

(9) Van der Waals-, Wasserstoffbrückenbindung. Gitter.

Bisher hatten wir es mit Ionen und polaren Molekülen zu tun. Und die unpolaren Moleküle? Schauen uns dazu einmal die Siedepunkte von 3 Stück 2-atomigen Nichtmetallen an: Irgend etwas muss die Moleküle unterhalb ihres Siedepunktes zusammenhalten, eine Kraft, die wir noch nicht kennen. Betrachten wir die Siedepunkte der Edelgase (Zahlen links, Dia-

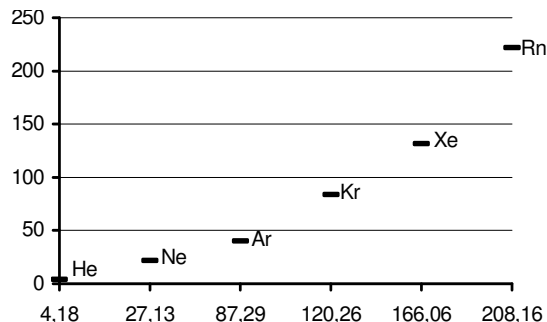
H ₂	t _b = -253°C
O ₂	t _b = -183°C
N ₂	t _b = -196°C

Edelgas	Siedepunkt t _b [K]
He	4,18
Ne	27,13
Ar	87,29
Kr	120,26
Xe	166,06

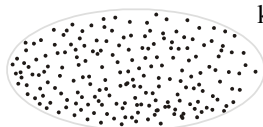
gramm rechts):

☞ Beschreibe die Abhängigkeit der t_b von der Masse : ... ☞

Diese Proportionalität passt gut, aber nur innerhalb einer Stoffgruppe, z.B. bei Elementen einer PSE-Gruppe, bei Kohlenwasserstoffen, Alkoholen, Carbonsäuren, ...

**Die geheimnisvolle Kraft...**

... welche die Teilchen zusammenhält, ist keine Atombindung, keine Ionenbeziehung und polar sind diese Teilchen auch nicht, oder?

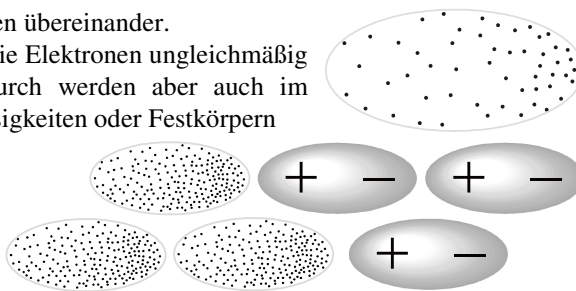


Der Niederländer Johannes Diderik van der Waals (1837–1923) fand die Antwort: Gleichmäßig verteilt sind die Elektronen in einem unpolaren Molekül (Abb. links oben) nur im

zeitlichen Mittel! Die Abbildung zeigt mehrere Momentaufnahmen übereinander.

Eine kurze Zeitspanne lang können auch im unpolaren Molekül die Elektronen ungleichmäßig verteilt sein (Abb. rechts, nur eine Momentaufnahme). Dadurch werden aber auch im Nachbarmolekül die Elektronen zu einer Seite gedrängt – in Flüssigkeiten oder Festkörpern

gibt es immer Nachbarn. Wenn auf der rechten Seite eines Moleküls mehr Elektronen sind, dann werden im Nachbarmolekül dessen Elektronen auch nach rechts gedrängt (abgestoßen). Auch wenn der Effekt in einem Teilchen nur ganz kurze Zeit wirkt – er pflanzt sich immer weiter fort (Momentaufnahme):



Dipole für kurze Zeit nennen wir **TEMPORÄRE DIPOLE**. Polare Teilchen bestehen dagegen aus **PERMANENTEN DIPOLEN**!

Zusätzlich spielt bei diesen Van-der-Waals-Kräften (bzw. -Bindungen) auch die Form des Moleküls eine große Rolle: Die Abbildung rechts zeigt Modelle von drei Molekülen mit einem Grundgerüst aus Kohlenstoffatomen, in der Tabelle (unten) findest Du ihre physikalischen Daten:

☞ Berechne ihre Massen!

Formel	C ₅ H ₁₂	C ₅ H ₁₂	C ₆ H ₆
Masse [u]
t _b [°C]	9,5°	36,1°	80,1°



Man kann die Form der Moleküle stark vereinfacht als Kugel, „Zigarre“, oder Scheibe darstellen:

Die Tabelle zeigt: Der Siedepunkt des Stoffes ist also umso höher, je größer die Berührungsflächen der Moleküle untereinander ausfällt (oder: je kugelig, desto flüchtiger): Der Grund: die Van-der-Waals-Kräfte nehmen sehr stark (mit der sechsten Potenz!) der Entfernung ab.

**Die Wasserstoffbrücken-Bindung.****Warum ist Wasser bis 100°C flüssig?**

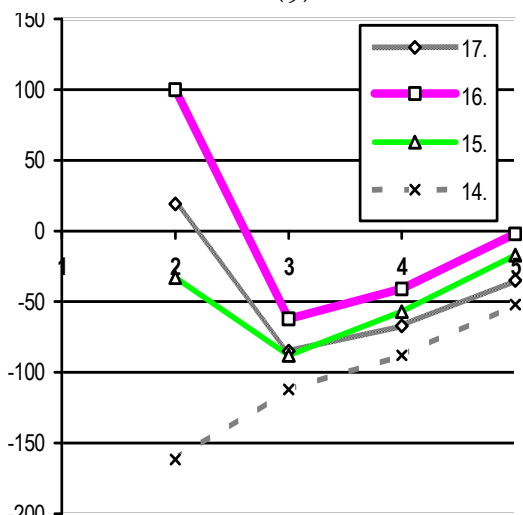
Zuerst die Tabelle rechts (das dazupassende Diagramm ist unten). In jeder Tabellenzelle ist der Siedepunkt (t_b) einer Wasserstoffverbindung („Hydrid“) eingetragen. 14. Gruppe / 2. Periode bedeutet: das Hydrid vom Element, welches in der 2. Periode und gleichzeitig in der 14. Gruppe (14. Spalte von links) zu finden ist: es handelt sich offenbar um Kohlenstoff, dessen Hydrid ist natürlich CH₄.

↓Gruppe	t _b [°C] des Hydrids			
	2.Periode	3.Periode	4.Periode	5.Periode
14.	-161,5°	-112°	-88°	-52°
15.	-33°	-88°	-57°	-17°
16.	100°	-62°	-41°	-2°
17.	19°	-85°	-67°	-35°

☞ Trage diese Formel zum Siedepunkt von -161,5°C ein. Ergänze die Formeln der restlichen Hydride.

☞ Zum Diagramm: Welche Werte passen nicht zu den übrigen in der selben Gruppe? Markiere sie!

(9) VAN DER WAALS-, WASSERSTOFFBRÜCKENBINDUNG. GITTER.



Wir erkennen also eine „Anomalie“ nicht nur bei Wasser, sondern auch bei ... (Formeln).

Die Polarität der betreffenden Moleküle *allein* kann es nicht sein:

	Formel	t_b [°C]	p [C·m]
Wasser°	$6,2 \cdot 10^{-30}$
Chlormethan	CH ₃ Cl	-24,2°	$6,2 \cdot 10^{-30}$

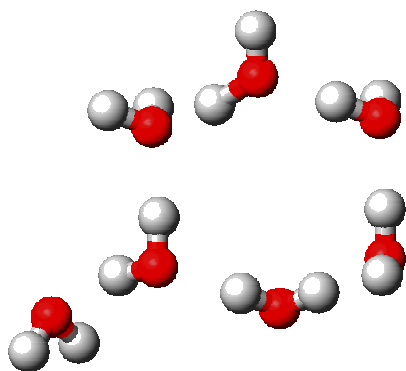
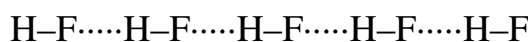
Sehen wir uns die „anormalen“ Moleküle H₂O, NH₃ und HF genauer an: Alle drei sind ...-Verbindungen, bei allen dreien ist dieses Element mit einem Atom mit □ niedriger □ hoher EN verbunden! Zusätzlich zur Dipol-Dipol-Anziehung ergibt sich noch eine Kraft bzw. Bindung: die **WASSERSTOFFBRÜCKENBINDUNG**. Z. B. HF:



Warum werden sich die Moleküle so (Abb.) ordnen?



Das stark elektronegative Fluoratom zieht die beiden Bindungselektronen (symbolisiert durch den \rightarrow) im Molekül besonders stark an: das Wasserstoffatom hat aber sonst keine Elektronen – daher fühlt sich sein Atomkern stark von Elektronen entblößt! Auf der Suche nach e^- (nach ein bisschen Decke in der Karikatur) versucht er, bei einem „fremden“ Fluoratom unterzuschlüpfen, an dessen „privaten“ (nichtbindenden) Elektronen teilzuhaben:



Zeichne *nichtbindende* Elektronenpaare bei den Fluoratomen ein!

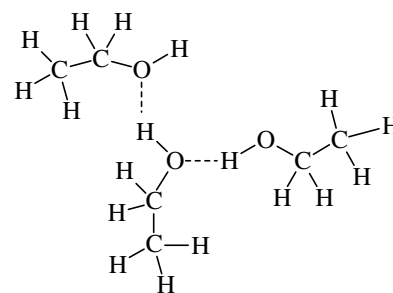
Die als \cdots gezeichnete Bindung nennt man **WASSERSTOFFBRÜCKENBINDUNG**. Sie geht meist von einem Wasserstoffatom des einen Moleküls zu einem elektronegativen Nichtmetallatom des anderen (intermolekular – zwischen *verschiedenen* Molekülen). Wasserstoffbrücken verstärken den Zusammenhalt zwischen den Molekülen und erschwert damit ihr Verdampfen. Etwas komplizierter ist der Fall bei NH₃ und H₂O, weil die Moleküle nicht so einfach gebaut sind.



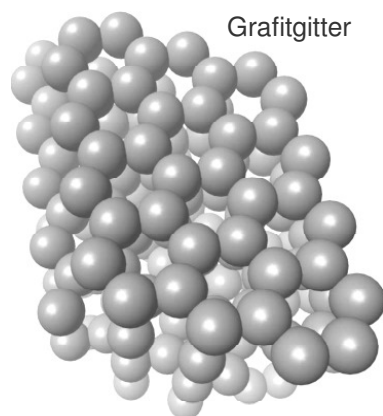
In einer 3D-Ansicht (Abb. zeigt einen Ausschnitt eines Eiskristalls im Kugel-Stab-Modell) kannst Du einzelne H-Brücken einzuzeichnen. In Eis sind größere Hohlräume als im flüssigen Wasser, darum ist Eis leichter.

Weitere Beispiele:

Auch bei größeren Molekülen gibt es Wasserstoffbrücken: Ethanol („Alkohol“, Abb.) und Essigsäure sind alltäglich. Noch interessanter sind die wirklich großen Moleküle: Kunststoffe wie Polyamid (das bekannteste Polyamid ist Nylon) und Naturstoffe wie die Kohlenhydrate Zucker und Stärke, so wie Proteine und Nukleinsäuren (DNA und RNA) verdanken einen Teil ihrer Eigenschaften diesem Bindungstyp (OT). Besonders wichtig sind die Wasserstoffbrücken bei der DNA-Verdoppelung. Hier trennen sich die beiden Stränge, weil einige Wasserstoffbrücken „aufgehen“.



Zusammenfassung: H-Brücken entstehen, wenn ein H-Atom an einem stark elektronegativen Atom (F, O, Cl, N,...) hängt: es sucht Elektronendichte bei den nichtbindenden e^- -Paaren eines „fremden“ elektronegativen Atoms.



Durch Wasserstoffbrücken werden kleine Moleküle weniger flüchtig und besser mischbar mit Wasser, große „kleben stärker aneinander“. Dabei können die vielen „schwachen“ H-Brücken (etwa 10% der Festigkeit einer „normalen“ Atombindung) oft mehr aushalten als die Atombindungen im Molekül („Gulliver-Effekt“). Beispiel: Seidenfaser.

Gitter – die großen Strukturen.

Die Festigkeit der Stoffe, mit denen wir Umgang haben, hängt vor allem von den Kräften ab, die ihre Bausteine zusammenhalten. Bei Molekülen sind das *auch* die intramolekularen Kräfte, also die Kräfte, welche zwischen den Atomen innerhalb des Moleküls wirken. Für alle Stoffe bedeutsam sind aber die Kräfte *zwischen* den einzelnen Teilchen (beim Molekülgitter: zwischen den Molekülen).

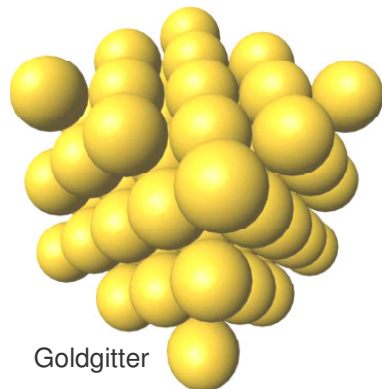
Wir benennen die Strukturen der Festkörper als **GITTER**. Je nachdem, welche Teil-

chen in den Gittereckpunkten sitzen, sprechen wir von **IONENGITTERN**, **ATOMGIT-TERN**, **MOLEKÜLGITTERN** oder **METALLGITTERN**.

IONENGITTER haben hohe Festigkeit, weil die Bausteine, die Ionen, starke Kräfte aufeinander ausüben. Das hatten wir schon alles ... Beispiele: Kochsalz, Gips, Alaun, ... dort findet man auch Abbildungen.

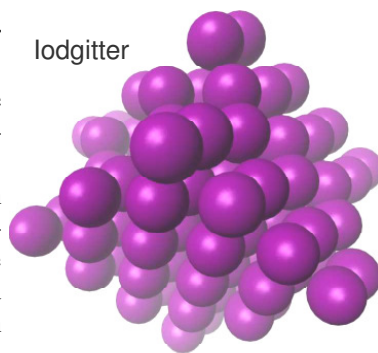
ATOMGITTER können noch härter sein, weil hier jedes Atom mit einer bestimmten Zahl von anderen Atomen durch Atombindung zusammengehalten wird : Beim Di-

amant sind es vier Partner. Diamantartige Stoffe machen Atomgitter. Quarz und Diamant sind bekannte Beispiele. Die Abbildung links oben zeigt einen Ausschnitt aus dem Grafitgitter (das ist eigentlich innerhalb einer Ebene ein Atomgitter, zwischen den Ebenen ein Molekülgitter).



Goldgitter

MOLEKÜLGITTER werden im allgemeinen nicht durch starke Kräfte zusammengehalten. Diese Interatomarkräfte haben wir als Dipol-Dipol-Beziehungen, H-Brücken und Van-der-Waals-Kräfte kennen gelernt. Kleinere Moleküle sind die Bestandteile der flüchtigen Stoffe, wie Du weißt. Diese Stoffe sind bekanntermaßen weich bis spröde. Beispiele: Eis, Iod, Zucker, Schwefel, ... Die Abbildung rechts oben zeigt das Iodgitter.

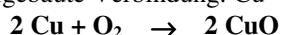


Iodgitter

METALLGITTER schließlich zeichnen sich durch sehr hohe Koordinationszahlen aus. Die Abbildung (links) zeigt Goldatome im Gitterverband. Diese Struktur nennen wir „kubisch flächenzentriert“.

(10) Redoxvorgänge: Übergang von Elektronen.

Sieht man am besten an einem Versuch: Oxidation von Kupferblech (Cu) führt zu einer oberflächlichen Schicht von Kupferoxid (CuO – das ist die aus Ionen aufgebaute Verbindung: $\text{Cu}^{2+}\text{O}^{2-}$):

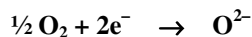


Oxidation und Reduktion.

Aber genauer betrachtet wurden einfach Kupferatome in Kupferionen verwandelt:



Und wohin gingen die beiden Elektronen? Naheliegender ist es, jemanden zu verdächtigen, der uns als Elektronenräuber schon wohlbekannt ist:



Zusammenfassung: Kupferatome mit ihrer geringeren Elektronegativität geben Elektronen an Sauerstoffatome (zweit-höchste EN von allen Elementen) ab.

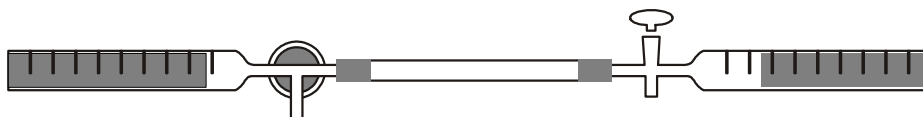
Werden einem Teilchen Elektronen weggenommen, so nennen wir das **OXIDATION**. Das Teilchen, das Elektronen abgibt, wird oxidiert. Das Teilchen, welches die Elektronen bekommt, heißt **OXIDATIONSMITTEL**. Leicht oxidierbar sind besonders die *unedlen* (welche sind das?) Metalle und alle brennbaren Stoffe.

Bekommt ein Teilchen **ELEKTRONEN** dazu, so nennen wir das **REDUKTION**. Das Teilchen, das die Elektronen aufnimmt, wird reduziert. Das Teilchen, welches die Elektronen hergibt, nennen wir **REDUKTIONSMITTEL**. Leicht reduzierbar sind die Ionen von Edelmetallen und hochoxidierte Stoffe sowie die Elemente mit hoher EN.

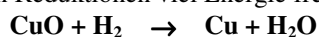
Die Logik gebietet, daß Reduktion und Oxidation (über die abgegebenen bzw. aufgenommenen Elektronen) gekoppelt sind, daher sind alle Vorgänge, bei denen Elektronen verschoben werden **REDOXVORGÄNGE**.

Wir sollten bei Oxidation nicht nur an Sauerstoff denken: wir sahen ja bereits eine heftige Reaktion mit dem Halogen Brom. Hier hat das Brom das Aluminium oxidiert.

Versuch: Oxidation eines Kupfer-Drahtnetzes durch Luftsauerstoff und anschließende Reduktion des (an der Oberfläche des Drahtnetzes) gebildeten Kupferoxids durch Wasserstoff:



Ein besonders gutes Reduktionsmittel ist der Wasserstoff, weil sich bei Reaktionen mit Sauerstoffverbindungen das sehr stabile Wasser bildet – daher wird bei diesen Reduktionen viel Energie frei:



Typische Redoxreaktionen mit Halogenen:

