







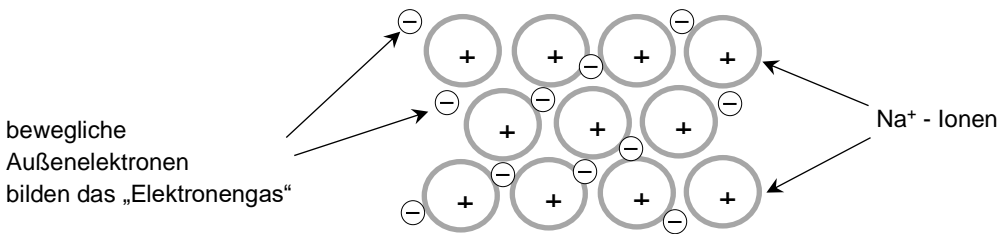
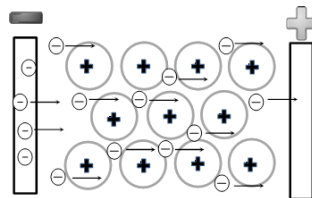


	Flüchtige Stoffe			
Eigenschaften der Stoffe	Flüchtige Stoffe <b>sind nicht</b> elektrisch leitfähig, sie sind bei Raumtemperatur <b>meistens flüssig oder gasförmig</b> .			
Stoffteilchen	Moleküle			Atome
<b>Beispiele</b>				
Name des Stoffs	Wasserstoff	Brom	Bromwasserstoff	Neon
chemische Formel	H <sub>2</sub>	Br <sub>2</sub>	HBr	Ne
Lewis-schreibweise	H—H	$\text{ \underline{Br}}-\text{ \underline{Br}} $	$\delta^+ \text{H}-\text{ \underline{Br}}  \delta^-$	$\text{ \underline{Ne}} $
bildliche Darstellung				
<b>Bindung</b>	<p>Wenn sich <b>Nichtmetall-Atome</b> miteinander verbinden, entstehen Moleküle.</p> <p>Durch Überlappung von jeweils zwei einfach besetzten Kugelwolken entsteht eine <b>Elektronenpaarbindung</b> zwischen den Atomen.</p> $\text{H}\cdot + \cdot\text{ \underline{Br}}  \longrightarrow \text{H}-\text{ \underline{Br}} $ <p>Beide Atome erfüllen durch den gemeinsamen Besitz des bindenden Elektronenpaares die <b>Edelgasregel</b>.</p> <p>Man unterscheidet zwischen einer <b>unpolaren</b> und einer <b>polaren</b> Elektronenpaarbindung.</p>			
<b>Erklärung der Stoffeigenschaften</b>	<p>Da flüchtige Stoffe aus Molekülen aufgebaut sind, die insgesamt <b>elektrisch neutral</b> sind, leiten flüchtige Stoffe Elektrizität nicht.</p> <p>Um die Aggregatzustände von flüchtigen Stoffen zu erklären, muss der Blick auf die <b>Wechselwirkungen zwischen den Molekülen</b> gerichtet werden. Dabei handelt es sich um Wasserstoffbrücken, um Dipol-Dipol-Wechselwirkungen zwischen permanenten Dipolen und/oder um London-Wechselwirkungen.</p> <p>Da diese Wechselwirkungen meistens nur schwach sind, können sich die Moleküle noch frei bewegen. Der Aggregatzustand der meisten flüchtigen Stoffe ist daher „flüssig“ oder „gasförmig“.</p> <div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: flex-end;"> <div style="text-align: center;">  <p>Aggregatzustand „flüssig“ im Stoffteilchenmodell</p> </div> <div style="text-align: center;">  <p>Aggregatzustand „gasförmig“ im Stoffteilchenmodell</p> </div> </div>			



	<b>Salze</b>
<b>Eigenschaften der Stoffe</b>	Salze bilden <b>Kristalle</b> und sind <b>spröde</b> . Salze sind Feststoffe mit einer <b>hohen Schmelztemperatur</b> ; sie sind im festen Zustand <b>nicht elektrisch leitfähig</b> , jedoch ihre <b>wässrigen Lösungen</b> und ihre <b>Schmelzen</b> .
<b>Stoffteilchen</b>	<b>Ionengruppen</b>
<b>Beispiel</b>	
Name des Stoffs	Natriumchlorid
chemische Formel	NaCl
Lewis-schreibweise	$\text{Na}^+ \mid \overline{\text{Cl}} \mid^-$
bildliche Darstellung	<p>ionengruppe bestehend aus einem Na<sup>+</sup>-Ion und einem Cl<sup>-</sup>-Ion</p>
<b>Bindung</b>	<p>Wenn <b>Nichtmetall-Atome</b> mit <b>Metall-Atomen</b> reagieren, läuft eine <b>Redoxreaktion</b> ab: Metall-Atome geben Elektronen ab (<b>Oxidation</b>), Nichtmetall-Atome nehmen Elektronen auf (<b>Reduktion</b>).</p> <p>Dadurch entstehen <b>positiv geladene Metall-Kationen</b> und <b>negativ geladenen Nichtmetall-Anionen</b>, die beide die Edelgasregel erfüllen.</p> $\text{Na} \cdot + \cdot \overline{\text{Cl}} \mid \longrightarrow \text{Na}^+ \mid \overline{\text{Cl}} \mid^-$ <p>Die <b>ionengruppe</b> 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.</p> <p>Die Ionen werden durch elektrostatische Anziehungskräfte zusammengehalten. Dieser Zusammenhalt wird als <b>Ionenbindung</b> bezeichnet.</p>
<b>Erklärung der Stoffeigenschaften</b>	<p>Die <b>elektrostatischen Anziehungskräfte</b> zwischen den Ionen wirken in <b>alle Richtungen des Raumes</b>; die Ionen ordnen sich daher <b>regelmäßig</b> in einem <b>Ionengitter</b> an. Die starken <b>Anziehungskräfte</b> zwischen den Ionen können nur bei <b>sehr hohen Temperaturen überwunden</b> werden.</p> <p>Wird auf einen Kristall Druck ausgeübt, so <b>verschieben sich die Ionen</b> in dem Ionengitter. Wenn nun Ionen mit derselben Ladung nebeneinander sind, <b>stoßen sie sich ab</b> und das Ionengitter zerbricht an dieser Stelle.</p> <p>Im Ionengitter sind die Ionen an einem festen Schmelze oder in einer wässrigen Lösung sind <b>beweglich</b>, sie können <b>zu den Elektroden</b></p> <p>Platz, in der die <b>Ionen jedoch frei wandern</b>.</p>



	<b>Metalle</b>
<b>Eigenschaften der Stoffe</b>	Metalle zeigen einen <b>charakteristischen Glanz</b> , sie sind <b>gute elektrische Leiter</b> und <b>Wärmeleiter</b> . Metalle sind <b>duktil (verformbar)</b> .
<b>Stoffteilchen</b>	<b>Atome (im Atomverband)</b>
<b>Beispiel</b>  Name des Stoffs  chemische Formeln  Lewis-schreibweise     bildliche Darstellung	<p>Natrium</p> <p>Na</p> <p>Na•</p> 
<b>Bindung</b>	<p><b>Metall-Atome</b> bilden untereinander eine <b>Metallbindung</b>, dadurch entsteht ein „<b>Atomverband</b>“:</p> <p>Alle beteiligten Metall-Atome <b>geben ihre Außenelektronen ab</b>, dadurch werden sie zu <b>positiv geladenen Metall-Kationen (positiv geladene „Atomrümpfe“)</b>; diese liegen in einer regelmäßigen Anordnung (<b>Metallgitter</b>) vor.</p> <p>Die <b>abgegebenen Elektronen</b> sind über das gesamte Metallgitter verteilt, sie sind jedoch nicht an ein bestimmtes Ion gebunden, sondern zwischen allen Ionen <b>frei beweglich</b>, sie bilden ein sogenanntes „<b>Elektronengas</b>“.</p> <p>Die elektrostatischen Anziehungskräfte zwischen den positiv geladenen Metall-Ionen und den negativ geladenen Elektronen sorgen für den Zusammenhalt zwischen den Metall-Atomen, man spricht von der <b>Metallbindung</b>.</p>
<b>Erklärung einiger Stoffeigenschaften</b>	<p>Wird an ein Metall eine Spannung angelegt, so können die frei beweglichen Elektronen <b>durch das Gitter zum Pluspol wandern</b>, vom Minuspol werden „neue“ Elektronen nachgeliefert, es fließt ein elektrischer Strom.</p>  <p>Wird auf ein Metallstück Druck ausgeübt, so können <b>sich die positiven Ionen leicht gegeneinander verschieben</b>, während das Elektronengas dafür sorgt, dass der Zusammenhalt nicht verloren geht.</p> 