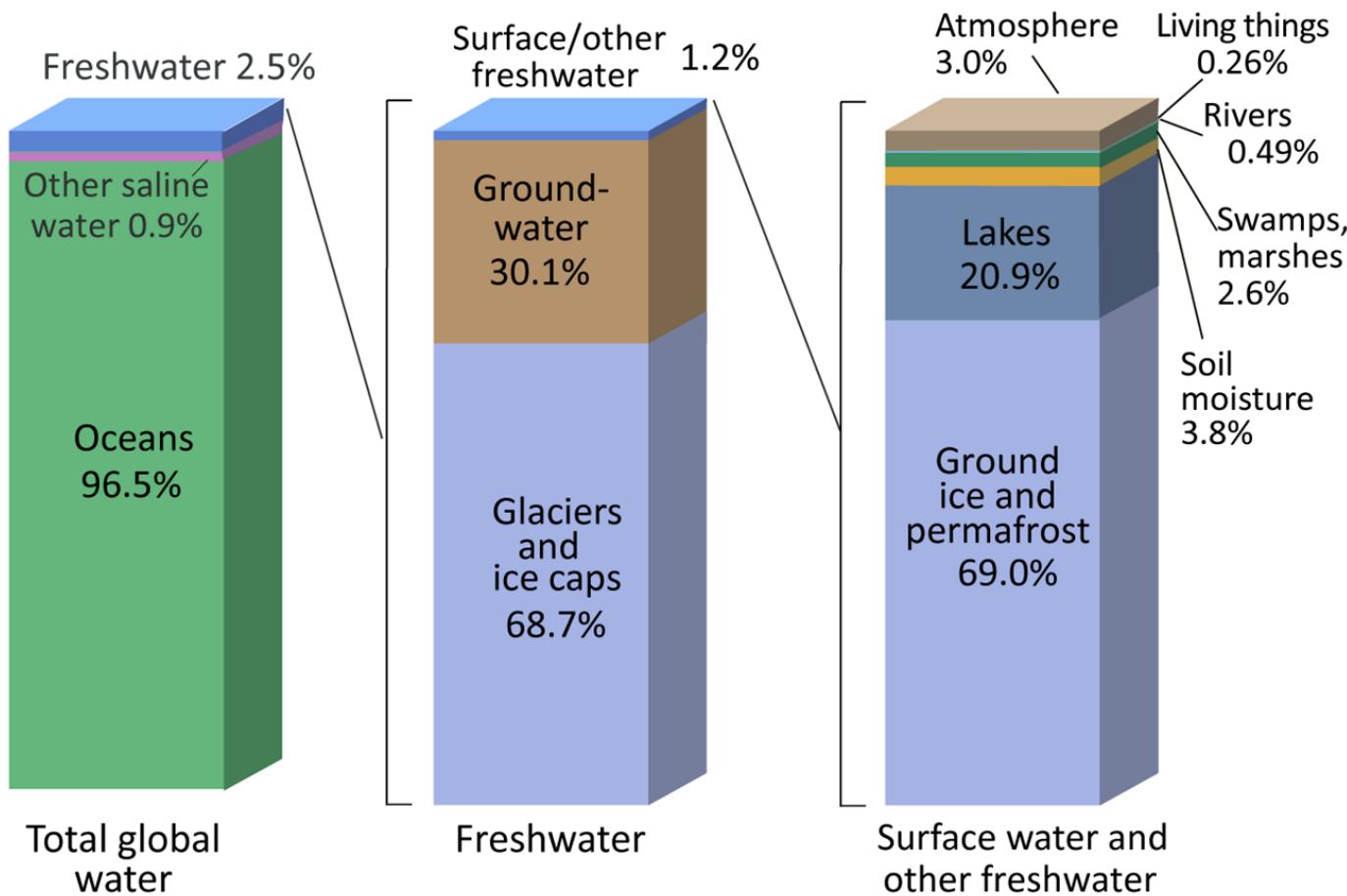


*Wasser
eine ganz besondere
Verbindung*

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

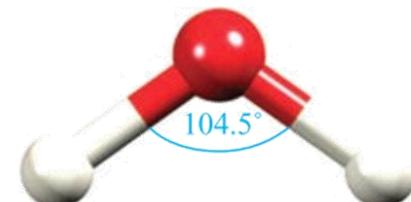
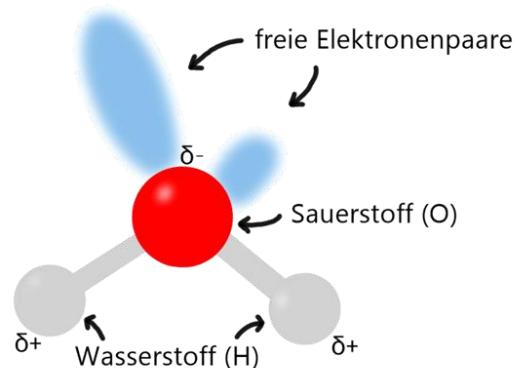
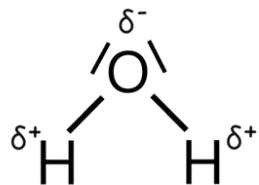
- ⇒ Natürlich vorkommendes Wasser (Fluss- und Quellwasser) ist nie rein; es enthält viele gelöste Salze; z. B. die Ionen Ca^{2+} , Mg^{2+} , Na^+ , SO_4^{2-} , HCO_3^- , Cl^- , und auch Gase, z.B. CO_2 , O_2 .
- ⇒ Wasserhärte: Maß für den Gehalt an in Wasser überwiegend als Hydrogencarbonate (HCO_3^-) oder Sulfate (SO_4^{2-}) gelösten Erdalkalionen Ca^{2+} , Mg^{2+} .
- ⇒ Carbonathärte (temporäre Härte): verursacht durch die HCO_3^- Salze von Ca^{2+} und Mg^{2+} ; durch Abkochen entfernbare.



- ⇒ Sulfathärte (permanente Härte): wird durch Sulfate (und Chloride) von Ca^{2+} und Mg^{2+} verursacht; kann durch Kochen nicht entfernt werden.
- ⇒ Gesamthärte: wird in mmol/L Erdalkalionen 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).

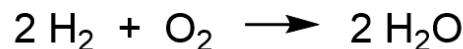
⇒ Die **gewinkelte** Struktur führt zu einem **Dipol**; Dipolmoment beträgt **1.84 D**.

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 Edelmetallgefäß:



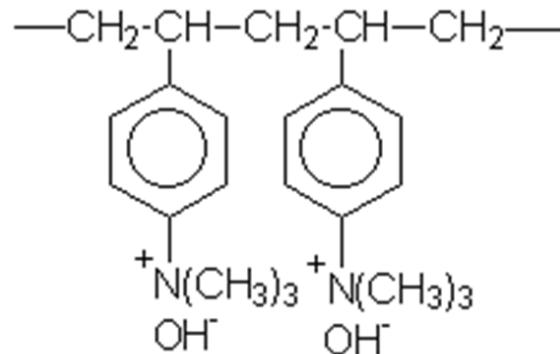
⇒ Thermische Zersetzung von Hydraten:



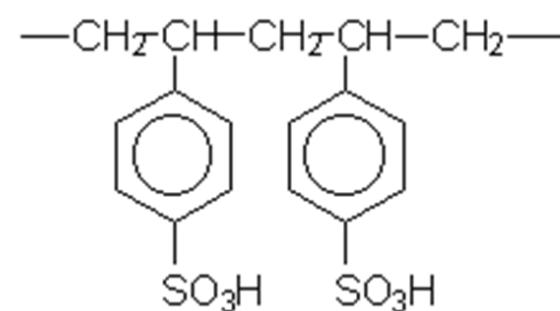
⇒ Destillation von Wasser

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

→ Ionenaustausch

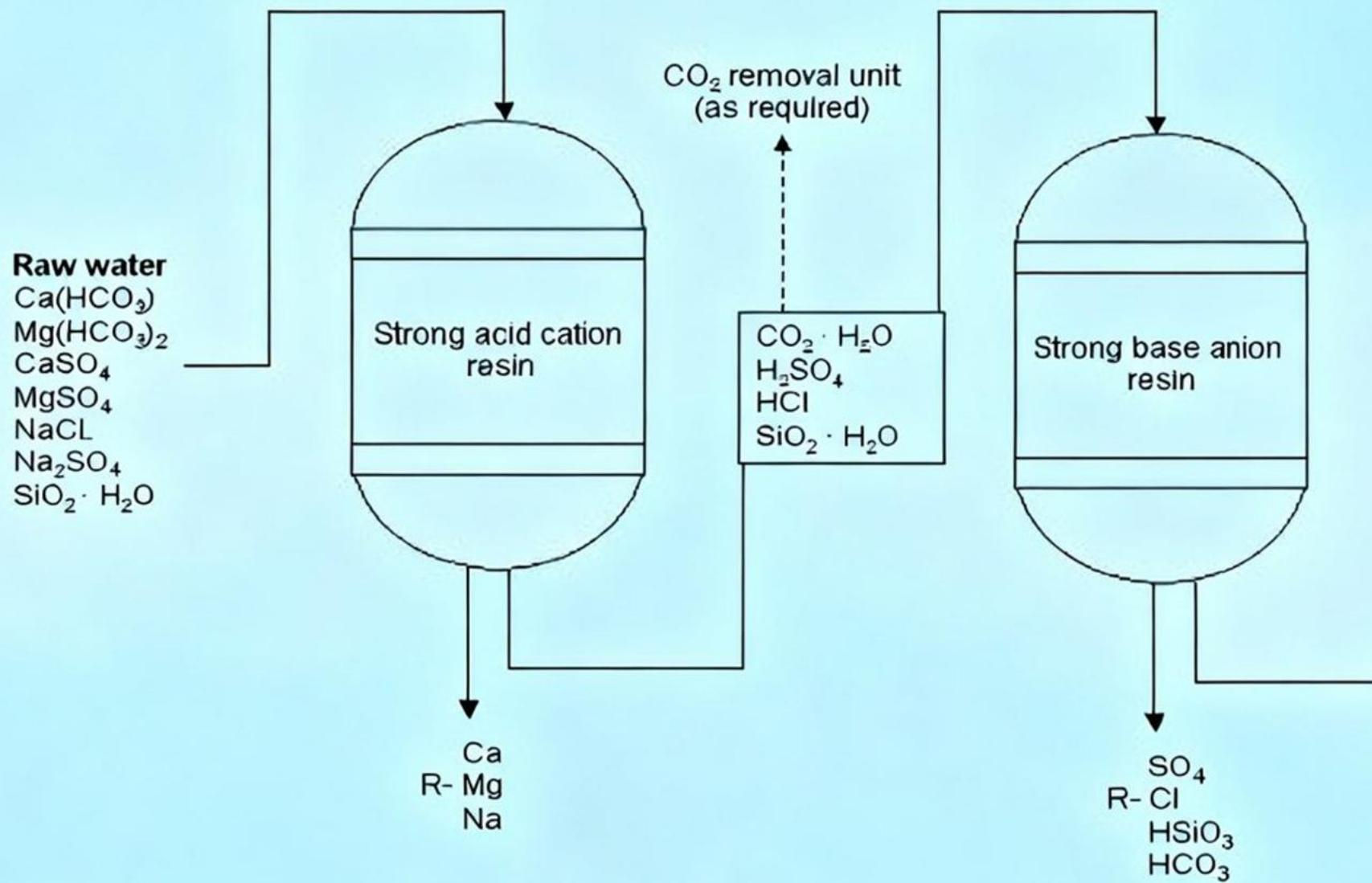


Anionenaustauscher



Kationenaustauscher

Deionisiertes Wasser durch Ionenaustausch



Anlage für deionisiertes Wasser durch Ionenaustausch



Hoher Siedepunkt von Wasser

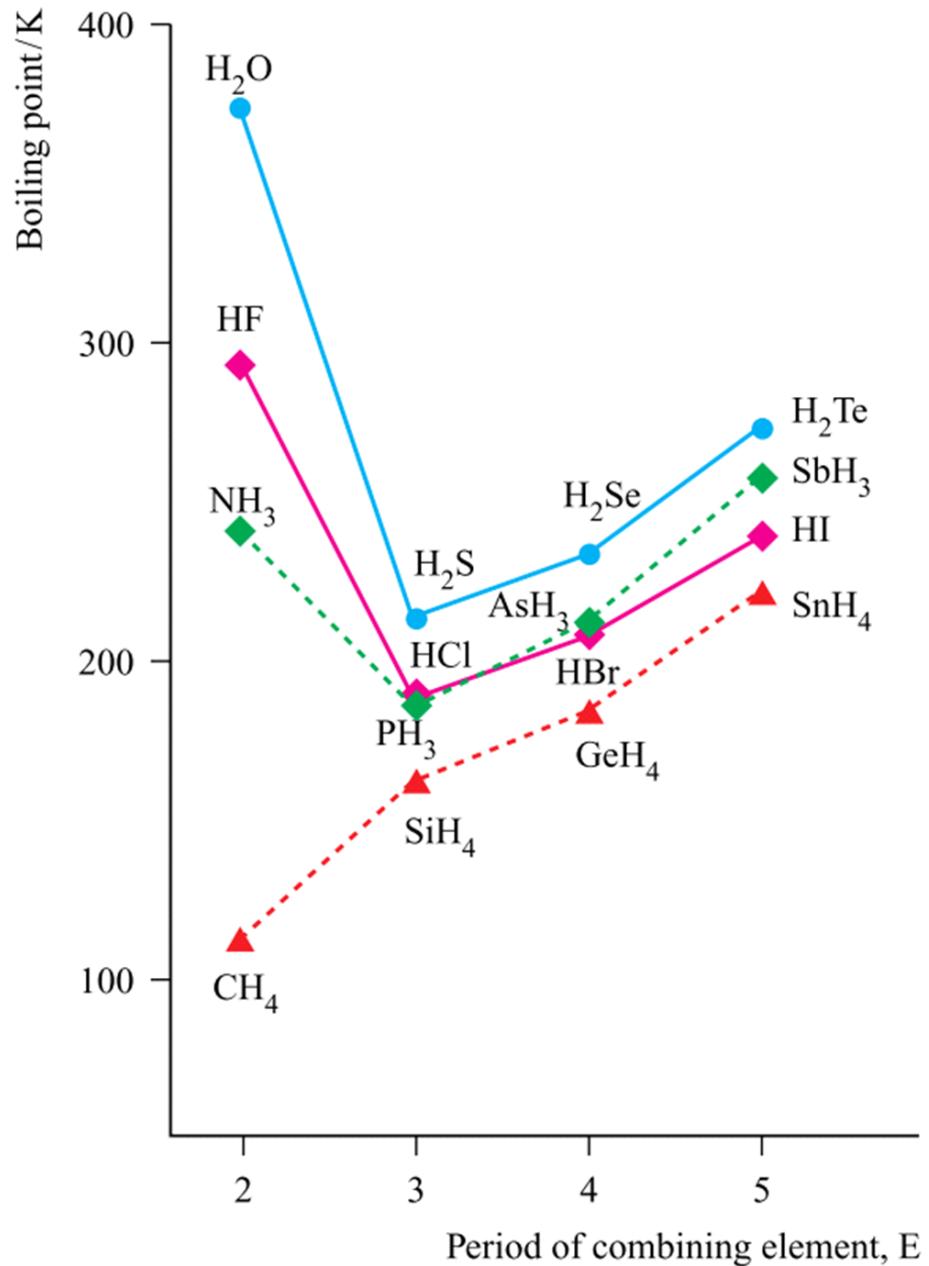
⇒ H_2O ist unter Normalbedingungen eine **Flüssigkeit**.

⇒ 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!

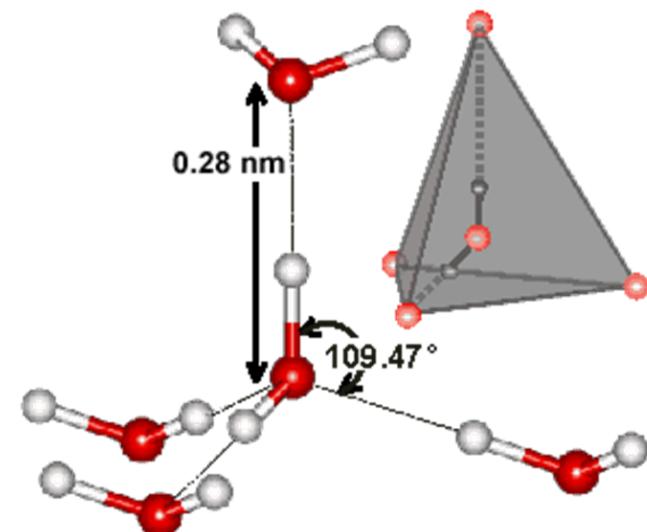
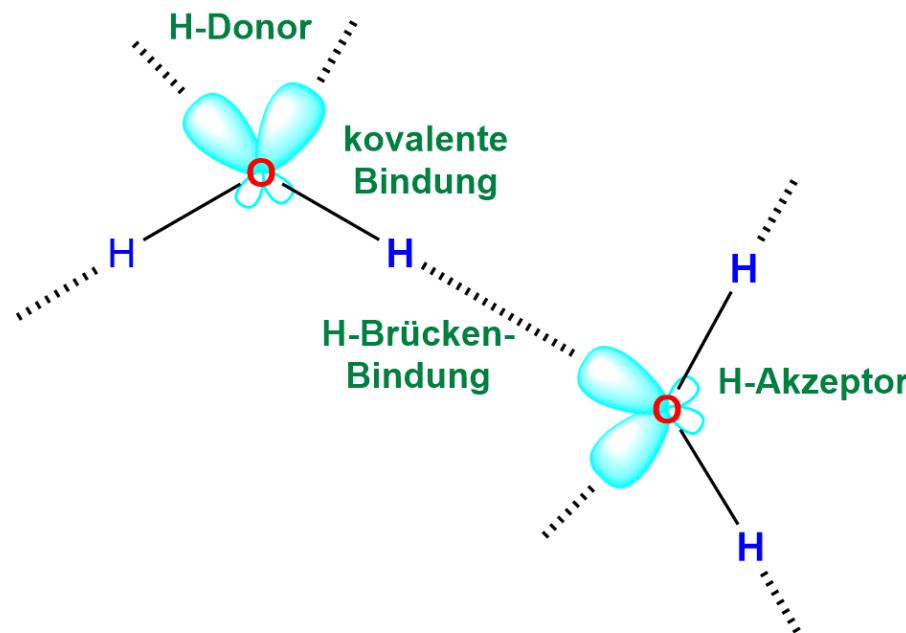
?



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.

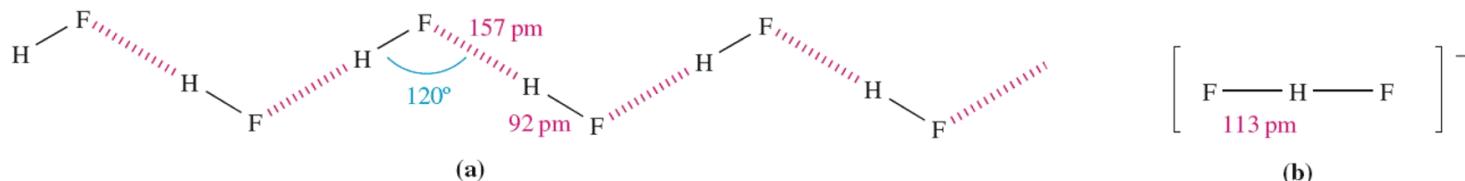
Eine **Wasserstoffbrückenbindung X-H···Y** wird gebildet zwischen einem **H-Atom** gebunden an ein elektronegatives **Atom X (H-Donor)** und einem elektronegativen **Atom Y (H-Akzeptor)**, welches über ein **freies Elektronenpaar** verfügt.



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

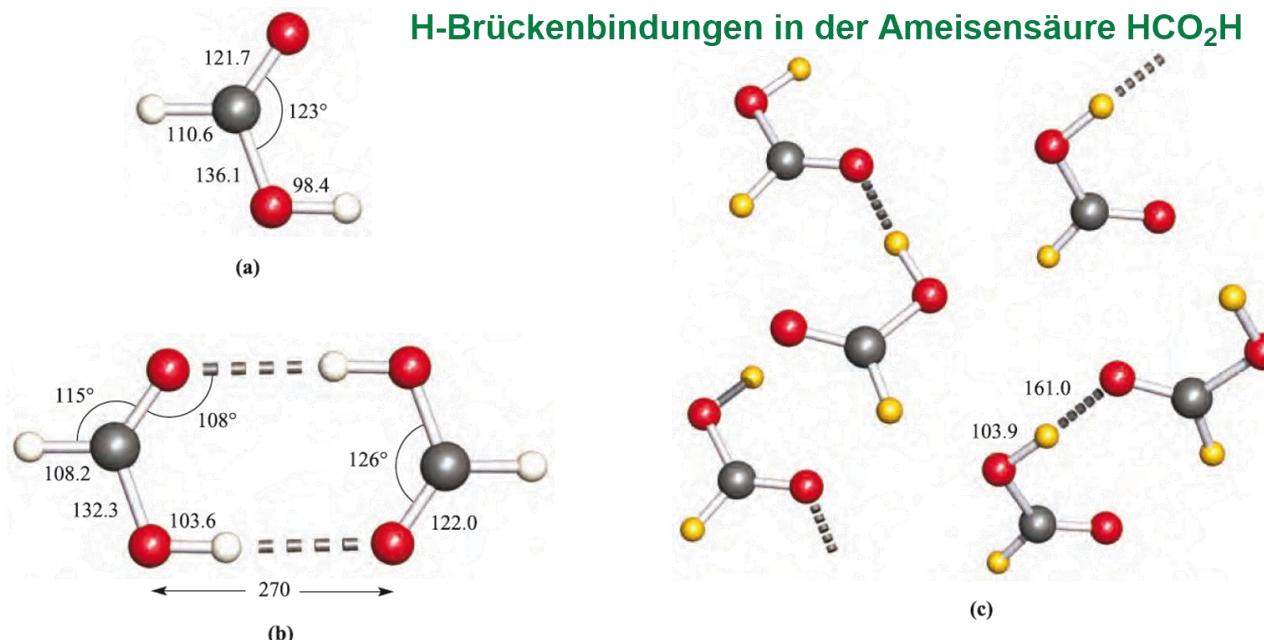
Wasserstoffbrückenbindungen

⇒ Die Wasserstoffbrücken X-H···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 .



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.

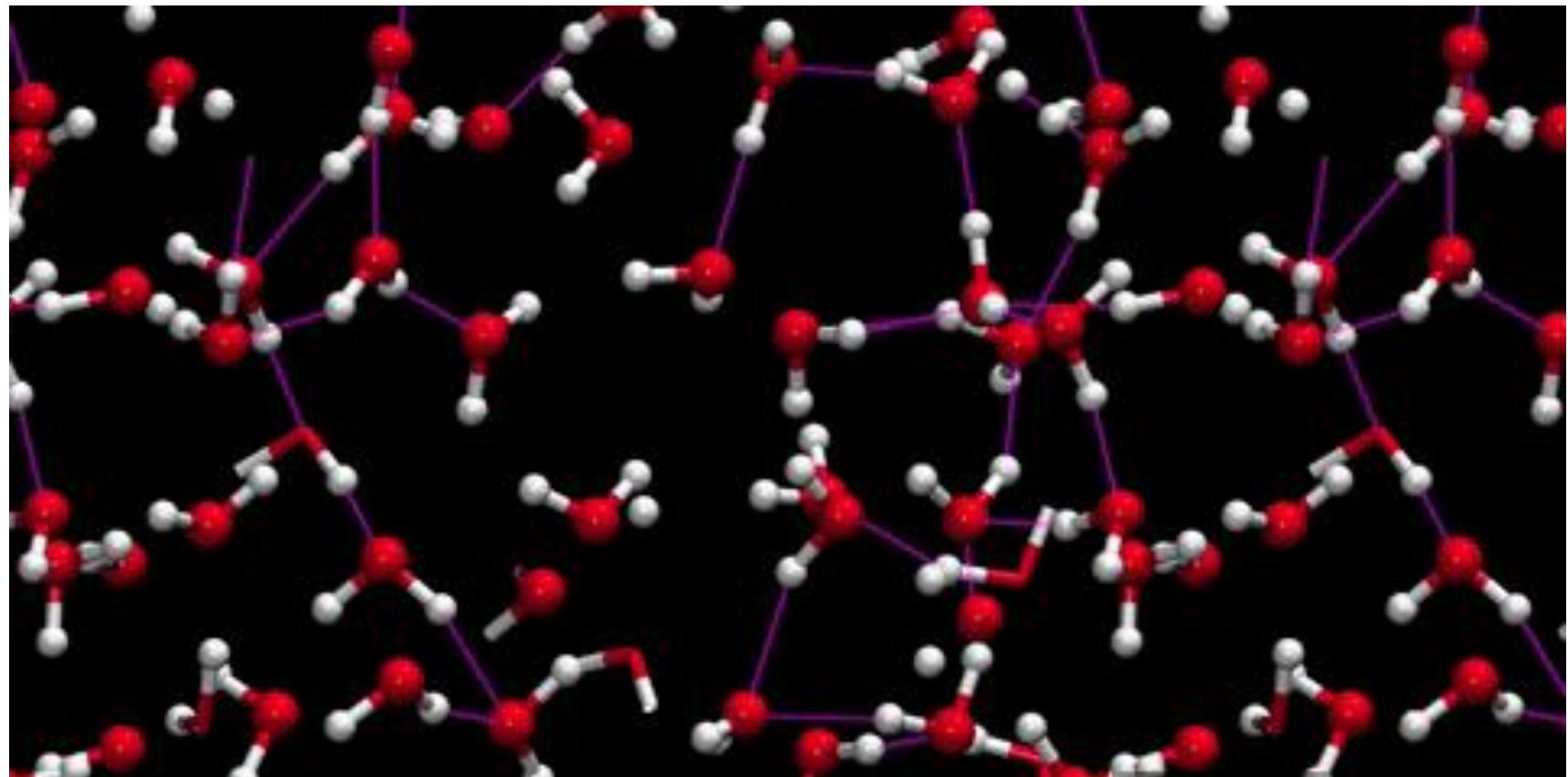
Table 10.4 Typical values for the bond dissociation enthalpy of different types of hydrogen bonds. Values are calculated for gas-phase species.[†]

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 ₂Cl ⁻	56
Asymmetrical	O–H.....O in OH ₂OH ₂	20
Asymmetrical	S–H.....S in SH ₂SH ₂	5
Asymmetrical	C–H.....O in HC≡CH.....OH ₂	9
Asymmetrical	C–H.....O in CH ₄OH ₂	1 to 3

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

Wasserstoffbrückenbindungen

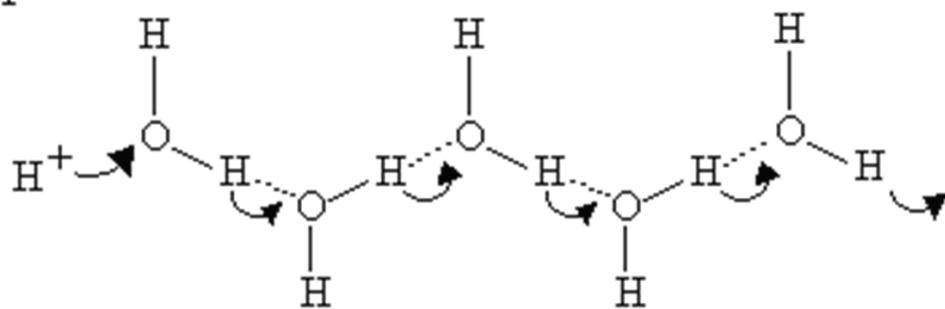
⇒ Die Wasserstoffbrücken sind **dynamisch**; sie werden **ständig gelöst** und **neu gebildet**.



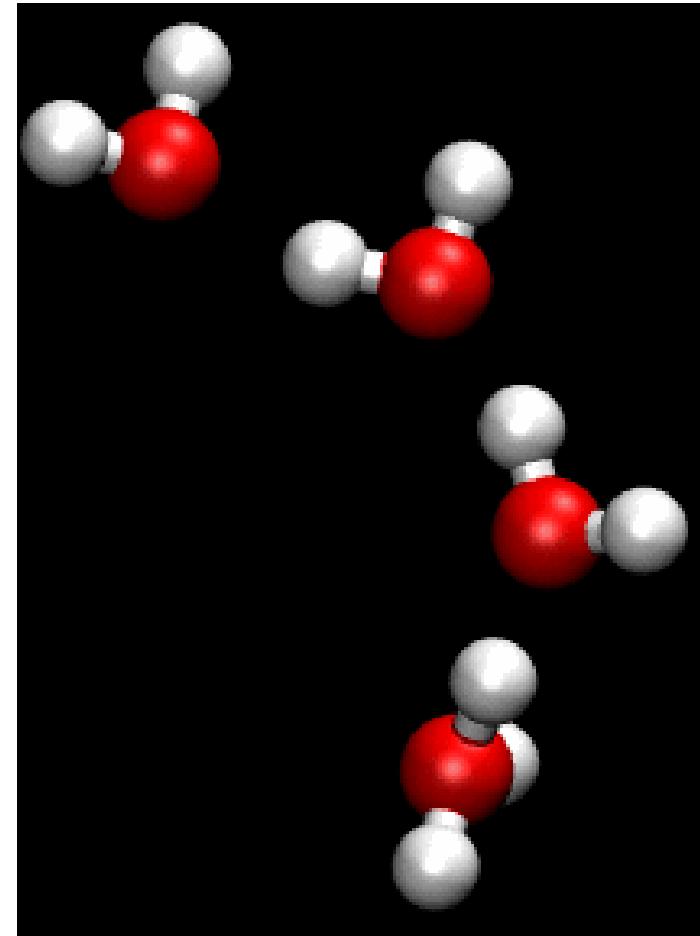
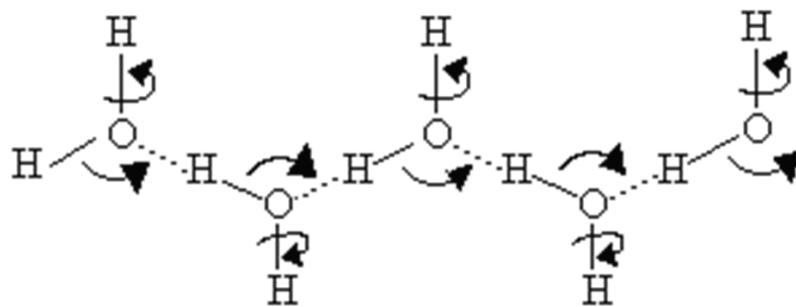
Wasserstoffbrückenbindungen

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

I

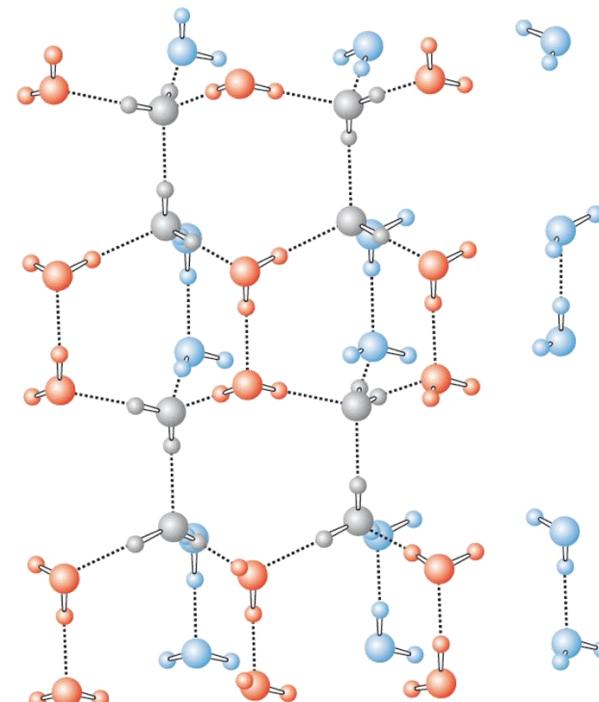
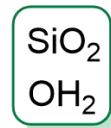


II

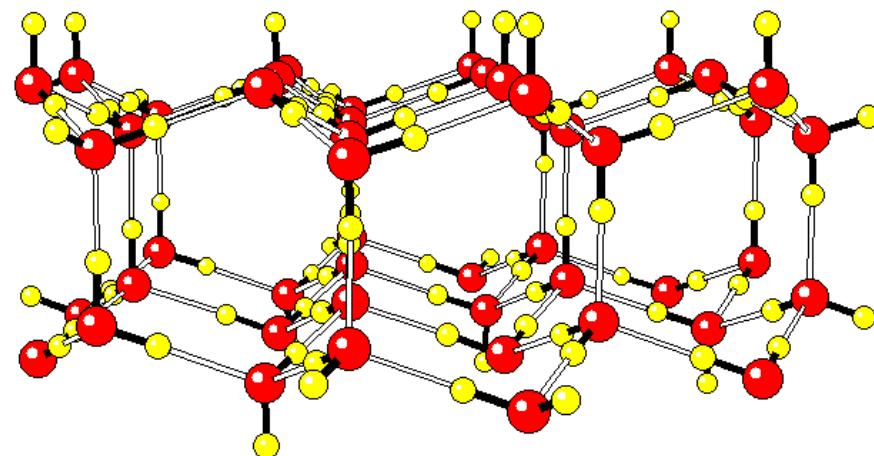
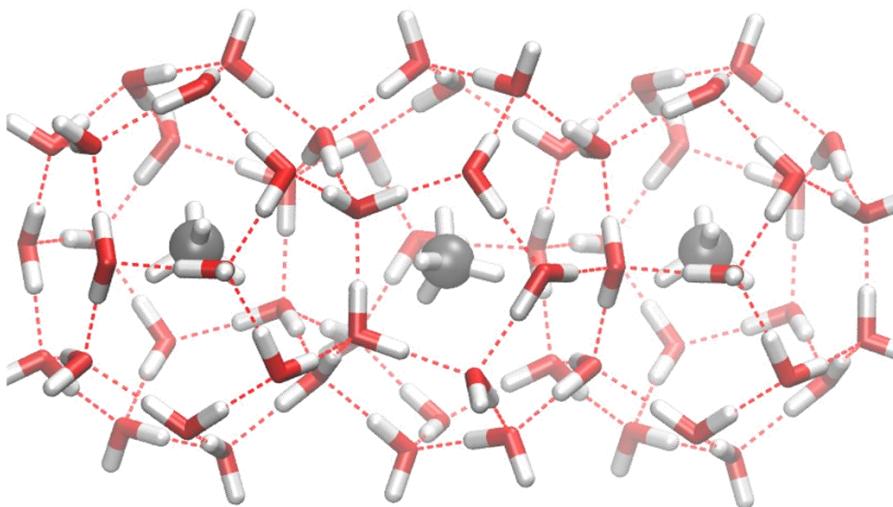


Struktur von Eis

- ⇒ 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.



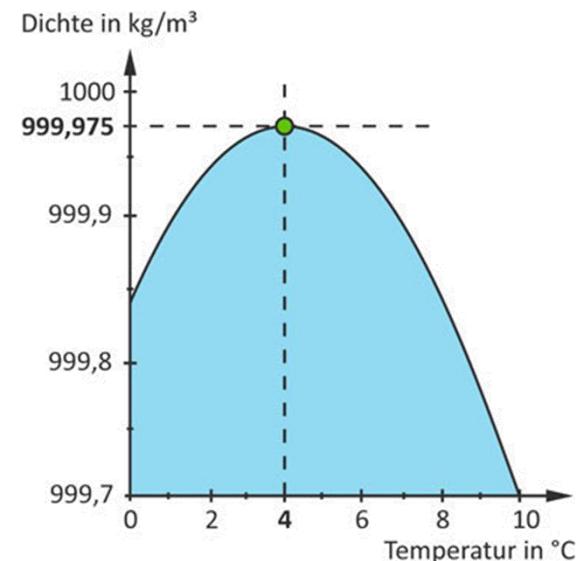
Dichte-anomalie von Wasser

- ⇒ 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**: H_2O flüssig, $d = 0.99985 \text{ g/cm}^3$

Eis, $d = 0.9168 \text{ g/cm}^3$

Bei **4 °C**: H_2O flüssig, $d = 0.999975 \text{ g/cm}^3$



⇒ 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 **Dichte-zunahme des Wassers mit steigender Temperatur** bezeichnet man als die **Dichte-anomalie 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 $T < 4 \text{ °C}$ 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.

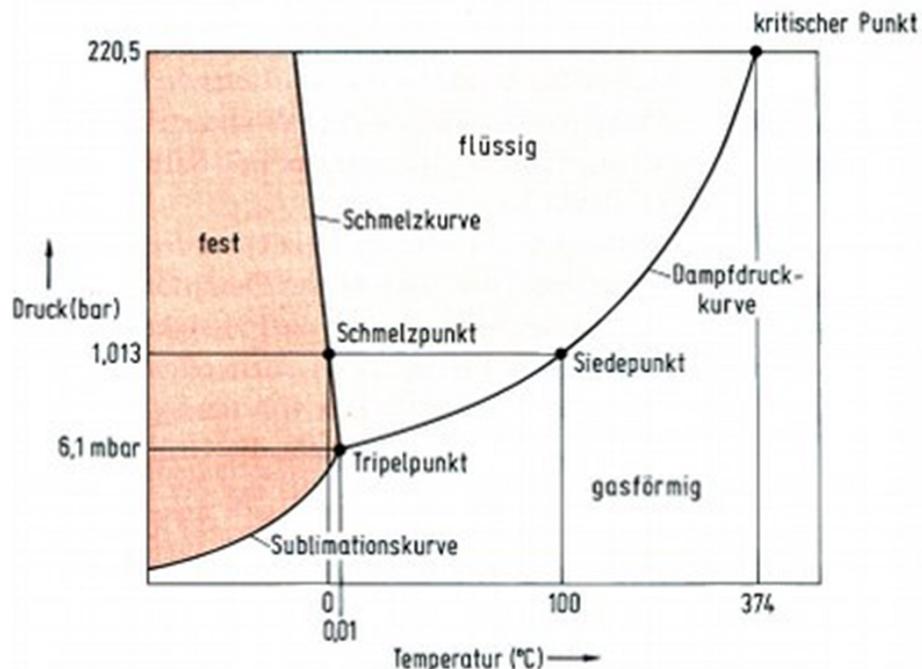
⇒ **Achsen:** Temperatur, Druck

⇒ **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**.

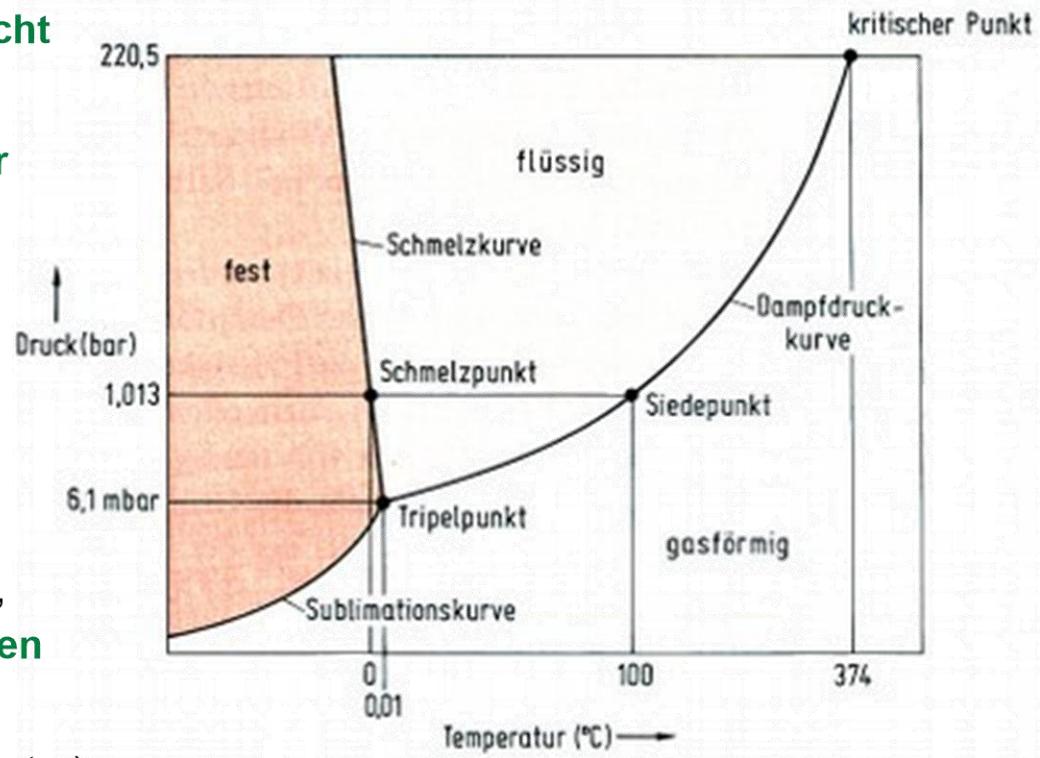
⇒ **Zusammenhang** zwischen **Temperatur** und **Sättigungsdampfdruck** (steigt mit ansteigender Temperatur) ergibt die **Dampfdruckkurve**.

⇒ 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**.



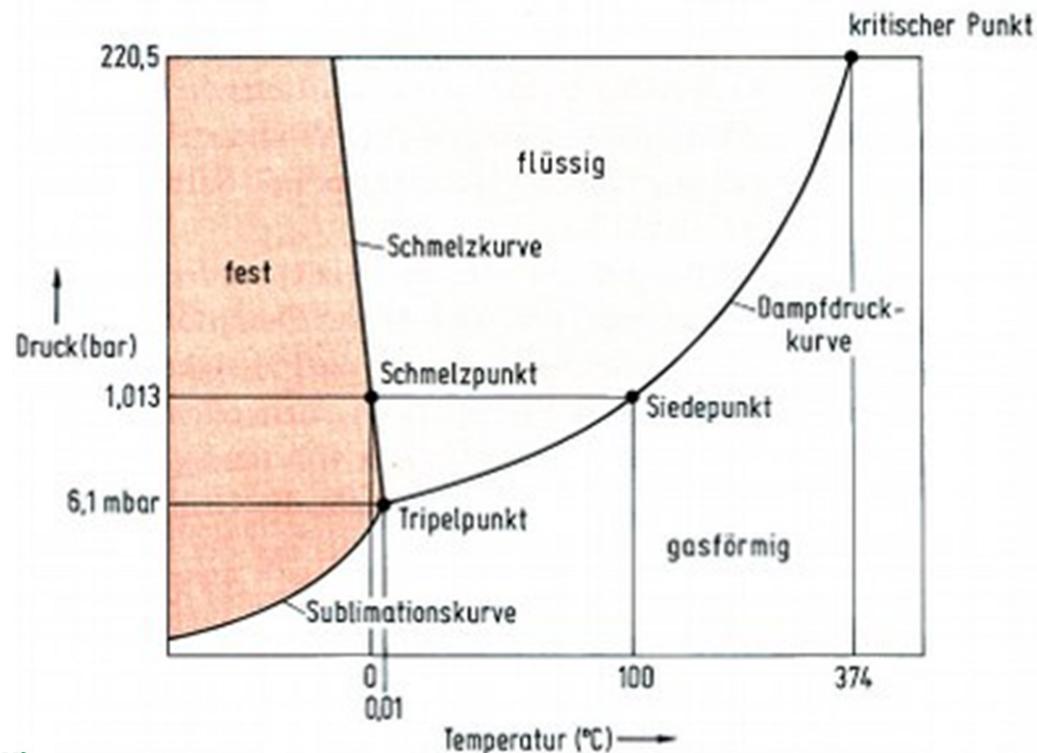
Zustandsdiagramm von Wasser

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 H₂O mit unterschiedlichen Konzentrationen; getrennt durch eine halbdurchlässige (semipermeable) Membran.

⇒ Die Membran ist nur für H₂O Moleküle passierbar.

⇒ Zu Beginn Wasserspiegel auf beide Seiten gleich.

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

⇒ 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).

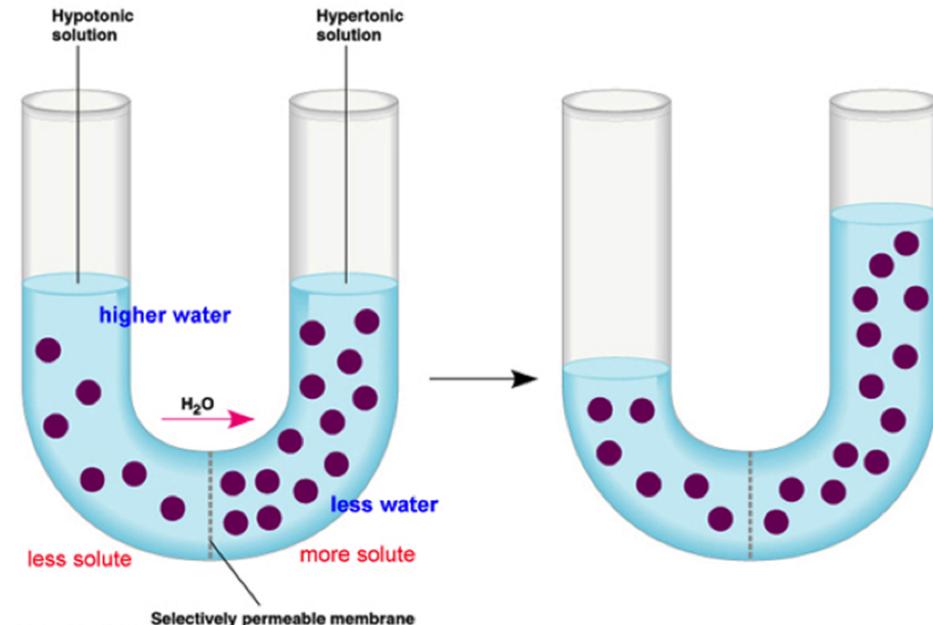
⇒ Dieser hydrostatische Druck (nach Erreichen des Gleichgewichtes) wird als osmotischer Druck bezeichnet.

⇒ 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:

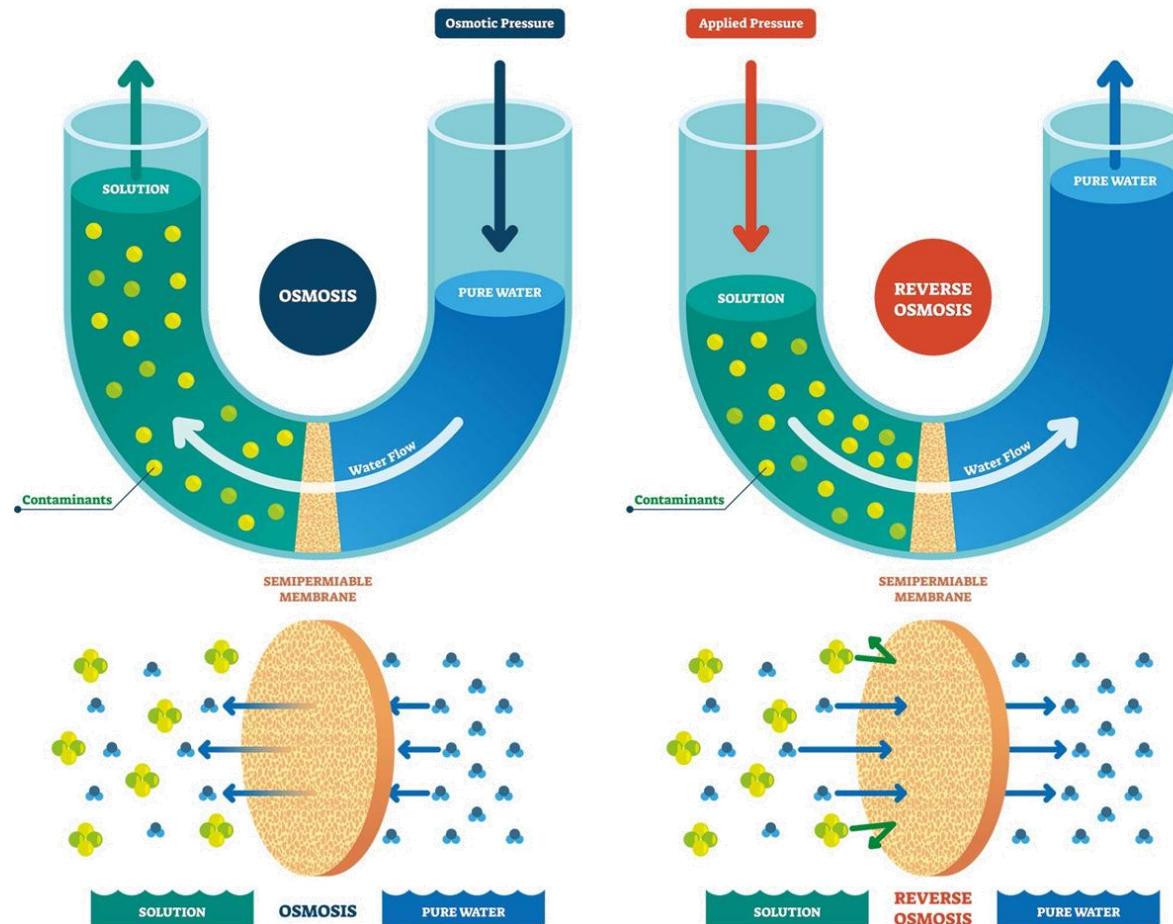
$$\Pi = RT \times \text{molare Konzentration}$$

⇒ 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.

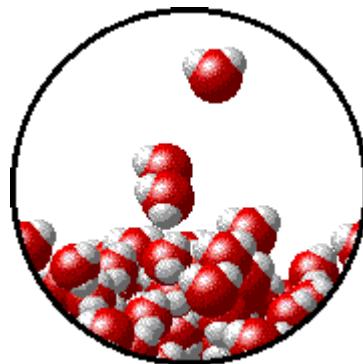


Siedepunktserhöhung (Ebullioskopie)

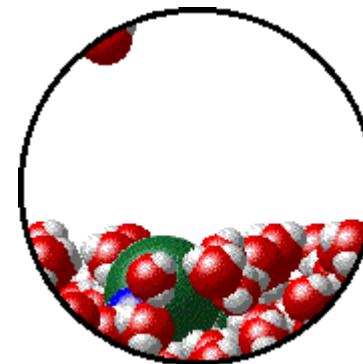
- ⇒ An der **Phasengrenze flüssig / gasförmig** führt die Anwesenheit von **nicht-flüchtigen** Molekülen eines **gelösten Stoffes** dazu, dass im **zeitlichen Durchschnitt weniger** Lösemittelmoleküle die **flüssige Phase verlassen**.
- ⇒ Dadurch ist der **Dampfdruck des Lösemittels** in einer **Lösung 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



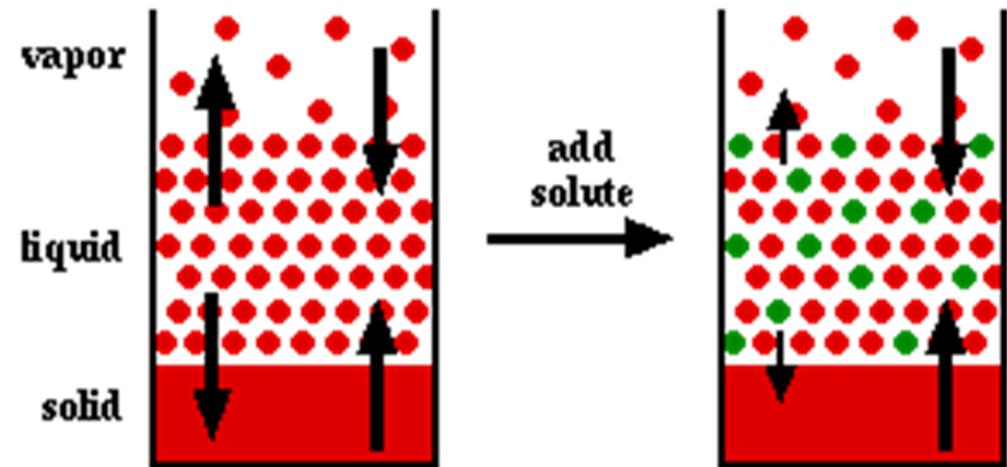
H₂O Lösung von NaCl

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**.

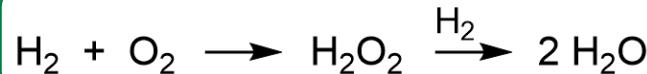
Wasserstoffperoxid

H_2O_2 – eine metastabile Verbindung

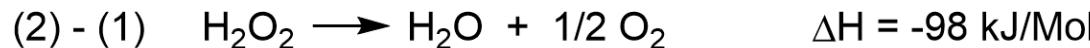
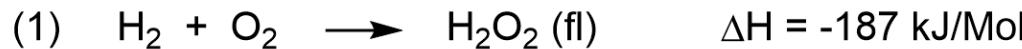


⇒ Ox.-Stufe vom Sauerstoff in H_2O_2 zwischen der in H_2O und O_2 .

⇒ Formal kann H_2O_2 als Zwischenprodukt der Reduktion von O_2 mit H_2 betrachtet werden:



⇒ Die Bildung von H_2O_2 aus den Elementen ist noch exotherm, aber H_2O ist wesentlich stabiler als H_2O_2 :



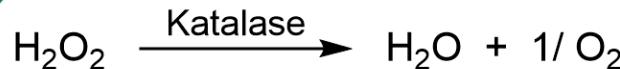
exotherm

Disproportionierung

⇒ Der Zerfall von H_2O_2 in H_2O und O_2 ist stark exotherm; H_2O_2 ist eine endotherme, metastabile Verbindung in bezug auf H_2O und O_2 .

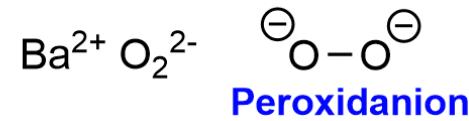
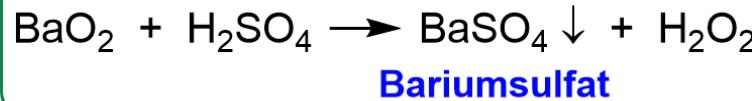
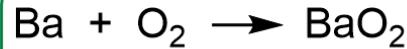
⇒ H_2O_2 wird bei Oxidationsvorgängen bei tiefen Temperaturen gebildet; tritt auch in der Natur auf, z. B. bei Oxidationsvorgängen in Organismen.

⇒ Der Körper schützt sich vor zu hohen Konzentrationen von H_2O_2 durch das Enzym Katalase (Fe^{III} haltig) ⇒ katalysiert die Disproportionierung:



H₂O₂ – Herstellung

⇒ Früher: über Bariumperoxid BaO₂:



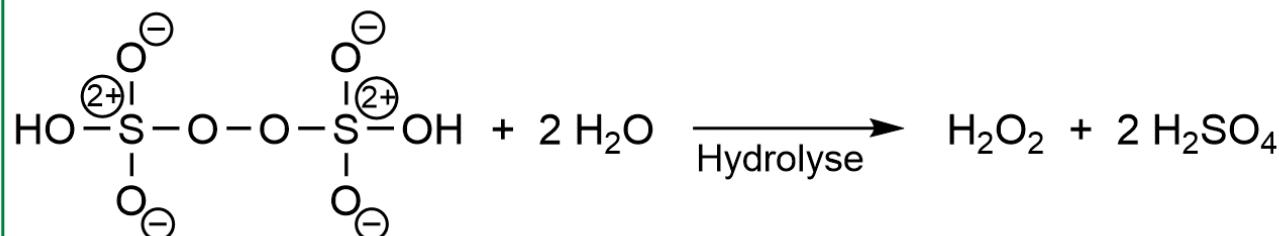
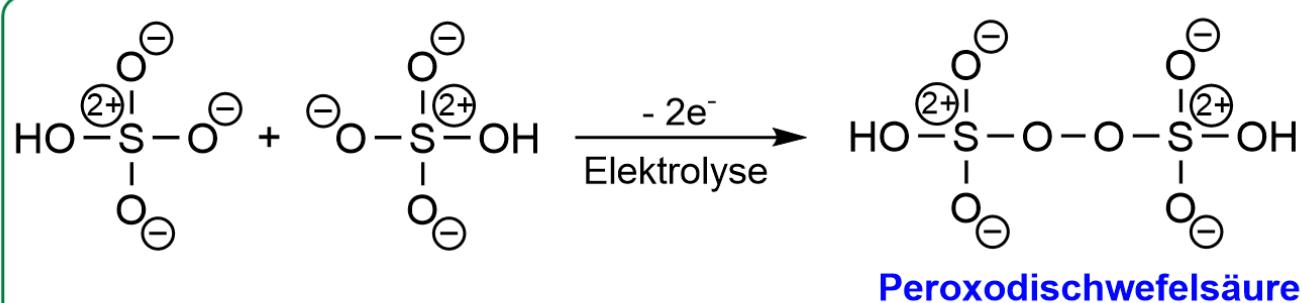
⇒ Analog zu Barium: 2 Na + O₂ → Na₂O₂ (Natriumperoxid), O₂²⁻

aber: 2 Li + 1/2 O₂ → Li₂O (Lithiumoxid), O²⁻

K + O₂ → KO₂ (Kaliumhyperoxid), O₂⁻

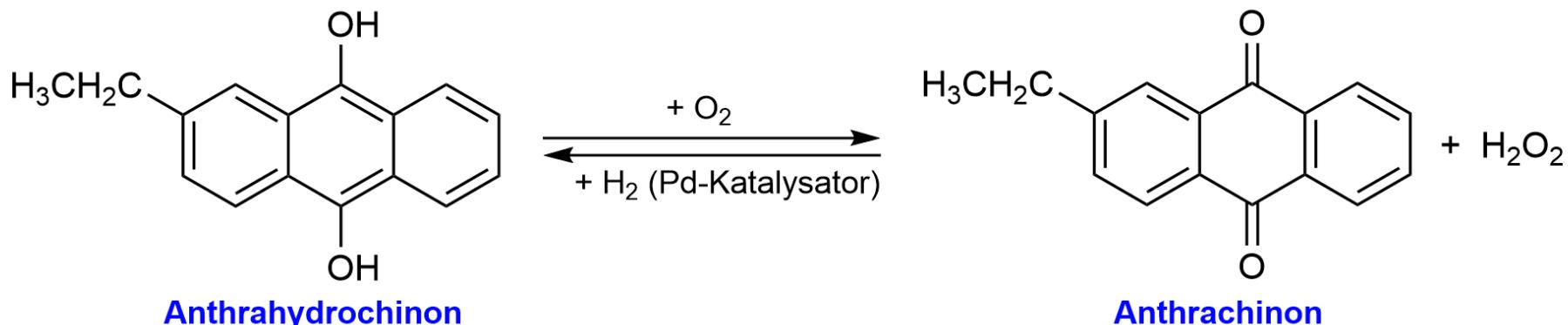
⇒ Die Art des Anions wird durch die Größe des Kations bestimmt (Gitterenergie!).

⇒ Bessere Synthese:



H₂O₂ – Herstellung

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



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

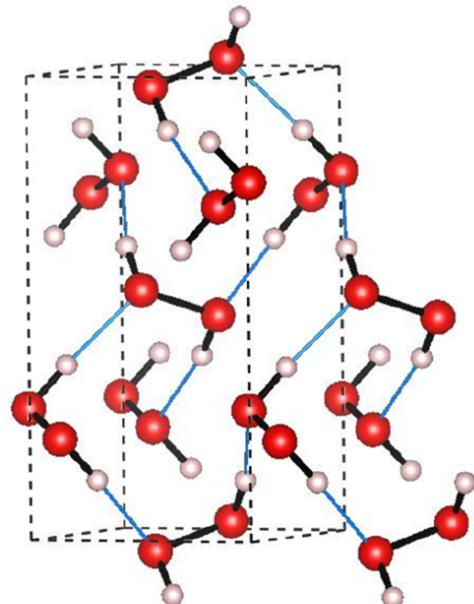
H₂O₂ – Herstellung



Großtechnische Anlage für die Synthese von H₂O₂ nach dem
Anthrachinon-Verfahren

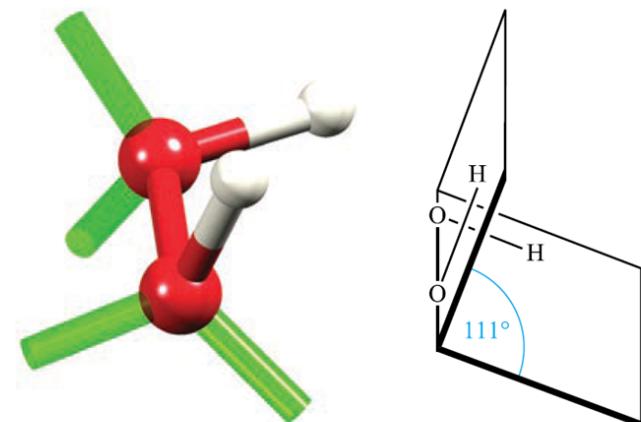
H_2O_2 – physikalische Eigenschaften und Struktur

- ⇒ **Farblose Flüssigkeit**; Schmp.: **-0.43 °C**; kann im Vakuum **destilliert** werden (**Vorsicht! metastabil!**).
- ⇒ Im Handel: **3 % H_2O -Lösung, 30 % H_2O -Lösung (Perhydrol)**.
- ⇒ Bildet gerne **H-Brückenbindungen** (wie H_2O).
- ⇒ **Umweltfreundliches Oxidationsmittel**; wird z. B. anstelle von Cl_2 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:



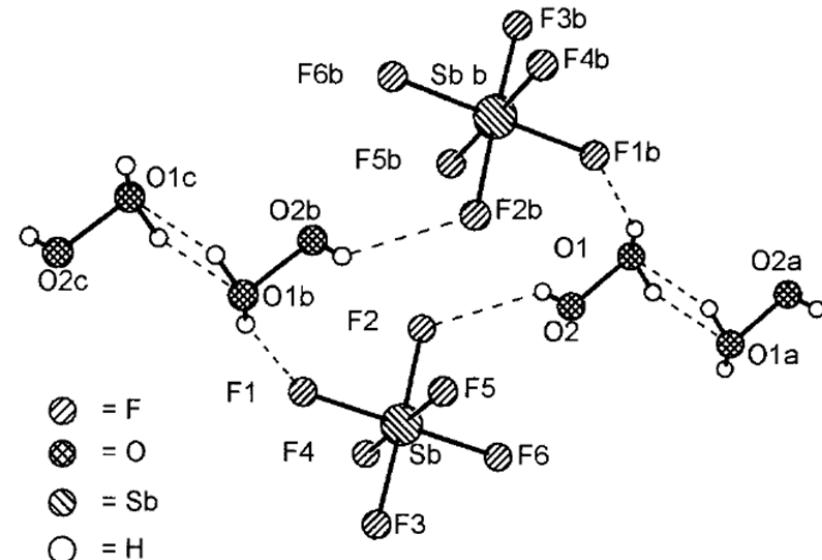
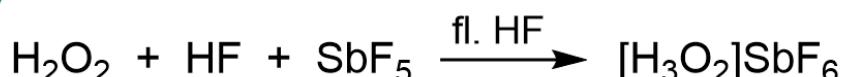
⇒ Wird **katalysiert** durch Spuren von **Alkalimetallionen im Glas** und durch **Schwermetalle** wie **Mangan**, **Eisen** oder **Platin**.

⇒ **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:

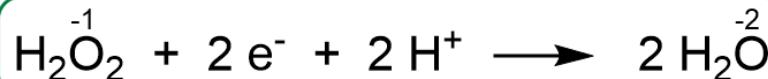
⇒ **Amphoter: sehr schwache Säure** ($\text{pK}_a = 11.6$), etwas stärker als H₂O, **sehr schwache Base**.



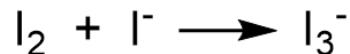
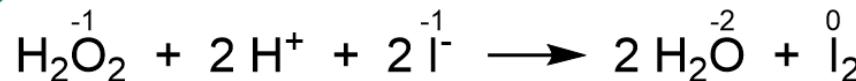
H_2O_2 – chemische Eigenschaften

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

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

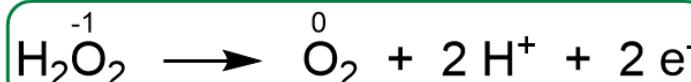


- Entfärbt **oxidativ Farbstoffe**, z. B. Indigo
- **Oxidiert Iodid (I^-) zu** elementarem **Iod (I_2)**:



Lösung färbt
sich braun

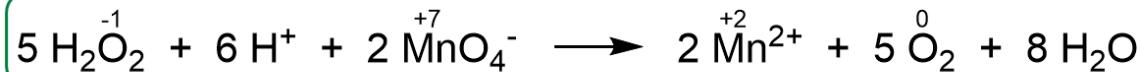
⇒ **Reduzierende Wirkung** - Oxidationsprodukt ist **O_2** :



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

H₂O₂ – chemische Eigenschaften

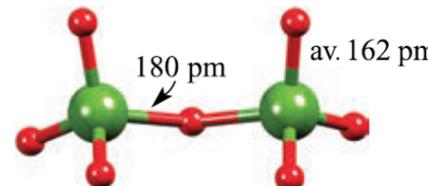
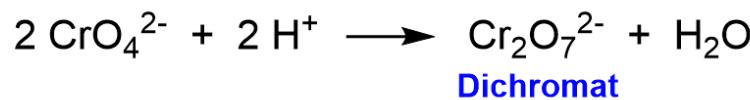
- Oxidation von H₂O₂ mit MnO₄⁻ im Sauren:



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

Übertragung von Peroxogruppen (O₂²⁻):

- Reaktion von H₂O₂ mit CrO₄²⁻ im Sauren:



Kondensationsreaktion



Chromoxyd-peroxid, blau

