

## Möglichkeiten zum Arbeiten mit den Übersichtstabellen

1. Alle drei Tabellen werden ausgefüllt ausgeteilt und besprochen, nachdem alle Bindungsarten im Unterricht behandelt worden sind.
2. Alle drei Tabellen werden leer ausgeteilt und von den SuS ausgefüllt, nachdem alle Bindungsarten im Unterricht behandelt worden sind (fertige Aussagen/Bilder einordnen lassen oder von den SuS selbständig formulieren lassen).
3. Sobald eine Bindungsart behandelt worden ist, wird anschließend die entsprechende ausgefüllte Tabelle ausgeteilt.
4. Sobald eine Bindungsart behandelt worden ist, wird anschließend die entsprechende Tabelle leer ausgeteilt und gefüllt (fertige Aussagen/Bilder einordnen lassen oder von den SuS selbständig formulieren lassen).
5. Die Tabellen hängen/liegen leer aus (z.B. als Poster DIN A3) und werden nach und nach im Unterricht gefüllt.  
Gleichzeitig füllen die SuS ihre Tabellen als AB im Heft aus (DIN A4).
6. Die Tabellen werden digital ausgeteilt, die Textfelder mit Aussagen/Bildern werden in die Zeilen geschoben (Ausschneiden/Einfügen oder Anklicken/Verschieben). Nach Kontrolle werden die Tabellen ausgedruckt (oder ausgefüllt ausgeteilt).
7. Die Tabellen werden als learning app am PC ausgefüllt und anschließend in Papierform ausgeteilt.  
<https://learningapps.org/watch?v=phr9ote8515>



	Flüchtige Stoffe
<b>Eigenschaften der Stoffe</b>	
<b>Stoffteilchen</b>	
<b>Beispiele</b> Name des Stoffs  chemische Formeln  bildliche Darstellung	
<b>Bindung</b>	
<b>Erklärung der Stoffeigenschaften</b>	



	Salze
Eigenschaften der Stoffe	
Stoffteilchen	
<b>Beispiel</b> Name des Stoffs  chemische Formeln  bildliche Darstellung	
Bindung	
Erklärung der Stoffeigenschaften	



	Metalle
<b>Eigenschaften der Stoffe</b>	
<b>Stoffteilchen</b>	
<b>Beispiel</b>  Name des Stoffs  chemische Formeln  bildliche Darstellung	
<b>Bindung</b>	
<b>Erklärung einiger Stoffeigenschaften</b>	

Die Stoffe **leiten** die Elektrizität **nicht**,  
sie sind bei Raumtemperatur **meistens flüssig oder gasförmig**.

Die Stoffe bilden **Kristalle** und sind **spröde**.  
Es sind Feststoffe mit einer **hohen Schmelztemperatur**;  
sie **leiten** im festen Zustand **den elektrischen Strom nicht**,  
jedoch ihre **wässrigen Lösungen** und ihre **Schmelzen**.

Die Stoffe zeigen einen **charakteristischen Glanz**,  
sie sind **gute elektrische Leiter** und **Wärmeleiter**.  
Sie sind **duktil (verformbar)**.

Atome (im Atomverband)

Moleküle

Ionengruppen

*Ausnahme: Edelgase sind aus Atomen aufgebaut*

Wasserstoff

$H_2$

$H-H$

Natrium

Na

$Na^\bullet$

Neon

Ne

$|\overline{Ne}|$

Brom

$Br_2$

$|\overline{Br}-\overline{Br}|$

Natriumchlorid

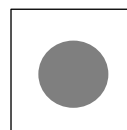
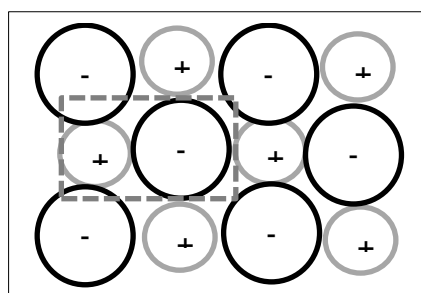
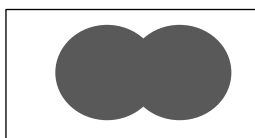
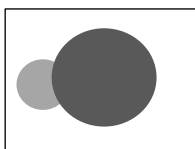
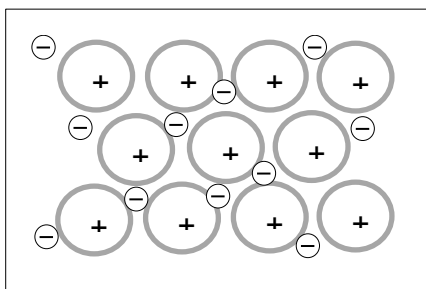
NaCl

$Na^+ |\overline{Cl}|^-$

Bromwasserstoff

HBr

$\delta^+ H-\overline{Br} \delta^-$



Wenn sich **Nichtmetall-Atome** miteinander verbinden, entstehen Moleküle.

Durch Überlappung von jeweils zwei einfach besetzten Kugelwolken entsteht eine **Elektronenpaarbindung** zwischen den Atomen.

**Metall-Atome** bilden untereinander eine **Metallbindung**, dadurch entsteht ein „**Atomverband**“:

Alle beteiligten Metall-Atome **geben ihre Außenelektronen ab**,  
dadurch werden sie zu **positiv geladenen Metall-Kationen (positiv geladene „Atomrümpfe“)**;  
diese liegen in einer regelmäßigen Anordnung (**Metallgitter**) vor.

Wenn **Nichtmetall-Atome** mit **Metall-Atomen** reagieren, läuft eine **Redoxreaktion** ab:

Die Metall-Atome geben Elektronen ab (**Oxidation**),  
die Nichtmetall-Atome nehmen Elektronen auf (**Reduktion**).

Dadurch entstehen **positiv geladene Metall-Kationen** und **negativ geladenen Nichtmetall-Anionen**, die beide die Edelgasregel erfüllen.

Die „**abgegebenen**“ **Elektronen** sind über das gesamte Metallgitter verteilt, sie sind jedoch nicht an ein bestimmtes Ion gebunden, sondern zwischen allen Ionen **frei beweglich**, sie bilden ein sogenanntes „**Elektronengas**“.

Die **elektrostatischen Anziehungskräfte** zwischen den positiv geladenen Metall-Kationen und den negativ geladenen Elektronen sorgen für den Zusammenhalt zwischen den Metall-Atomen.

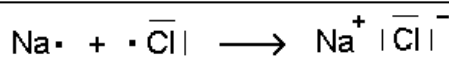
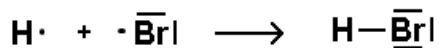
Die **Ionengruppe** ist die kleinste gedachte Formeleinheit der Salze:

In einer Ionengruppe kommen die beiden Ionenarten im kleinsten passenden Anzahlverhältnis vor, sodass sich die Ladungen der Ionen ausgleichen.

Die Ionen werden durch **elektrostatische Anziehungskräfte zusammengehalten**.

Beide Atome erfüllen durch den gemeinsamen Besitz des bindenden Elektronenpaars die **Edelgasregel**.

Man unterscheidet zwischen einer **unpolaren** und einer **polaren** Elektronenpaarbindung.



Da flüchtige Stoffe aus Molekülen aufgebaut sind, die insgesamt **elektrisch neutral** sind, leiten flüchtige Stoffe die Elektrizität nicht.

Wird an den Stoff eine Spannung angelegt, so können die frei beweglichen Elektronen **durch das Gitter** zum Pluspol **wandern**, vom Minuspol werden „neue“ Elektronen nachgeliefert.

Die sehr starken **Anziehungskräfte** zwischen den Ionen können nur bei **sehr hohen Temperaturen überwunden** werden.

Um die Aggregatzustände zu erklären, muss der Blick auf die **Wechselwirkungen zwischen den Molekülen** gerichtet werden. Dabei handelt es sich entweder um Wasserstoffbrücken, um Dipol-Dipol-Wechselwirkungen zwischen permanenten Dipolen oder um London-Wechselwirkungen.

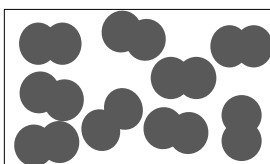
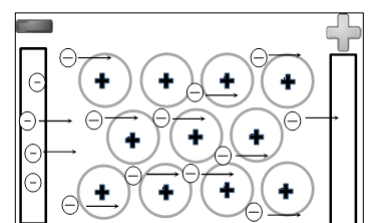
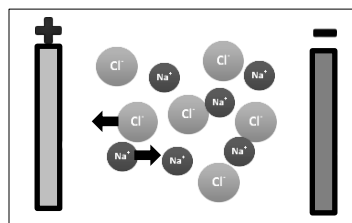
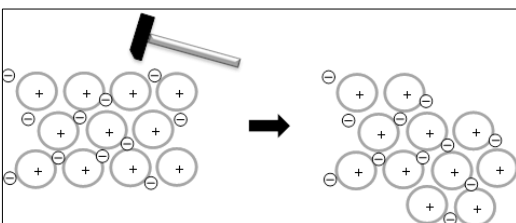
Da diese Wechselwirkungen meistens nur so stark sind, dass sich die Moleküle noch frei bewegen können, ist der Aggregatzustand dieser Stoffe meistens „flüssig“ oder „gasförmig“.

Die **elektrostatischen Anziehungskräfte** zwischen den Teilchen wirken in **alle Richtungen des Raumes**; die Teilchen ordnen sich daher **regelmäßig** in einem **Ionengitter** an.

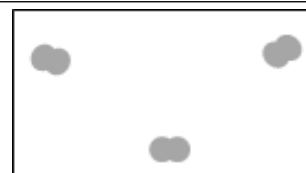
Bei Druck können **sich die positiven Ionen leicht gegeneinander verschieben**, während das Elektronengas dafür sorgt, dass der Zusammenhalt nicht verloren geht.

Bei Druck **verschieben sich die Ionen** in dem Ionengitter. Wenn nun Ionen mit derselben Ladung nebeneinander sind, **stoßen sie sich ab** und das Ionengitter zerbricht an dieser Stelle.

Im Ionengitter sind die Ionen an einem festen Platz, in der Schmelze oder in einer wässrigen Lösung sind die Ionen jedoch **frei beweglich**, sie können zu den Elektroden wandern.



Aggregatzustand „flüssig“ im Stoffteilchenmodell



Aggregatzustand „gasförmig“ im Stoffteilchenmodell

