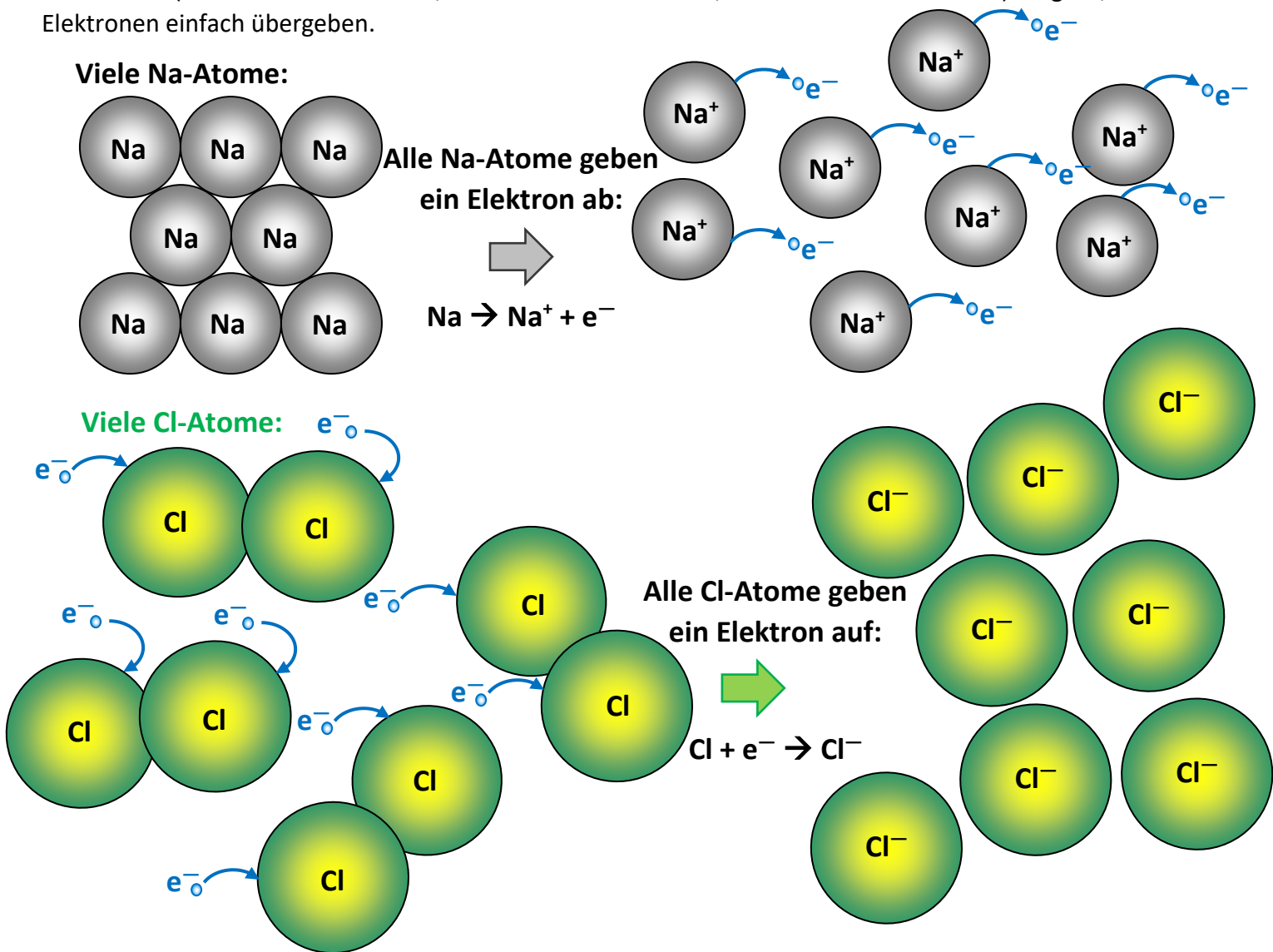


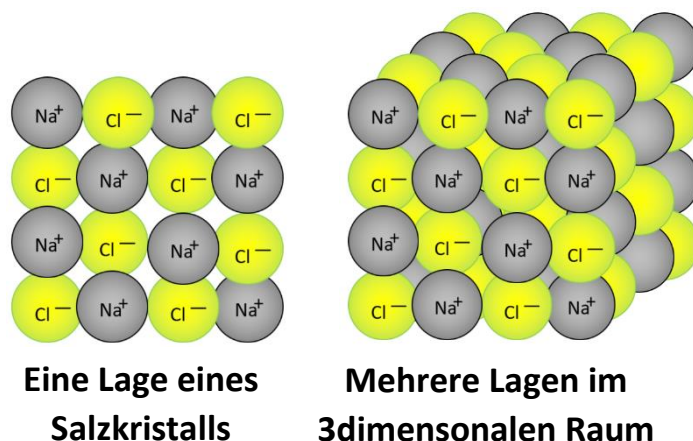
3. Verschiedene Arten der chemischen Bindung

3.1 Salze

Im vorangegangenen Kapitel wurde gezeigt, dass Atome durch die Abgabe bzw. Aufnahme von Elektronen zu Ionen werden und damit Edelgaskonfiguration (ein sehr energiearmer Zustand) erreichen können. Mit diesem Wissen lassen sich jetzt schon eine ganze Reihe von Reaktionen erklären, zum Beispiel: Immer wenn ein Metall (Elemente links im PSE, die das Bestreben haben, Elektronen abzugeben) mit einem Nichtmetall (Elemente rechts im PSE, die das Bestreben haben, Elektronen aufzunehmen) reagiert, werden Elektronen einfach übergeben.



Die entstehenden Ionen sind unterschiedlich geladen und ziehen sich an. Sie ordnen sich in einem regelmäßigen Gitter so an, dass negative Ionen von positiven umringt sind und umgekehrt: Es entsteht ein Salzkristall:



Im oberen Beispiel ist die Sache recht einfach, Natrium-Atome geben genau EIN Elektron ab und Chlor-Atome nehmen genau EIN Elektron auf. Deswegen braucht man im entstehenden Salzkristall pro Cl^- -Ion auch genau EIN Na^+ -Ion. Die chemische Formel für das Salz Natriumchlorid lautet daher auch NaCl .

Es gibt aber auch Salze bei denen die beteiligten Ionen eine unterschiedliche Zahl von Elektronen aufnehmen bzw. abgeben.

Im Natriumoxid z.B. liegen Na^+ - und O^{2-} -Ionen vor (Sauerstoff nimmt immer 2 Elektronen auf, um Edelgaskonfiguration zu erreichen). Im Salzkristall müssen daher pro O^{2-} -Ion auch ZWEI Na^+ -Ionen vorhanden sein. Die chemische Formel für Natriumoxid lautet daher auch Na_2O .

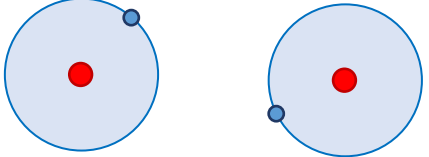
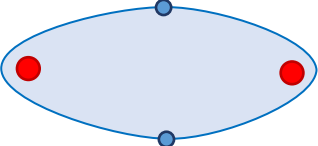

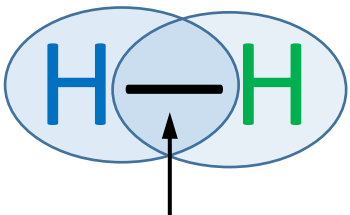
Aufgaben:

Gib die chemischen Formeln für die Salze Magnesiumchlorid (entsteht aus Magnesium und Chlor), Magnesiumoxid (entsteht aus Magnesium und Sauerstoff), Aluminiumchlorid (entsteht aus Aluminium und Chlor), Aluminiumoxid (entsteht aus Aluminium und Sauerstoff) und Aluminiumnitrid (entsteht aus Aluminium und Stickstoff) an!


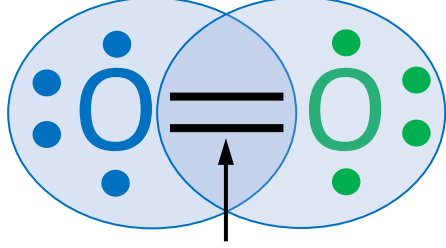
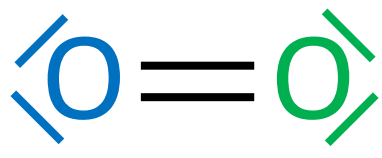
3.2 Moleküle

Neben der Reaktion von Metallen mit Nichtmetallen, die zur Edelgaskonfiguration von beiden beteiligten Partnern führt, gibt es auch etliche Reaktionen, an denen nur Nichtmetalle beteiligt sind. Nichtmetalle nehmen aber fast immer nur Elektronen auf. In einer Verbindung aus zwei Nichtmetallen gibt kein Partner die Elektronen ab. Die Lösung für dieses scheinbar unlösbare Problem liegt in der „gemeinsamen Nutzung“ von Elektronen.

Ohne auf Details einzugehen, hier eine kurzer Erklärungsversuch: Ein Valenzelektron eines Atoms kann zusammen mit dem Valenzelektron eines anderen Atoms zu einem **bindenden Elektronenpaar** werden. Dieses Elektronenpaar „darf beiden Atomkernen zugeordnet werden“. So kann bei beiden Partnern dieser Bindung eine Art Edelgaszustand erreicht werden. Einige Beispiele:

<p>Zwei einzelne Wasserstoffatome:</p>	<p>Ein Wasserstoff-Molekül: Zwei über ein bindendes Elektronenpaar miteinander verbundene Wasserstoff- Atome</p>
 <p>Während sich bei zwei einzelnen H-Atomen die Elektronen jeweils in einem kugelförmigen Raum um die entsprechenden Atomkerne aufhalten...</p>	 <p>...existiert für die beiden Elektronen im H₂-Molekül ein gemeinsamer Aufenthaltsraum eher im Zwischenraum der beiden H-Atomkerne. Dies führt zu einer gezielten Bindung aufgrund der unterschiedlichen Ladungen der beteiligten Strukturen: die Elektronen sind negativ geladen, die Atomkerne positiv. Das H₂-Molekül ist daher stabiler als zwei einzelne H-Atome.</p>
<p>Vereinfachte Schreibweise: (Valenzstrich-Formel)</p>	
 <p>Ein Valenzelektron, welches nur zum „blauen“ H-Atom gehört → keine Edelgaskonfiguration</p> <p>Ein Valenzelektron, welches nur zum „grünen“ H-Atom gehört → keine Edelgaskonfiguration</p>	 <p>Ein bindendes Elektronenpaar (auch Einfachbindung genannt), welches beiden H-Atomkernen zugeordnet werden darf → Beide Kerne besitzen damit Edelgaskonfiguration (hier: 2 Valenzelektronen)</p>

Weiteres Beispiel:

Zwei einzelne Sauerstoffatome:	Ein Sauerstoff-Molekül: Zwei über zwei bindende Elektronenpaare miteinander verbundene Sauerstoff-Atome
Vereinfachte Schreibweise (Valenzstrich-Formel)	
 <p>Sechs Valenzelektron, welche nur zum „blauen“ O-Atom gehören → keine Edelgaskonfiguration</p> <p>Sechs Valenzelektron, welche nur zum „grünen“ O-Atom gehören → keine Edelgaskonfiguration</p>	 <p>Zwei bindende Elektronenpaare (auch Doppelbindung genannt), welche beiden O-Atomkernen zugeordnet werden dürfen → Beide Kerne besitzen damit (zusammen mit den Elektronen, die nicht an der Bindung beteiligt sind) Edelgaskonfiguration (hier: 8 Valenzelektronen)</p> <p>In der Regel symbolisiert man zwei Elektronen immer als Strich, die in der Literatur abgebildeten Sauerstoff-Moleküle sehen daher so aus:</p> 

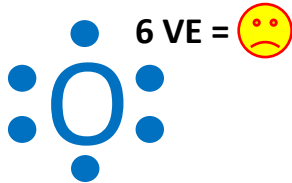
Das Ganze funktioniert auch mit unterschiedlichen Atomen:

Wasser (H₂O) besteht aus Molekülen, die aus einem Sauerstoffatom und zwei Wasserstoff-Atomen aufgebaut sind. Allen in diesen Molekülen enthaltenen Atomen kann formal die Edelgaskonfiguration bestätigt werden.

**Vereinfachte Schreibweise
(Valenzstrich-Formel)**

Einzelne Atome

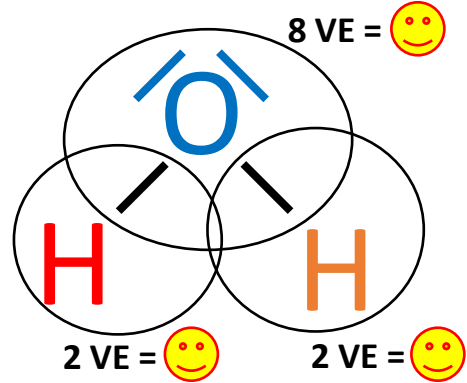
Ein Wasser-Molekül



1 VE = 😞



1 VE = 😞



2 VE = 😊

2 VE = 😊

Aufgaben:

Zeichne die Valenzstrichformel für folgende Moleküle!

- *Hydrogenfluorid (HF)*
- *Ammoniak (NH₃)*
- *Methan (CH₄)*
- *Kohlenstoffdioxid (CO₂)*
- *Wasserstoffperoxid (H₂O₂)*

*Tipp: Es gibt zwar Wege, wie man die Anzahl an bindenden und nicht-bindenden Elektronenpaare in einem Molekül **berechnen** kann, die einfachste Möglichkeit, die sehr oft funktioniert ist allerdings, einfach zunächst alle Atome möglichst symmetrisch mit allen Valenzelektronen aufs Papier zu zeichnen und dann zu versuchen, durch das Verbinden von Valenzelektronen verschiedener Atome vernünftige Bindungen zu erzeugen.*