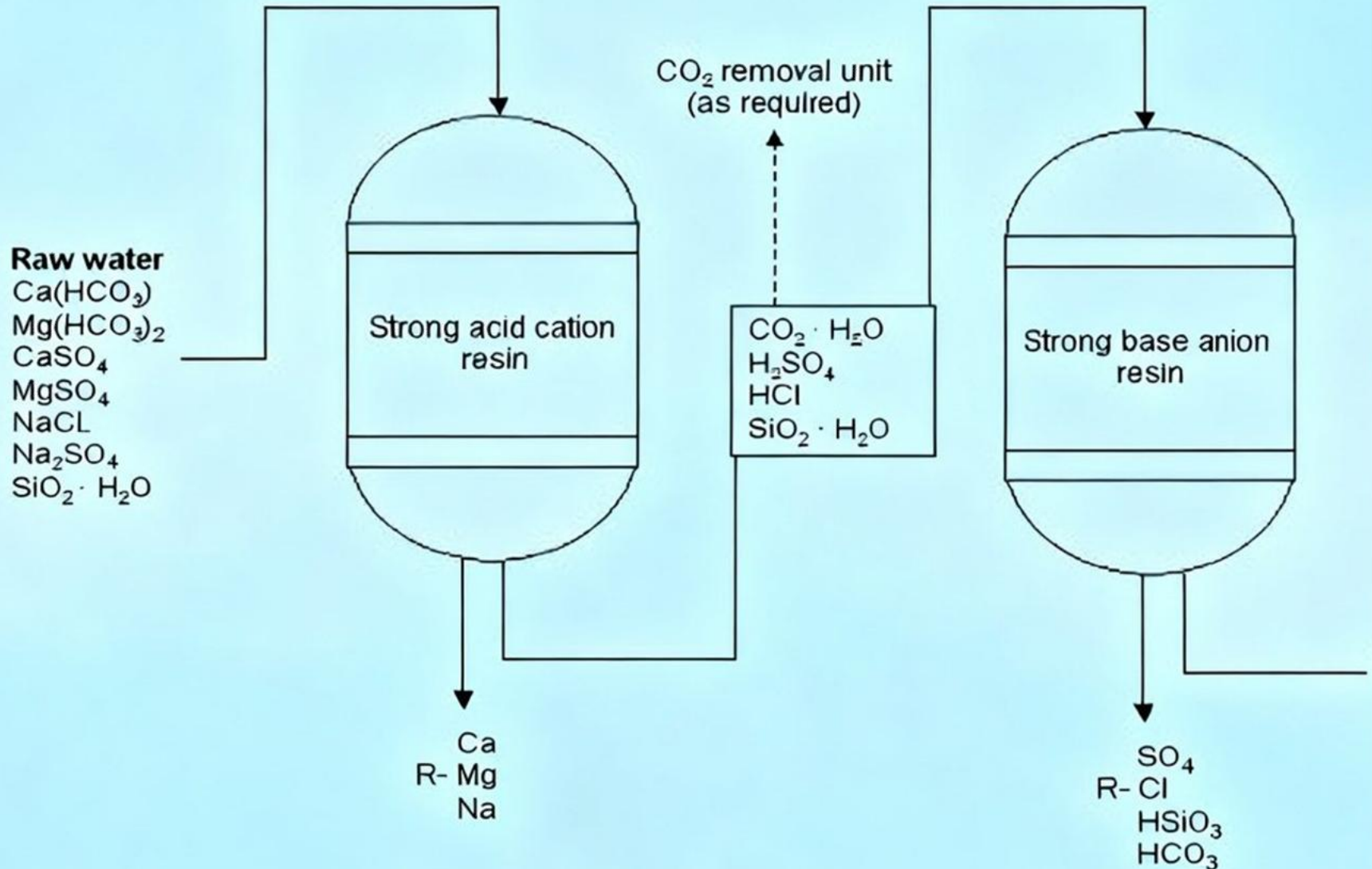


Anionenaustauscher



Kationenaustauscher

Deionisiertes Wasser durch Ionenaustausch



Anlage für deionisiertes Wasser durch Ionenaustausch



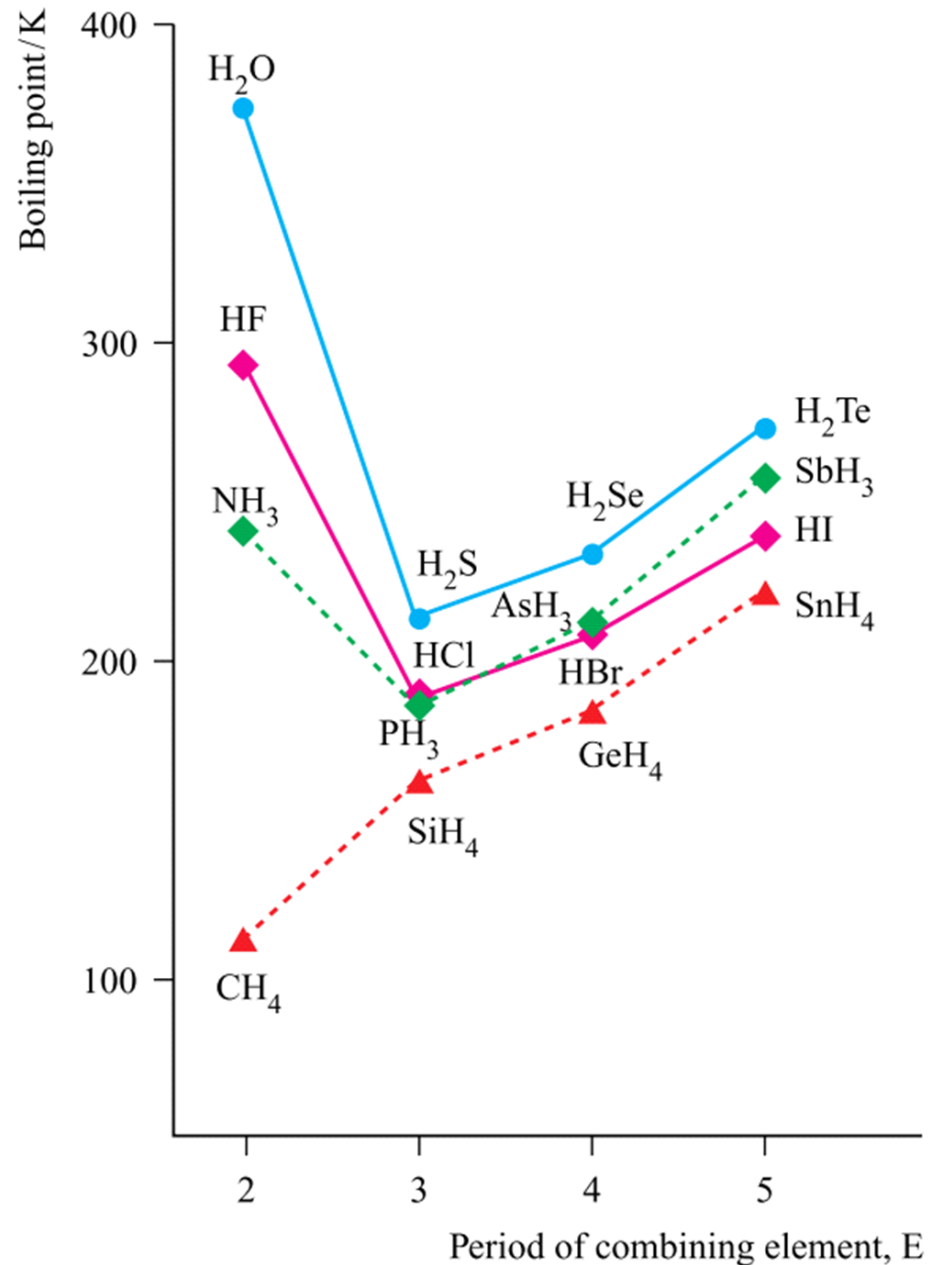
Hoher Siedepunkt von Wasser

⇒ H_2O ist unter Normalbedingungen eine **Flüssigkeit**.

⇒ H_2S , H_2Se und H_2Te sind hingegen unter Normalbedingungen **Gase**.

⇒ Der **Siedepunkt steigt** erwartungsgemäß in der Reihe $\text{H}_2\text{S} < \text{H}_2\text{Se} < \text{H}_2\text{Te}$ (**Masse** des Moleküls **wird größer**).

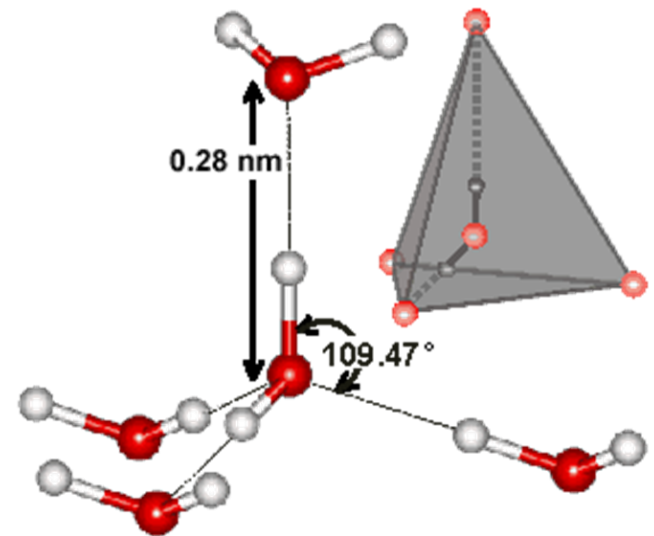
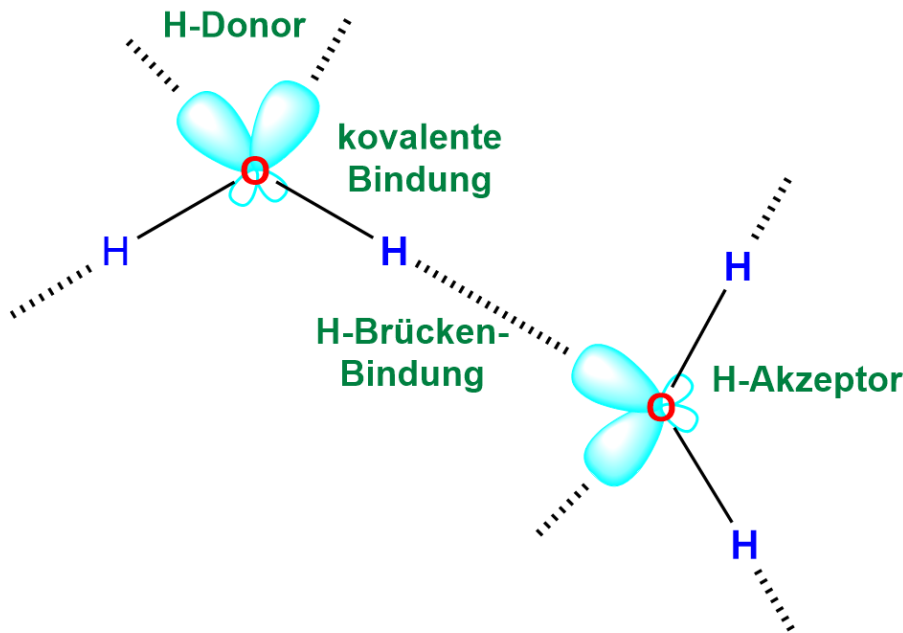
⇒ Bei H_2O **ungewöhnliches** Verhalten!



Wasserstoffbrückenbindungen

- ⇒ Bei einer Reihe von **kovalenten** Verbindungen des **Wasserstoffs** mit **elektronegativen** Elementen erfolgt eine **Bindung zwischen den Molekülen** durch die Ausbildung von **Wasserstoffbrücken**.
- ⇒ Dieser spezielle Bindungstyp wird als **Wasserstoffbrückenbindungen** bezeichnet.

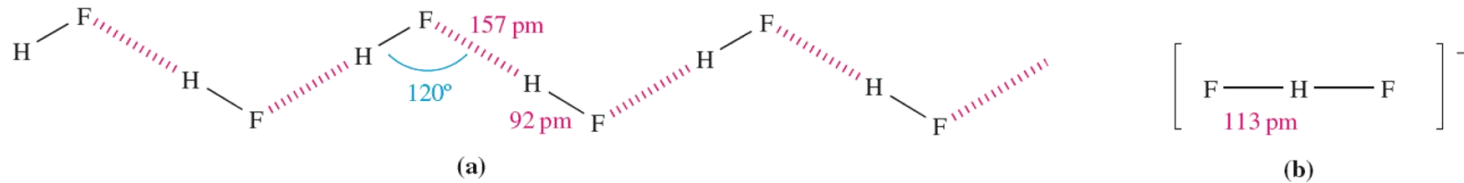
Eine **Wasserstoffbrückenbindung** $X-H\cdots Y$ wird gebildet zwischen einem **H-Atom** gebunden an ein elektronegatives **Atom X (H-Donor)** und einem elektronegativen **Atom Y (H-Akzeptor)**, welches über ein **freies Elektronenpaar** verfügt.



- ⇒ Geeignet für **starke Wasserstoffbrückenbindungen** sind **elektronegative** Elemente wie **F**, **O** und **N**; **Cl**, **S**, **P** und **C** können nur **schwache** H-Brückenbindungen ausbilden.

Wasserstoffbrückenbindungen

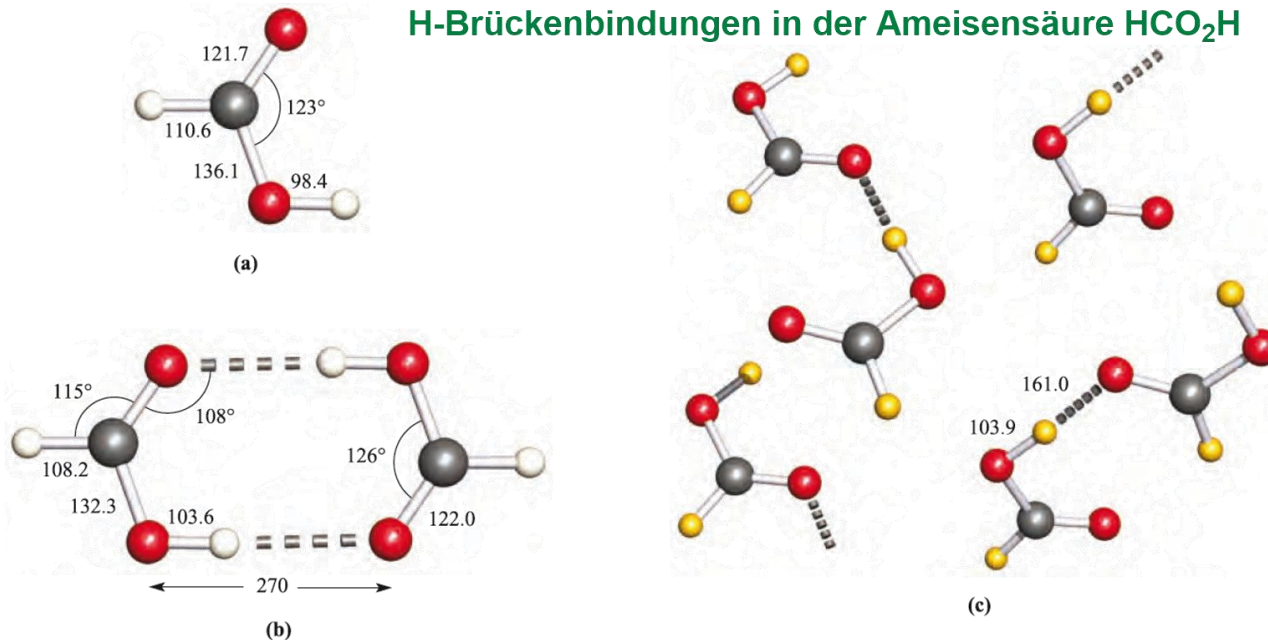
⇒ Die Wasserstoffbrücken $X-H \cdots Y$ sind **meistens linear**; in einigen Fällen können sie aber **auch gewinkelt** sein.



(a) The solid state structure of HF consists of zig-zag chains. (b) The structure of the $[HF_2]^-$ ion, determined by X-ray and neutron diffraction for the K^+ salt.

⇒ Die meisten Wasserstoffbrücken sind **unsymmetrisch**, d.h. sie weisen einen **langen** und einen **kurzen Abstand** des **H-Atoms** zu den **benachbarten Atomen** auf. Eine **Ausnahme** ist z. B. die Wasserstoffbrücke im HF_2^- Anion in KHF_2 .

H-Brückenbindungen in der Ameisensäure HCO_2H



In the vapour state, formic acid exists as both a (a) monomer and (b) dimer, the structures of which have been determined by electron diffraction. (c) In the solid state, a more complex assembly is formed as revealed in a neutron diffraction study of deuterated formic acid, DCO_2D ; the figure shows part of the packing diagram for the unit cell. [A. Albinati *et al.* (1978) *Acta Crystallogr., Sect. B*, vol. 34, p. 2188.] Distances are in pm. Colour code: C, grey; O, red; H, white; D, yellow.

Wasserstoffbrückenbindungen

⇒ Typische **Bindungsenergien** der Wasserstoffbrückenbindungen in **Wasser** liegen um **40 kJ/Mol**. Dadurch läßt sich der ungewöhnlich **hohe Siedepunkt von Wasser** (und auch die Siedepunkte von **HF** und **NH₃**) erklären.

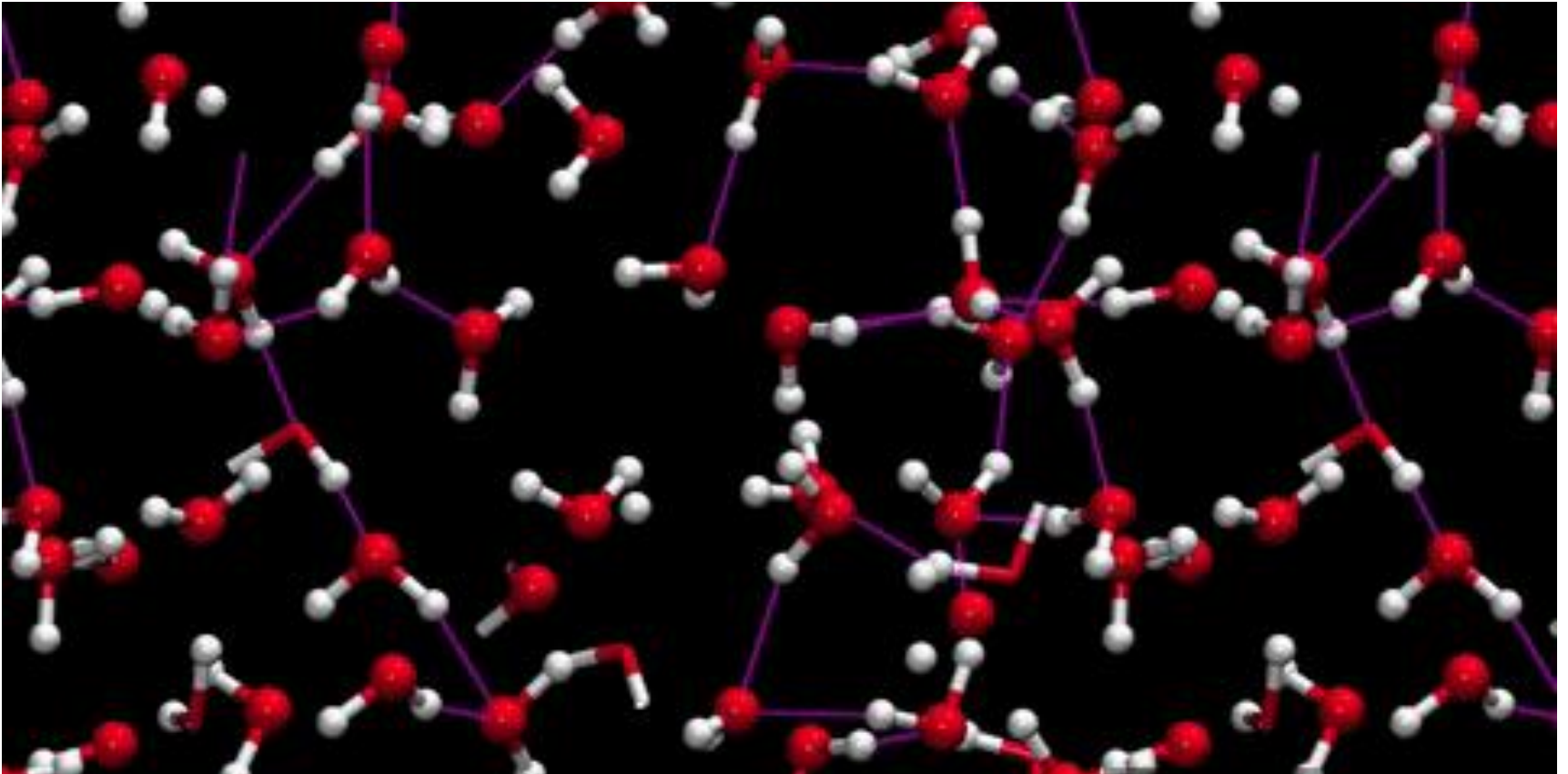
Table 10.4 Typical values for the bond dissociation enthalpy of different types of hydrogen bonds. Values are calculated for gas-phase species.[†]

Category of hydrogen bond	Hydrogen bond (····)	Dissociation enthalpy / kJ mol ⁻¹
Symmetrical	F····H····F in [HF ₂] ⁻ (see eq. 10.31)	163
Symmetrical	O····H····O in [H ₅ O ₂] ⁺ (see structure 10.2)	138
Symmetrical	N····H····N in [N ₂ H ₇] ⁺ (see structure 10.4)	100
Symmetrical	O····H····O in [H ₃ O ₂] ⁻ (see structure 10.3)	96
Asymmetrical	N-H····O in [NH ₄] ⁺ ····OH ₂	80
Asymmetrical	O-H····Cl in OH ₂ ····Cl ⁻	56
Asymmetrical	O-H····O in OH ₂ ····OH ₂	20
Asymmetrical	S-H····S in SH ₂ ····SH ₂	5
Asymmetrical	C-H····O in HC≡CH····OH ₂	9
Asymmetrical	C-H····O in CH ₄ ····OH ₂	1 to 3

[†] Data are taken from: T. Steiner (2002) *Angew. Chem. Int. Ed.*, vol. 41, p. 48.

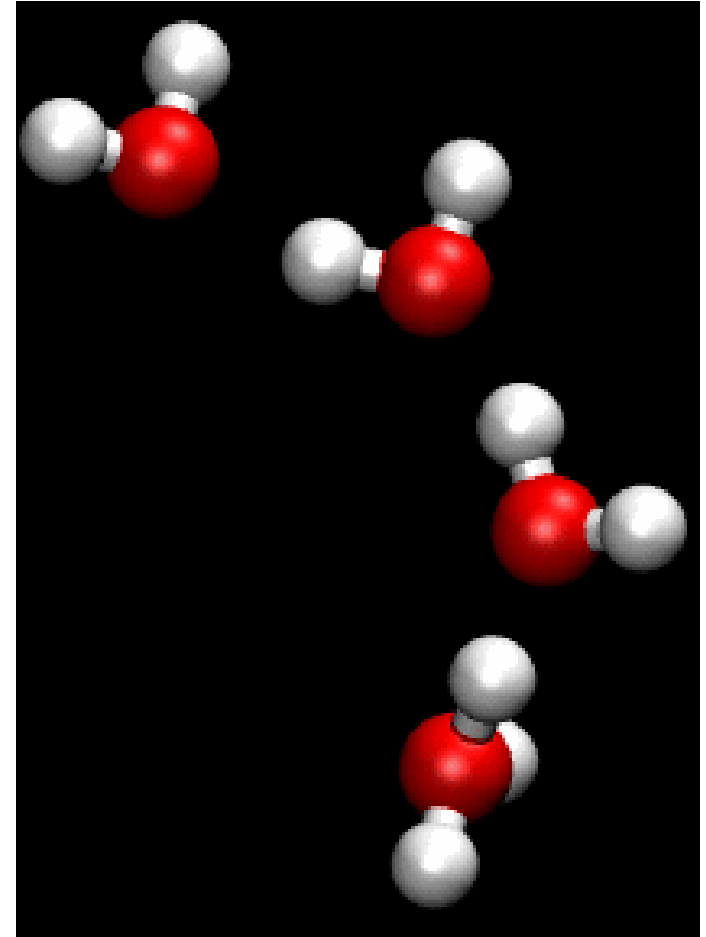
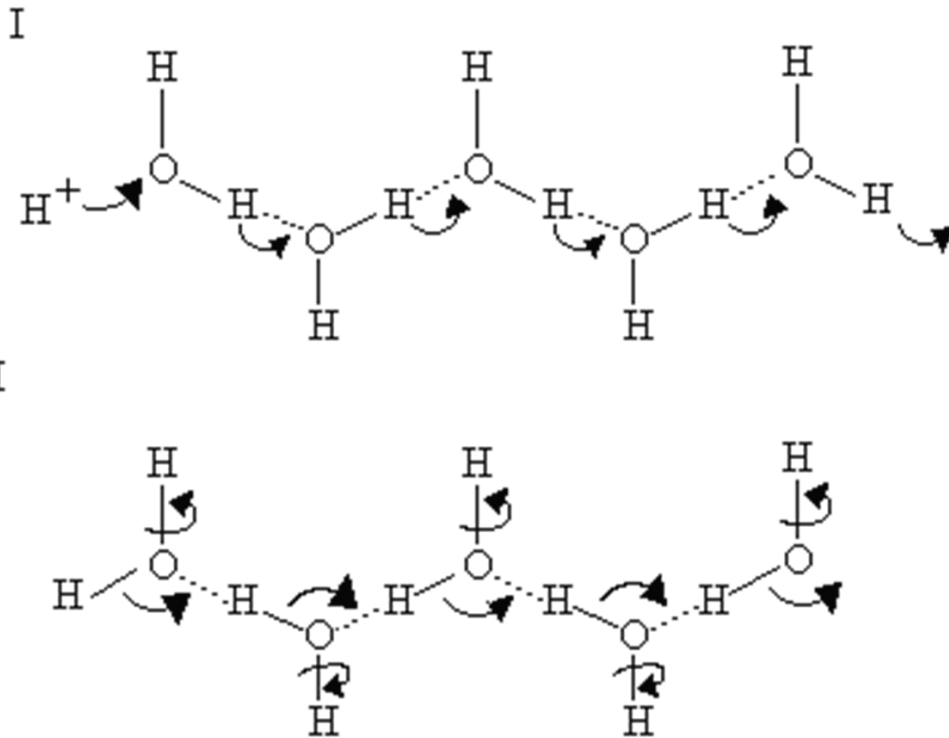
Wasserstoffbrückenbindungen

⇒ Die Wasserstoffbrücken sind **dynamisch**; sie werden **ständig gelöst** und **neu gebildet**.



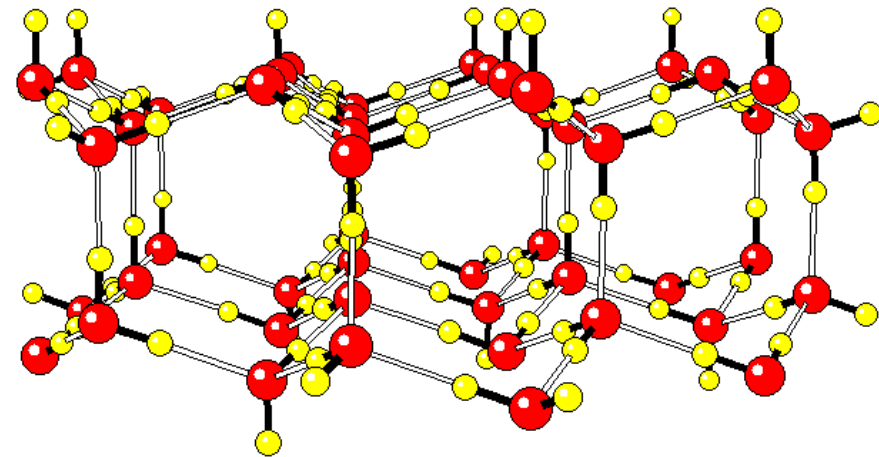
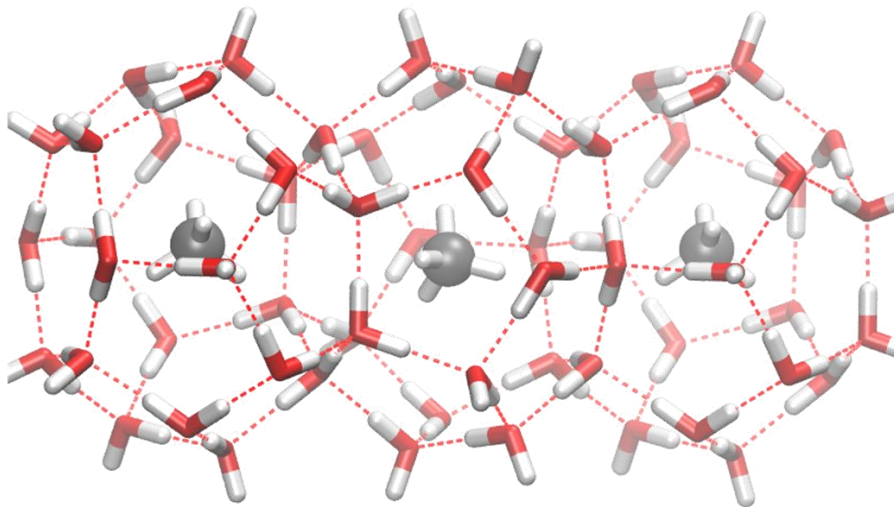
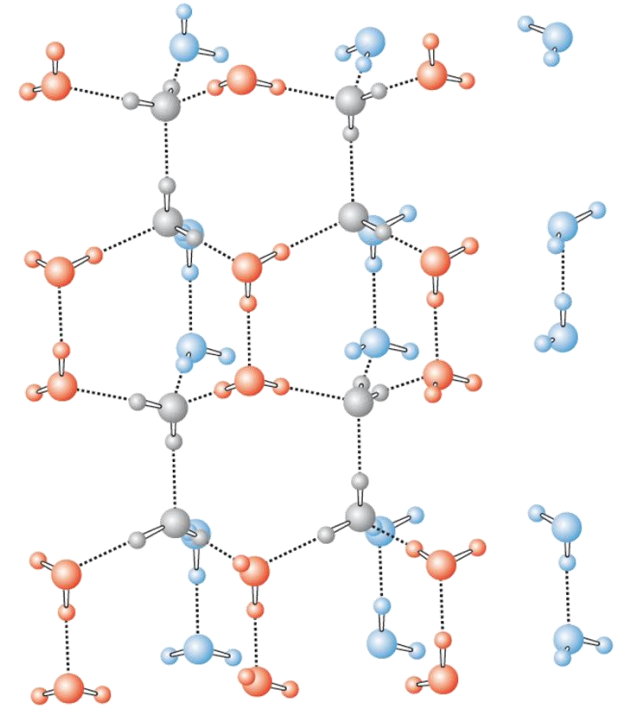
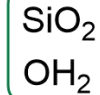
Wasserstoffbrückenbindungen

⇒ Durch die **Dynamik der Wasserstoffbrückenbindungen** lässt sich die besonders **hohe Protonenleitfähigkeit** von **Wasser** erklären.



Struktur von Eis

- ⇒ Die **Wasserstoffbrückenbindungen** bestimmen entscheidend die **Struktur von Eis**.
- ⇒ Beim **Abkühlen** von Wasser wird die **Dynamik** der H-Brücken **verlangsamt** und im **Eiskristall** finden wir Wassermoleküle, verbunden über ein **Netz von H-Brücken**.
- ⇒ Die **Struktur von Eis** läßt sich von der **SiO₂-Struktur** dadurch ableiten, indem man formal **Si-Atome** durch **O-Atome** und **O-Atome** durch **H-Atome** ersetzt.
- ⇒ Es entsteht eine **weitmaschige**, von **zahlreichen Hohlräumen** durchsetzte, sehr **locker gepackte** Kristallstruktur.
- ⇒ In den **Hohlräumen** können **Gastmoleküle** eingelagert werden unter Bildung von **Einschlußverbindungen (Clathrate)**, z. B. Methan.



Dichteanomalie von Wasser

⇒ Beim Schmelzen von Eis bricht das lockere Gitter zusammen und man erhält eine **dichter gepackte flüssige Phase**.

⇒ **Eis** hat eine **geringere Dichte** als **flüssiges Wasser**; Eis **schwimmt auf Wasser**.

Bei **0 °C**: H₂O flüssig, d = **0.99985 g/cm³**

Eis, d = **0.9168 g/cm³**

Bei **4 °C**: H₂O flüssig, d = **0.999975 g/cm³**

⇒ Bei **weiterem Erwärmen** wird die **Ordnung** der **Flüssigkeit** mehr und mehr **gestört**; die Wassermoleküle lagern sich **enger** zusammen.

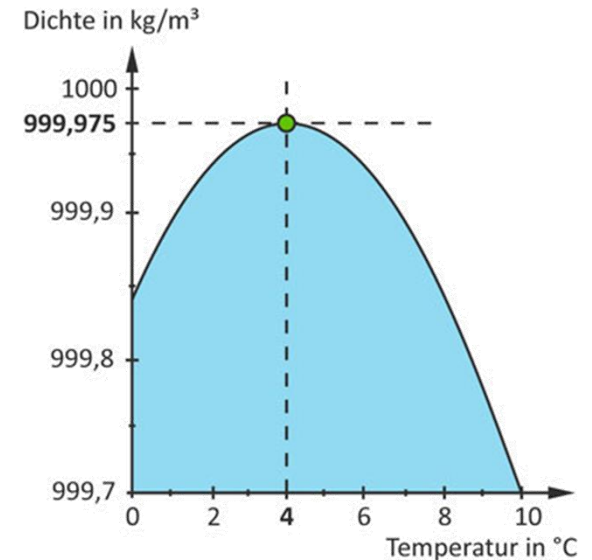
⇒ Das **Dichtemaximum** wird bei **4 °C** erreicht.

⇒ Bei **weiterer Temperaturerhöhung** nimmt der **Raumanspruch** der Moleküle aufgrund der Wärmebewegung **zu** und die **Dichte** **nimmt** wie bei anderen Flüssigkeiten **ab**.

⇒ Diese **Dichtezunahme des Wassers** mit **steigender Temperatur** bezeichnet man als die **Dichteanomalie des Wassers**.

⇒ Wichtig für die Natur! **Verhindert das Gefrieren** von **Gewässern**. **4 °C kaltes Wasser** sinkt nach **unten**, **wärmeres** leichteres **Wasser** schwimmt nach **oben**.

Bei **T < 4 °C** bildet sich **Eis**, welches **oben** aufschwimmt und bewirkt, dass die Kälte nur **langsam** in größeren Tiefen eindringt.



Zustandsdiagramm von Wasser

⇒ In welchem **Aggregatzustand** ein Stoff auftritt hängt vom **Druck** und von der **Temperatur** ab.

Der **Zusammenhang** zwischen **Aggregatzustand** eines Stoffes, **Druck** und **Temperatur** wird in einem **Zustandsdiagramm** dargestellt.

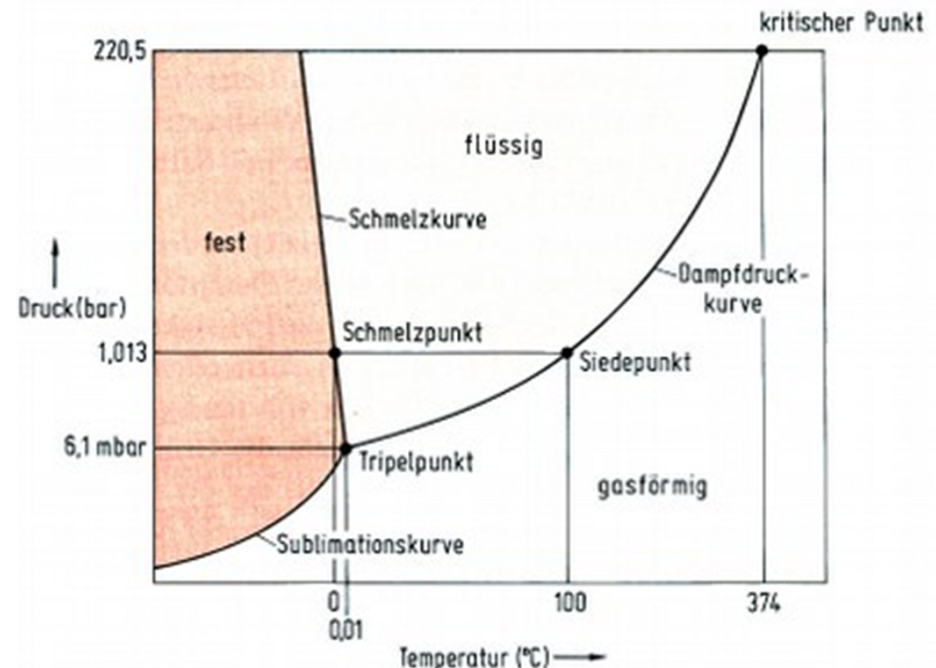
⇒ **Achsen: Temperatur, Druck**

⇒ **Drei Kurven** beschreiben die Verhältnisse an den **Phasengrenzen flüssig / gasförmig, flüssig / fest und fest / gasförmig**.

⇒ Phasengrenze **flüssig / gasförmig**: über die **Flüssigkeit** ⇒ **Dampfdruck**; wenn **Anzahl** der **kondensierenden** und **Anzahl** der **verdampfenden Moleküle gleich** sind ⇒ Flüssigkeit und Gas stehen im **dynamischen Gleichgewicht**; dazugehöriger **Dampfdruck = Sättigungsdampfdruck**.

⇒ **Zusammenhang** zwischen **Temperatur** und **Sättigungsdampfdruck** (steigt mit ansteigender Temperatur) ergibt die **Dampfdruckkurve**.

⇒ Die **Temperatur**, bei der der **Dampfdruck** einer Flüssigkeit den **Atmosphärendruck** erreicht bezeichnet man als den **Siedepunkt der Flüssigkeit**.



Zustandsdiagramm von Wasser

⇒ **Phasengrenze fest / gasförmig**: analoge Verhältnisse; die **Verdampfung** einer **festen Phase** bezeichnet man als **Sublimation**.

⇒ **Gleichgewichtsdampfdruck** als Funktion der **Temperatur** ergibt die **Sublimationskurve**.

⇒ **Phasengrenze fest / flüssig**: **Gleichgewicht** zwischen **fester** und **flüssiger** Phase.

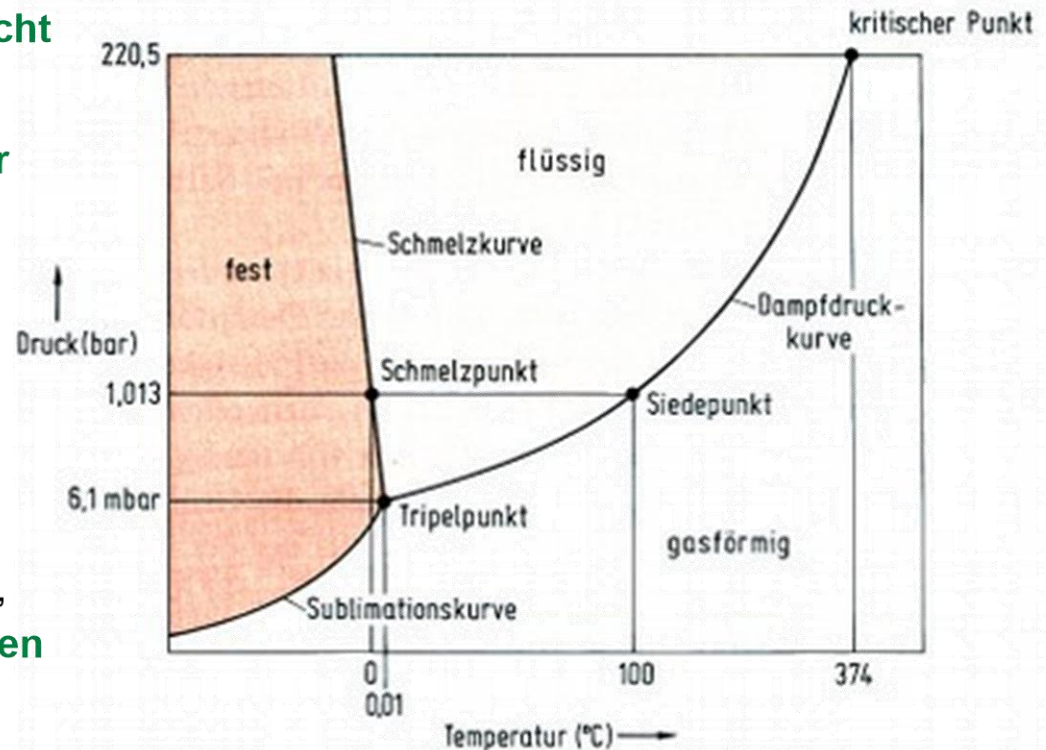
⇒ Die **Gleichgewichtskurve** zwischen **fester** und **flüssiger** Phase bezeichnet man als **Schmelzkurve** (Abhängigkeit des Schmelzpunktes vom Druck).

⇒ Die **Temperatur**, bei der die **feste Phase** bei **Atmosphärendruck schmilzt** bezeichnet man als den **Schmelzpunkt**.

⇒ Der Punkt, in dem sich **Dampfdruckkurve**, **Sublimationskurve** und **Schmelzkurve** treffen bezeichnet man als den **Trippelpunkt**.

⇒ Unter diesen Bedingungen (Druck, Temperatur) sind **alle drei Phasen nebeneinander beständig**.

⇒ Für **Wasser** liegt der **Trippelpunkt** bei **6.1 mbar** und **0.01 °C**.



Zustandsdiagramm von Wasser

Phasengesetz (Gibbs):

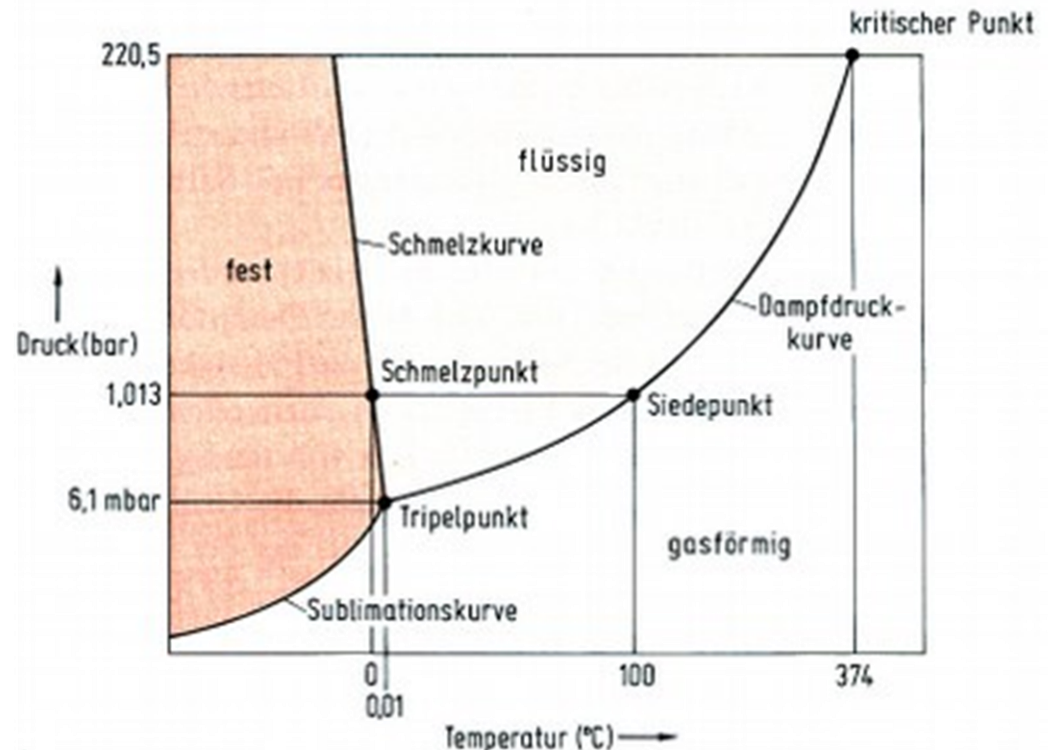
$$\text{Anzahl der Phasen } P + \text{Anzahl der Freiheitsgrade } F = \text{Anzahl der Komponenten } K + 2$$

Beispiel **Wasser**: $K = 1$; $P + F = 3$.

⇒ Innerhalb der **Existenzbereiche** der einzelnen Phasen haben wir **eine Phase** und damit **zwei Freiheitsgrade**: für **eine Temperatur** können **mehrere Drücke** gewählt werden.

⇒ Entlang der **Kurven** haben wir **zwei Phasen** und damit nur **einen Freiheitsgrad**: wählt man die **Temperatur frei** so ist der **Druck festgelegt** und umgekehrt.

⇒ Am **Trippelpunkt** haben wir **drei Phasen** und damit **keine Freiheitsgrade**: **Temperatur** und **Druck** sind **festgelegt**.



Osmose

⇒ **Lösungen** eines Stoffes in H_2O mit **unterschiedlichen Konzentrationen**; getrennt durch eine **halbdurchlässige (semipermeable) Membran**.

⇒ Die Membran ist **nur für H_2O Moleküle** passierbar.

⇒ Zu Beginn **Wasserspiegel** auf **beide Seiten gleich**.

⇒ Aufgrund des **Konzentrationsgradienten** werden **mehr Wassermoleküle** von der **verdünnteren** in die **konzentriertere** Lösung strömen als umgekehrt.

⇒ Dadurch wird der **Wasserspiegel** in der **konzentrierteren** Lösung **ansteigen** und es wird sich ein **hydrostatischer** Druck aufbauen.

⇒ Der Wasserspiegel wird **solange ansteigen**, bis der erzeugte **hydrostatische Druck gleich viele** Wassermoleküle zurückdrängt, wie in die Lösung einströmen (**Gleichgewicht erreicht**).

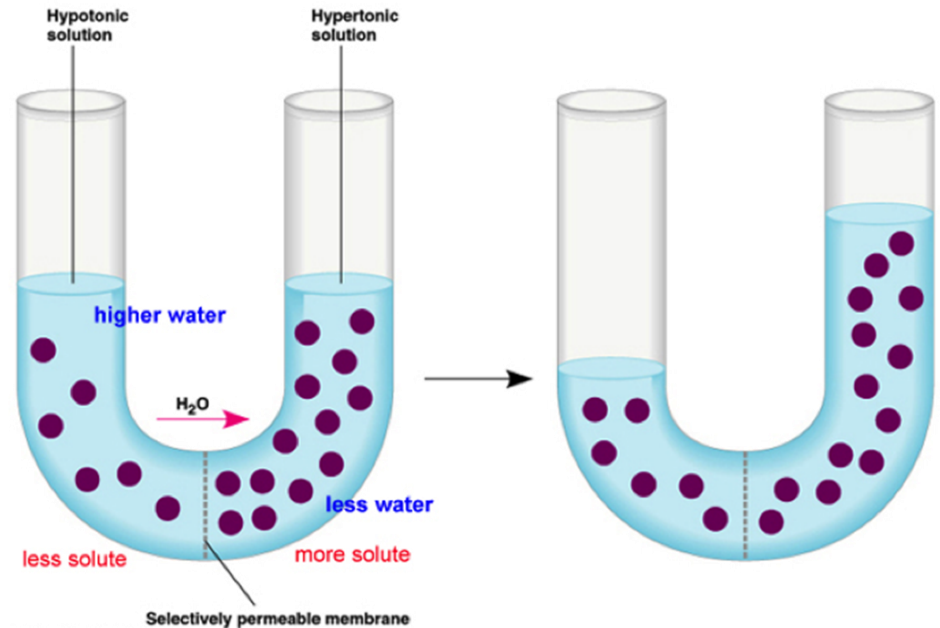
⇒ Dieser hydrostatische Druck (nach Erreichen des Gleichgewichtes) wird als **osmotischer Druck** bezeichnet.

⇒ Die **Wanderung** des Lösemittels durch eine **semipermeable Membran** in die **konzentriertere** Lösung (aufgrund des Konzentrationsgradienten) wird als **Osmose** bezeichnet.

Van't Hoff: **osmotischer Druck** und **molare Konzentration** stehen in Beziehung miteinander:

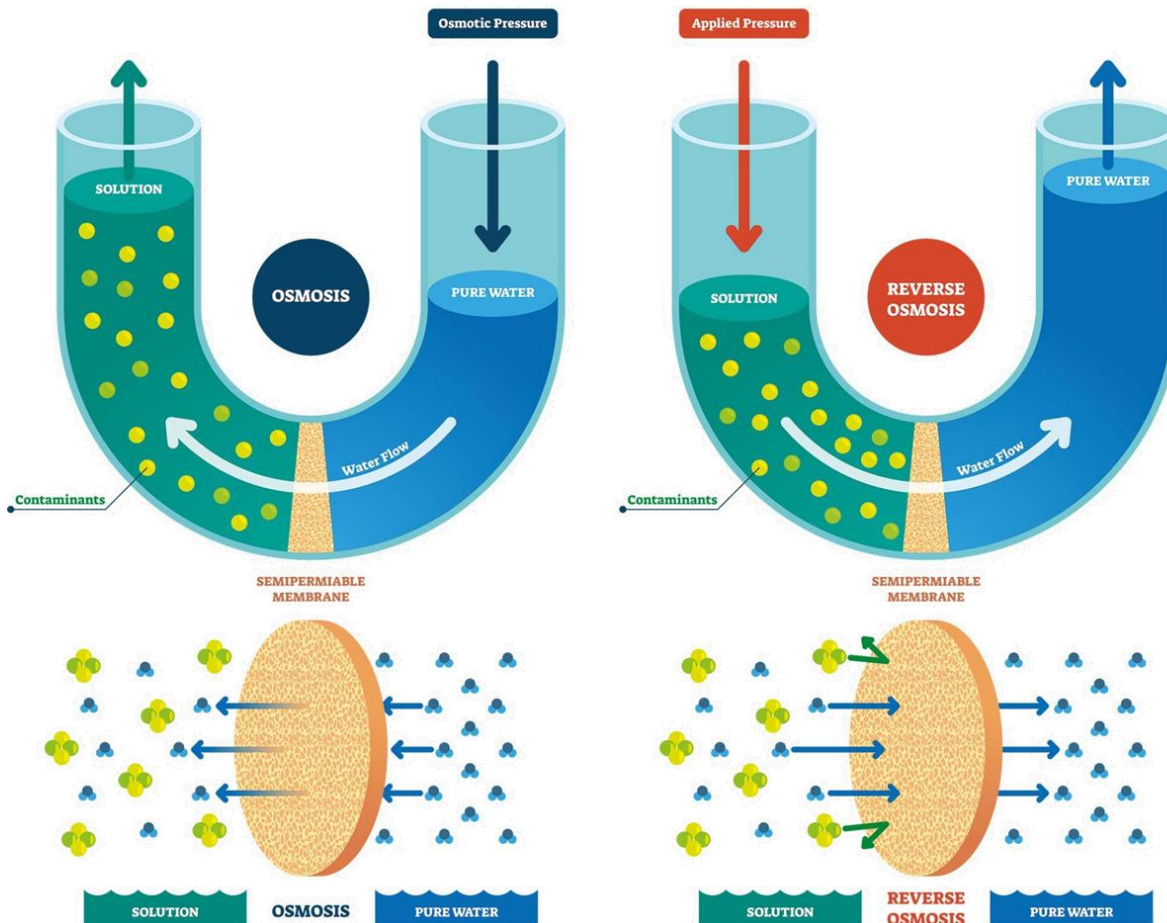
$$\Pi = RT \times \text{molare Konzentration}$$

⇒ Aus der **Bestimmung des osmotischen Drucks** kann die **molare Konzentration** berechnet werden und daraus bei **bekannter Einwaage** die **Molmasse des gelösten Stoffes**.



Umkehrosmose

⇒ **Umkehrosmose (reverse osmosis)** ist ein **physikalisch-chemischer Trennprozess**, bei dem durch Anlegen eines **äußeren Drucks**, der **größer** ist als der **osmotische Druck**, ein **Lösungsmittel selektiv** durch eine **semipermeable Membran** von einer **höher konzentrierten** Lösung in eine **niedriger konzentrierte** oder **reine Phase** überführt wird, während die meisten **gelösten Stoffe zurückgehalten** werden.



Siedepunktserhöhung (Ebullioskopie)

⇒ An der **Phasengrenze flüssig / gasförmig** führt die Anwesenheit von **nicht-flüchtigen** Molekülen eines **gelösten Stoffes** dazu, dass im **zeitlichen Durchschnitt weniger** Lösemittelmoleküle die **flüssige Phase verlassen**.

⇒ Dadurch ist der **Dampfdruck des Lösemittels** in einer **Lösung niedriger** als der des **reinen** Lösemittels und das **Lösemittel siedet** entsprechend bei einer **höheren Temperatur**.

⇒ Diese **Temperaturdifferenz ΔT_S** bezeichnet man als **Siedepunktserhöhung**; sie ist **proportional** der **Anzahl der Mole n** des gelösten Stoffes:

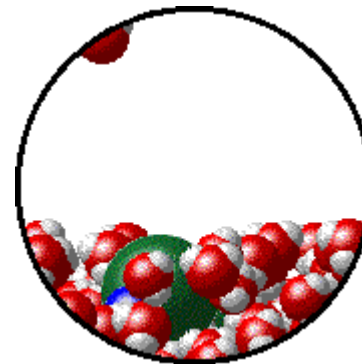
$$\Delta T_S \sim k_S \times n$$

⇒ Die **Proportionalitätskonstante k_S** (**ebullioskopische Konstante**) gibt an **um wieviel** der **Siedepunkt** des Lösemittels **erhöht wird**, wenn **1 Mol** des **gelösten Stoffes** vorhanden ist.

⇒ Die Konstante ist **Lösemittel spezifisch**. Bei **bekannter Einwaage** und **gemessenem ΔT_S** kann daraus die **Molzahl** und damit die **Molmasse berechnet** werden ⇒ **Ebullioskopie**.



Reines H₂O



H₂O Lösung von NaCl

Gefrierpunktserniedrigung (Kryoskopie)

⇒ An der **Phasengrenze fest / flüssig** bewirken die **Moleküle** eines **gelösten Stoffes**, dass im **zeitlichen Mittel** mehr **Lösemittelmoleküle** den **Festkörper verlassen** als Moleküle **aus** der **Lösung** an der **Oberfläche des Festkörpers** haften bleiben.

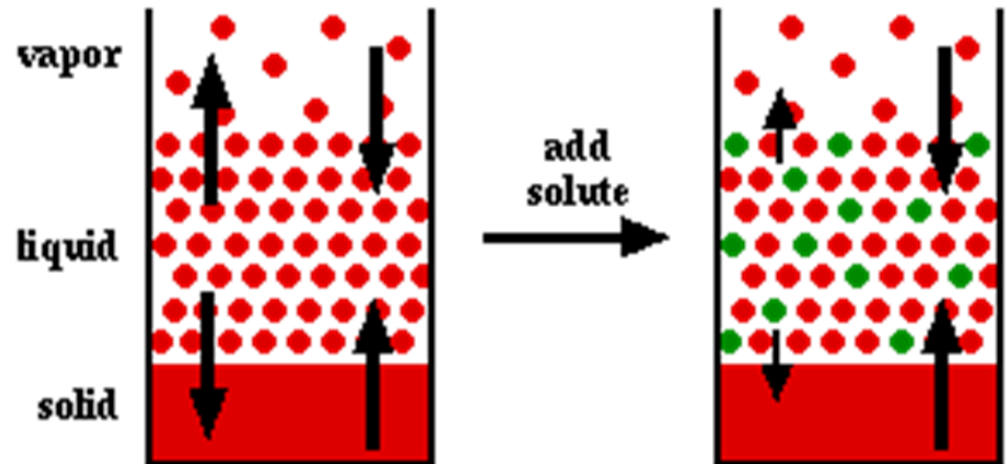
⇒ Dies führt dazu, dass bei **Zugabe eines Stoffes** sich vorhandene **Kristalle** des **Lösemittels auflösen** und dass eine **niedrigere Temperatur** für das **Kristallisieren** des Lösemittels **erforderlich** ist.

⇒ Es kommt also zu einer **Gefrierpunktserniedrigung**.

$$\Delta T_F \sim k_F \times n$$

⇒ Die **Proportionalitätskonstante k_F** (**kryoskopische Konstante**) gibt die **Gefrierpunktserniedrigung** des Lösemittels an bewirkt durch **1 Mol** des **gelösten Stoffes**.

⇒ Bei **bekanntem ΔT_F** und **bekannter Einwaage** kann daraus **n** und damit die **Molmasse** berechnet werden ⇒ **Kryoskopie**.



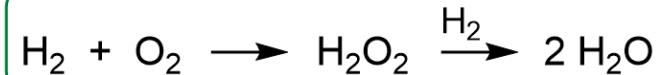
Wasserstoffperoxid

H₂O₂ – eine metastabile Verbindung

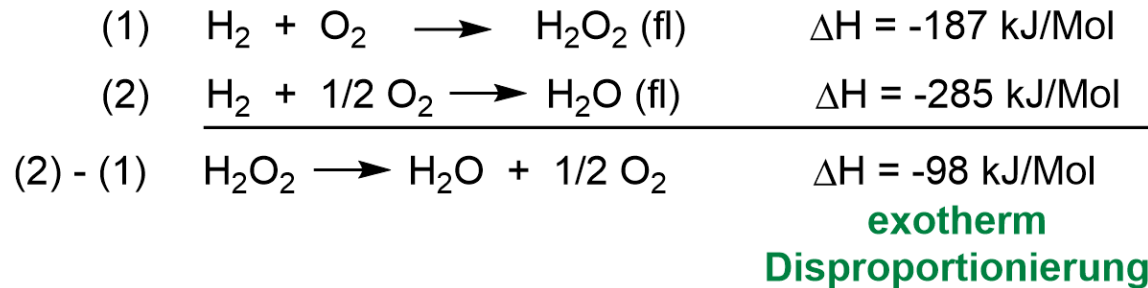


⇒ **Ox.-Stufe** vom Sauerstoff in H₂O₂ **zwischen** der in H₂O und O₂.

⇒ Formal kann H₂O₂ als **Zwischenprodukt** der **Reduktion** von O₂ mit H₂ betrachtet werden:



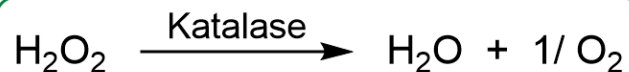
⇒ Die Bildung von H₂O₂ aus den Elementen ist noch **exotherm**, aber H₂O ist **wesentlich stabiler** als H₂O₂:



⇒ Der **Zerfall von H₂O₂** in H₂O und O₂ ist **stark exotherm**; H₂O₂ ist eine **endotherme, metastabile** Verbindung in bezug auf H₂O und O₂.

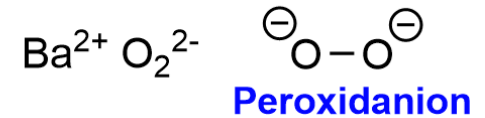
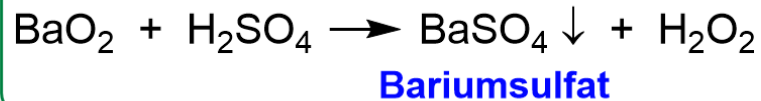
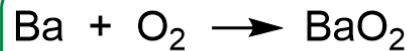
⇒ H₂O₂ wird bei **Oxidationsvorgängen bei tiefen Temperaturen** gebildet; tritt auch in der Natur auf, z. B. bei **Oxidationsvorgängen in Organismen**.

⇒ Der Körper **schützt sich** vor zu hohen Konzentrationen von H₂O₂ durch das Enzym **Katalase** (Fe^{III} haltig) ⇒ katalysiert die Disproportionierung:



H₂O₂ – Herstellung

⇒ Früher: **über Bariumperoxid BaO₂**:



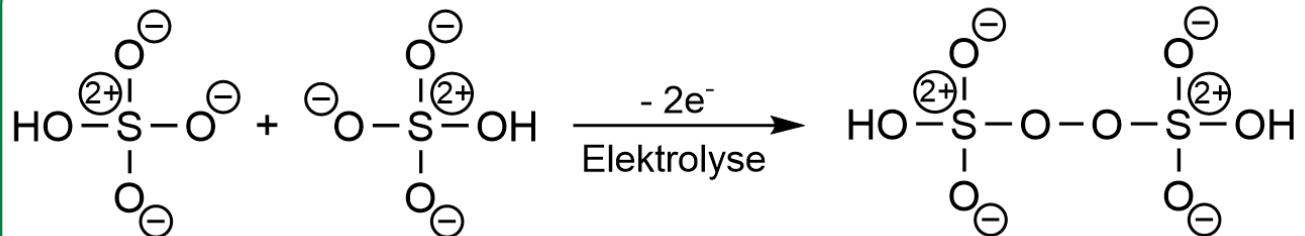
⇒ **Analog zu Barium:** $2 \text{Na} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{Na}_2\text{O}_2$ (Natriumperoxid), **O₂²⁻**

aber: $2 \text{Li} + 1/2 \text{O}_2 \longrightarrow \text{Li}_2\text{O}$ (Lithiumoxid), **O²⁻**

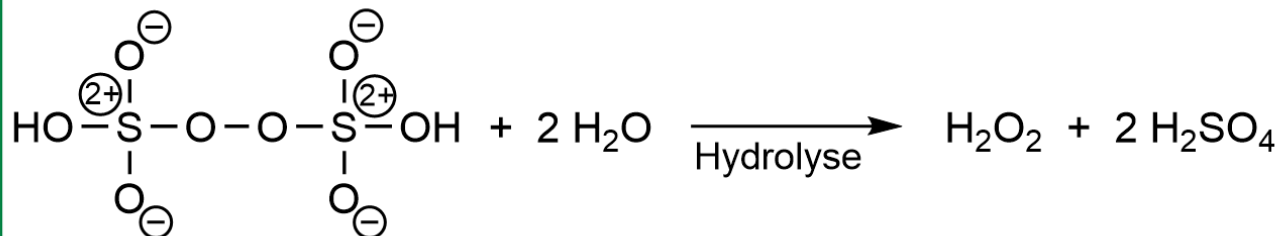
$\text{K} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{KO}_2$ (Kaliumhyperoxid), **O₂⁻**

⇒ Die **Art des Anions** wird durch die **Größe des Kations** bestimmt (Gitterenergie!).

⇒ Bessere Synthese:

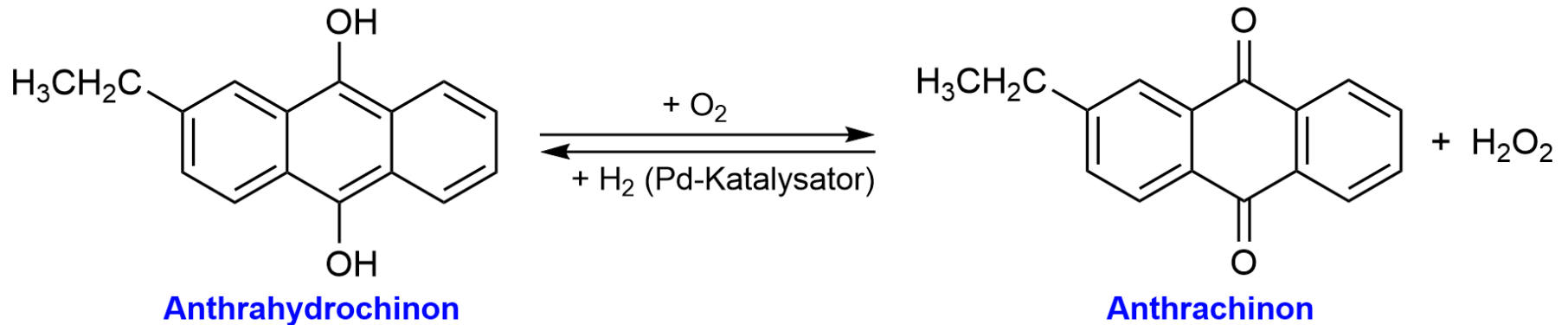


Peroxodischwefelsäure



H_2O_2 – Herstellung

⇒ Durch **Autoxidation von Anthrahydrochinon (Anthrachinon-Verfahren)**:



⇒ Im Prinzip **aus H₂ und O₂**; **preiswertes** Verfahren; H₂O₂ wird durch **Destillation im Vakuum** angereichert.

H_2O_2 – Herstellung



Großtechnische Anlage für die Synthese von H_2O_2 nach dem Anthrachinon-Verfahren

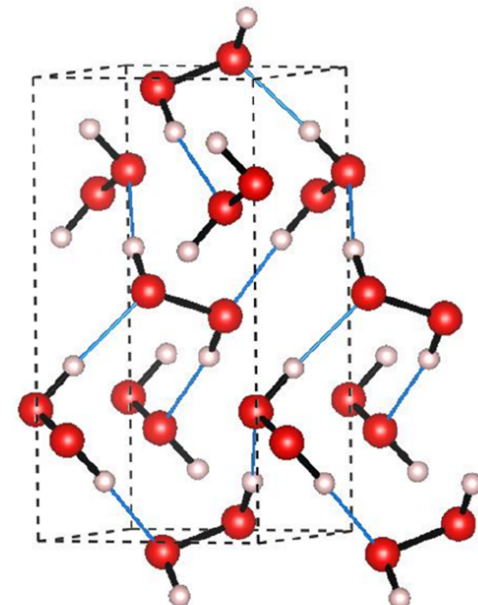
H₂O₂ – physikalische Eigenschaften und Struktur

⇒ **Farblose Flüssigkeit**; Schmp.: **-0.43 °C**; kann im Vakuum **destilliert** werden (**Vorsicht! metastabil!**).

⇒ Im Handel: **3 % H₂O-Lösung**, **30 % H₂O-Lösung** (**Perhydrol**).

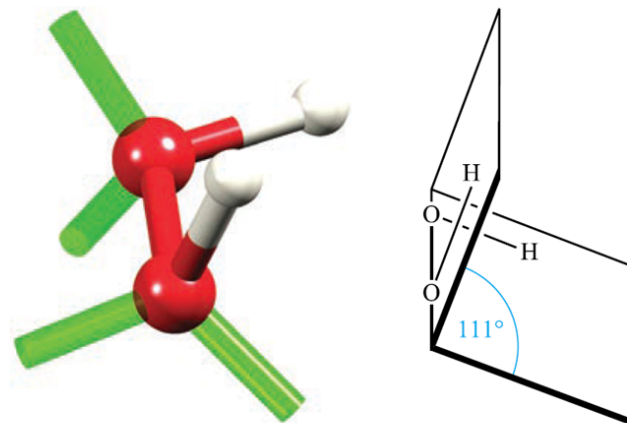
⇒ Bildet gerne **H-Brückenbindungen** (wie H₂O).

⇒ **Umweltfreundliches Oxidationsmittel**; wird z. B. anstelle von Cl₂ als **Bleichmittel** verwendet.



Property

Physical appearance at 298 K	Colourless (very pale blue) liquid
Melting point / K	272.6
Boiling point / K	425 (decomposes)
$\Delta_f H^\circ(298 \text{ K}) / \text{kJ mol}^{-1}$	-187.8
$\Delta_f G^\circ(298 \text{ K}) / \text{kJ mol}^{-1}$	-120.4
Dipole moment / debye	1.57
O—O bond distance (gas phase) / pm	147.5
$\angle \text{O—O—H}$ (gas phase) / deg	95



H₂O₂ – chemische Eigenschaften

Disproportionierung:



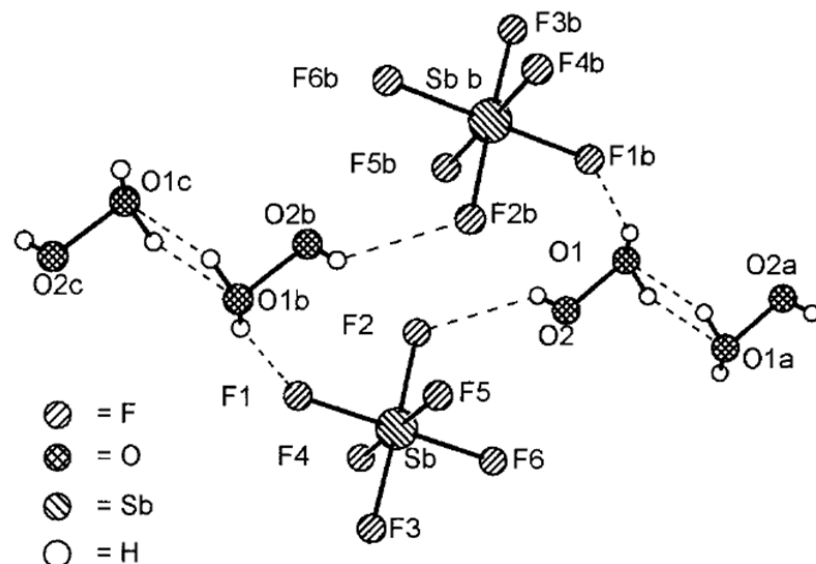
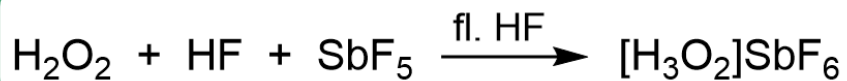
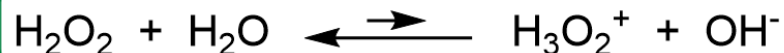
⇒ Wird **katalysiert** durch Spuren von **Alkalimetallionen im Glas** und durch **Schwermetalle** wie **Mangan, Eisen** oder **Platin**.

⇒ **Stabilisierung von H₂O₂**:

- durch **Zusatz von Säuren**, z.B. H₃PO₄, NaH₂PO₄.
- durch **Komplexbildner**, die einen möglichen Katalysator (z. B. Übergangsmetallionen) vergiften.
- durch **Inhibitoren**: Stoffe, die einen Zerfall behindern.

Säure-Base Verhalten:

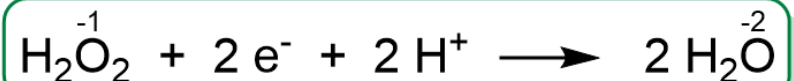
⇒ **Amphoter**: **sehr schwache Säure** (pK_a = 11.6),
etwas stärker als H₂O, **sehr schwache Base**.



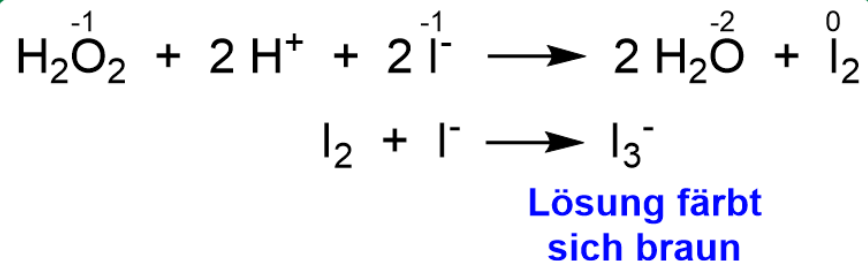
H_2O_2 – chemische Eigenschaften

H_2O_2 ist eine **redoxamphotere Verbindung**: sie kann **sowohl als Oxidationsmittel als auch als Reduktionsmittel** reagieren.

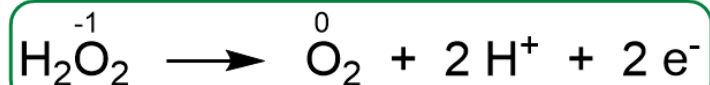
⇒ **Oxidierende Wirkung** - Reduktionsprodukt ist **Wasser**:



- **Entfärbt oxidativ Farbstoffe**, z. B. Indigo
- **Oxidiert Iodid** (I^-) **zu** elementarem **Iod** (I_2):



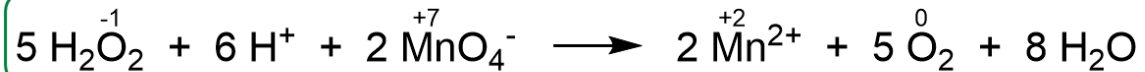
⇒ **Reduzierende Wirkung** - Oxidationsprodukt ist **O_2** :



- Wird von **starken Oxidationsmitteln** oxidiert, z. B. von **MnO_4^- , CrO_4^{2-} , ClO_3^-** .

H₂O₂ – chemische Eigenschaften

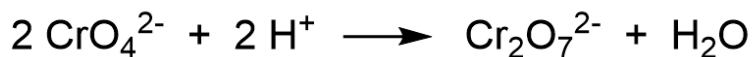
- **Oxidation** von H₂O₂ mit MnO₄⁻ im Sauren:



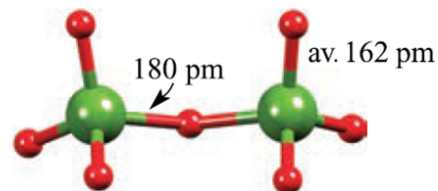
⇒ Findet Anwendung in der **analytischen Chemie** ⇒ Bestimmung des **Gehalts von H₂O₂** mit MnO₄⁻.

Übertragung von Peroxogruppen (O₂²⁻):

- Reaktion von H₂O₂ mit CrO₄²⁻ im Sauren:



Dichromat



Kondensationsreaktion



**Chromoxid-
peroxid, blau**

