

Die Elektronenpaarbindung (auch Atombindung bzw. kovalente Bindungen genannt)

1. Die Elektronenpaarbindung (Atombindung oder auch kovalente Bindung genannt)

1. Teil

Die Nichtmetalle (z.B. H, O, N), also alle gasigen Elemente außer den Edelgasen, liegen als Moleküle vor. Die Nichtmetallatome haben in ihrer äußeren Elektronenschale, bei denen entsprechend der Hauptgruppen im PSE Elektronen zur Edelgaskonfiguration fehlen (siehe auch Chemische Bindungen und Symbole und Schreibweisen Bohr und Lewis) eine unvollständige achter Außenschale.

Die Nichtmetallatome haben in ihrer äußeren Elektronenschale entsprechend der Hauptgruppe Elektronen und somit eine unvollständige achter Außenschale und keine Edelgaskonfiguration.

Die Atome sind bestrebt, eine komplette Edelgas-Außenschale zu bilden. Dies erfordert eine Kooperation von Elektronen durch zwei Atome. Diese Nichtmetallatome gehen, je nachdem, wie viele Elektronen den Atomen fehlen, eine Einfach-, Zweifach- oder Dreifachbindungen mit einem anderen Atom oder mehrere Bindungen mit mehreren anderen Atomen ein.

Tipp:

Es sind dazu Beispiele und Adressen im Internet sowohl unter „Darstellung von Atombindungen“ als auch „Elektronenpaarbindung in der Elektronenschreibweise“ zu finden.

Wie es in den 3 Bindungsarten (Einfach-, Doppel- Dreifachbindung) der Elektronenpaare aussieht, wissen wir nicht. Es ist aber nachgewiesen, dass sich die Elektronen nicht an einem bestimmten Platz befinden, sondern sich in einem bestimmten Raum um den Atomkern bewegen. Es ist unmöglich zu ermitteln, wo sich das Elektron zu einem bestimmten Zeitraum aufhält (Heisenbergsche Unschärferelation).

Aufgabe 1

a) Schau dir das Video ein erstes Mal an.

Atombindungen: <https://www.youtube.com/watch?v=PsR-HRiGAzA>

b) Beim zweiten Ansehen hältst du das Video mehrfach an. Achte darauf, ob die Fachbegriffe mündlich kommentiert werden oder schriftlich auf einem Textfeld zu sehen sind.

c) Schreibe die wichtigsten Fachbegriffe mit Erläuterung in dein Vokabelheft.

<https://www.seilnacht.com/Lexikon/>

d) Fasse die zentralen Aussagen zusammen.

1

2. Die Symbole und Schreibweisen von chemischen Verbindungen

Als chemische Verbindung bezeichnet man einen Reinstoff, der aus zwei oder mehreren verschiedenen chemischen Elementen besteht.

Eine Verbindung hat andere Eigenschaften als die Elemente, aus denen sie aufgebaut ist. Die Eigenschaften der Verbindung werden bestimmt durch die Art und Anzahl der beteiligten Elemente von anorganischen chemischen Verbindungen.

Viele Gase (außer den Edelgasen) bestehen im elementaren Zustand (also als Element im PSE) **nicht** aus einzelnen Atomen, sondern aus **Molekülen mit zwei Atomen**, wie z.B. O₂, N₂, Cl₂, F₂.

Merke:

Alle gasförmigen Elemente außer den Edelgasen liegen als zweiatomige Moleküle vor. Die VII. Hauptgruppe, die Halogene sind zweiatomig (Fluor, Chlor, Brom, Iod).

Zentral ist auch, ob die Zahl vor dem Element, der **Koeffizient** z.B. **2** Cl oder unter dem Element der **Index** z.B. O₂ steht.

Beispiele:

| | |
|-----------------------------|-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| 2 Cl – | 2 einzelne Chloratome |
| Cl ₂ – | 1 Teilchen (Molekül), das aus 2 Chloratomen zusammengesetzt ist |
| H ₂ O – | 1 Teilchen (Molekül), das jeweils aus 2 Wasserstoffatomen und 1 Sauerstoffatom besteht |
| 2 HO – | 2 Teilchen, die jeweils aus 1 Wasserstoffatom und 1 Sauerstoffatom bestehen |
| 3 H ₂ O – | 3 Teilchen, die jeweils aus 2 Wasserstoffatomen und 1 Sauerstoffatom bestehen Achtung: Es sind also 6 (3 mal 2) H-Atome und 3 (3 mal 1) O- Atome |

Aufgabe 2

- a. Fasse alle Elemente aus dem PSE, die als Moleküle mit 2 Atomen auftreten (außer der VIII. Hauptgruppe) zusammen. Lassen sie sich farblich im PSE erkennen? Nutze dein Chemiebuch.

Falls du dich nicht mehr an den Aufbau des PSEs erinnern kannst, hier eine kleine Hilfe:

<https://www.youtube.com/watch?v=5byqPEqKUWU>

- b. Beschreibe und nenne die Verbindungen in Worten für folgende Formeln: H₂SO₄, N₂O₃, SO₂, Ag₂O, Fe₂O₃.

Beispiel: SO₃ = 1 Atom Schwefel und 3 Atome Sauerstoff

SO₃ steht für Schwefeltrioxid

3. Verbindungen in Symbolschreibweise

2

Die Atomsymbole werden benutzt, um Verbindungen von Atomen auszudrücken. Dazu werden die Symbole aller in der Verbindung enthaltenen Elemente und deren Zahl angegeben.

Eine große Zahl vor einer chemischen Formel (Koeffizienten) gibt die Anzahl der Moleküle an. Eine kleine Zahl (Index) hinter einem Elementsymbol gibt die Anzahl der Atome an, die in einem Molekül miteinander verbunden sind.

Anders ausgedrückt:

Hat man mehrere Teilchen einer Verbindung, so kann man dies auch mit der Symbolschreibweise schreiben, indem man **vor die Formel eine Zahl**, den sogenannten **Koeffizienten**, schreibt.

Die Anzahl der einzelnen Atome wird durch einen **Index**, also die **kleine tiefgestellte Zahl** hinter dem Symbol z.B. H₂ angegeben. Die Zahl „1“ als Index wird meistens weggelassen z.B. O.

Beispiele für die Symbolschreibweise von chemischen Verbindungen sind:

| | |
|----------------------------------------------------|-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Wasser = H ₂ O | bestehend aus verschiedenen Nichtmetallatomen: 2 Wasserstoffatomen + 1 Sauerstoffatom → 1 Wasserstoffmolekül |
| Kohlenstoffdioxid = CO ₂ | bestehend aus verschiedenen Atomen: 1 Kohlenstoffatom + 2 Sauerstoffatomen → 1 Kohlenstoffdioxidmolekül |
| Natriumchlorid = NaCl | bestehend aus 1 Metallatom und einem Nichtmetallatom: Natrium + Chlor → Natriumchlorid (Kochsalz) |
| Kohlenstoffmonoxid = 2 CO | bestehend aus 2 Kohlenstoffatomen und 1 Sauerstoffatomen |
| Wasserstoffperoxid = H ₂ O ₂ | bestehend aus 2 Wasserstoffmolekülen und 2 Sauerstoffmolekülen |

Quelle: <https://de.wikipedia.org/wiki/Symbolschreibweise>

Die Elektronenpaarbindung (auch Atombindung bzw. kovalente Bindungen genannt)




4. Darstellung von Elektronenpaarbindungen (Atombindungen) in der Elektronenschreibweise

Auch in der Elektronenpaarbindung (Atombindung) kann man die Lewis-Schreibweise anwenden. So wird die Bildung von Elektronenpaaren auch bei chemischen Reaktionen deutlich.

Merke:

In einer Strukturformel wird bei Molekülen die Bindung der Atome angegeben und sichtbar gemacht.

Nur die Nichtmetallatome bilden Moleküle. Je nachdem, wie viele Elektronen den Atomen fehlen, gehen sie Einfach-, Zweifach- oder Dreifachbindungen ein.

| | Einfachbindungen | Zweifachbindungen | Dreifachbindungen |
|--------------------------------------|-----------------------------------------------------------------------------------|-----------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------|
| Beispiel | Chlor | Sauerstoff | Stickstoff |
| Stellung im PSE | 7. HG | 6. HG | 5. HG |
| Außenelektronen | 7 | 6 | 5 |
| Anzahl der fehlenden Außenelektronen | 1 | 2 | 3 |
| Schreibweise einzelner Atome |  |  |  |
| Molekülschreibweise | $ \underline{\text{Cl}} - \underline{\text{Cl}} $ | $\langle \text{O}=\text{O} \rangle$ | $ \text{N}\equiv\text{N} $ |

Merke:

- Ein Punkt bedeutet ein einzelnes Außenelektron, ein Strich oder zwei Punkte nebeneinander ein Elektronenpaar.
- Die Paare zwischen den Elementsymbolen sind die gemeinsamen Elektronenpaare
- Die übrigen heißen **freie** Elektronenpaare.
- Die Formel stimmt, wenn die Summe der Elektronen an jedem Elementesymbol 8 ist (Aufnahme Wasserstoff – 2). Die gemeinsamen Elektronenpaare zählen für beide beteiligten Atome.

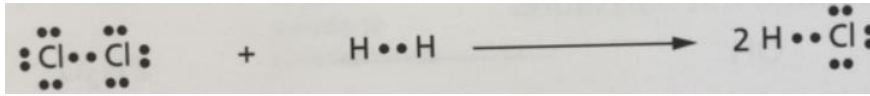
Darstellungsweisen der Elektronenpaarbindungen für Moleküle:

| Molekül | Punkt | Strich |
|----------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------|---------------------------------------------------------------------------------------------|
| Sauerstoffmolekül O ₂ | $:\cdot\text{O}:\cdot:\cdot\text{O}:\cdot:$ | $\langle \text{O}=\text{O} \rangle$ |
| Chlormolekül Cl ₂ | $:\cdot\text{Cl}\cdot + \cdot\text{Cl}\cdot$ | $ \underline{\text{Cl}} - \underline{\text{Cl}} $ |
| Methan CH ₄ | $\begin{array}{c} \text{H} \\ \cdot \\ \text{H}\cdot\text{C}\cdot\text{H} \\ \cdot \\ \text{H} \end{array}$ | $\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$ |

Die Elektronenpaarbindung (auch Atombindung bzw. kovalente Bindungen genannt)

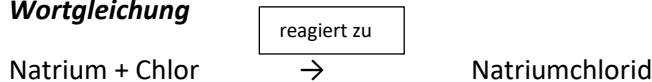
Reaktion von Chlor mit Wasserstoff

Die Chlormoleküle und die Wasserstoffmoleküle reagieren zu Chlorwassermolekülen. Es entstehen zwischen den Atomen ein gemeinsames Elektronenpaar, welches zum Chloratom verschoben ist.



Natürlich lässt sich diese Lewis-Schreibweise auch bei der Ionenbindung anwenden oder als chemische Reaktion:

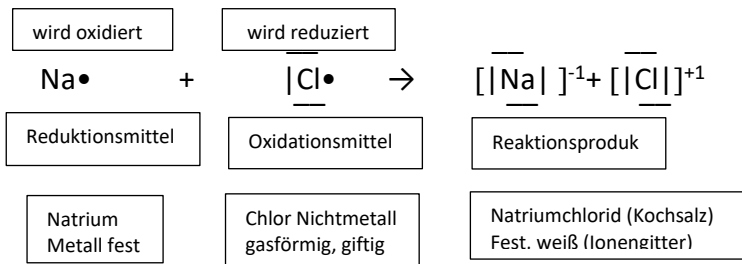
Wortgleichung



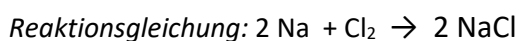
Lewis-Schreibweise



Chemische Reaktion



4



Aufgabe 3

- Zeichne nach dem Bohrschen Atommodell das Molekül Wasserstoff und Wasser.
- Wende die Lewis-Schreibweise für das Molekül Wasserstoff und das Molekül Wasser an.
- Für die Formelschreibweise braucht man für die Anzahl der Atome den „Index“ und den „Koeffizienten“. Erkläre an 2 unterschiedlichen Beispielen die Begriffe Index und Koeffizienten.
- Recherchiere und fasse die Eigenschaften der Elektronenpaarbindungen zusammen.

Tipp:

Nutze das Internet falls du mit den Schreibweisen bzw. Formeln nicht zurechtkommst.

Video Lewis-Schreibweise:

<https://www.youtube.com/watch?v=ekbwTx0ZuUQ> oder

Hilfen:

<https://www.youtube.com/watch?v=xGXvRcj27fg> oder

<https://www.youtube.com/watch?v=bGSwbICsR5w>

Die Elektronenpaarbindung (auch Atombindung bzw. kovalente Bindungen genannt)

Aufgabe 4

Im Anhang „Die Elektronenpaarbindung (Atombindung) und die Formelschreibweisen von chemischen Bindungen“ findest du die Arbeitsblätter (AB1 und AB 2) zum Üben. Überprüfe dein Wissen.

Aufgabe 5

Erstelle eine Präsentation (PPT oder Plakat) und erkläre deinen Eltern dein Wissen über Elektronenpaarbindungen (Atombindung oder auch kovalente Bindung genannt).

2. Teil

Weitere Themen zur Atombindung sind:

- **Polare und unpolare Bindung:**

<https://www.youtube.com/watch?v=KLbBgW32Vw>

Aufgabe 6

- Was ist polar?
- Fasse den Unterschied zwischen einer „polare und die unpolare Bindung“ zusammen. Erstelle eine Tabelle.
- Wann ist ein Stoff polar und unpolar?
- Nenne die Eigenschaften von polaren und unpolaren Bindungen?
- Ermittle einen nachvollziehbar und verständlich Sachverhalt zur Elektronegativität.
(s. Aufgabe 9)

- **Wasserstoffbrückenbindungen:**

https://www.youtube.com/watch?v=IO_NSF1PeVI und
<https://www.youtube.com/watch?v=RcHZUhzK7kY>

Aufgabe 7

- Erkläre die Wasserstoffbrückenbindungen?
- Wie entstehen Wasserstoffbrückenbindungen?

- **Van-der-Waals-Kräfte:**

<https://www.youtube.com/watch?v=bXHor4n67Dg>

Aufgabe 8

- Erkläre den Fachbegriff „Van-der-Waals-Kräfte“.
- Skizziere die Entstehung von Van-der-Waals-Kräfte.
- Zwischen welchen Molekülen wirken die Van-der-Waals-Kräfte? Beschreibe!
- Was sind zwischenmolekulare Kräfte?
- Welche zwischenmolekulare Kraft ist am stärksten?

Die Lösungen sind im Anhang zu finden unter „Die Elektronenpaarbindung (Atombindung) und die Formelschreibweisen von chemischen Bindungen“

Die Elektronenpaarbindung (auch Atombindung bzw. kovalente Bindungen genannt)

- **Elektronegativität:**

<https://www.seilnacht.com/Lexikon/PSEN.html>

<https://www.youtube.com/watch?v=KLbBgW32Vw>

Aufgabe 9

- Beschreibe mit Hilfe der Tabelle den Begriff „Elektronegativität“.
- Erkläre ein Dipol. Beachte hier auch den Unterschied zwischen einem Molekül (z.B. Cl₂) und der Verbindung HCl einschließlich ihrer Schreibweise.

Tabelle:

| Periode | Hauptgruppen | | | | | | | | Schale |
|---------|--------------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|---------|--------|
| | I | II | III | IV | V | VI | VII | VIII | |
| 1. | WASSERSTOFF | | | | | | | HELIUM | K |
| | H 2,20 | | | | | | | | |
| 2. | LITHIUM | BERYLLIUM | BOR | KOHLSTOFF | STICKSTOFF | SAUERSTOFF | FLUOR | NEON | L |
| | Li 0,98 | Be 1,57 | B 2,04 | C 2,55 | N 3,04 | O 3,44 | F 3,98 | | |
| 3. | NATRIUM | MAGNESIUM | ALUMINIUM | SILICIUM | PHOSPHOR | SCHWEFEL | CHLOR | ARGON | M |
| | Na 0,93 | Mg 1,31 | Al 1,61 | Si 1,90 | P 2,19 | S 2,58 | Cl 3,16 | | |
| 4. | KALCIUM | CALCIUM | GALLIUM | GERMANIUM | ARSEN | SELEN | BROM | KRYPTON | N |
| | K 0,82 | Ca 1,00 | Ga 1,81 | Ge 2,01 | As 2,18 | Se 2,55 | Br 2,96 | Kr | |

Linus Pauling führte die Maßzahl der Elektronegativität (EN) ein. Die EN gibt an, wie gerne ein Atom Bindungselektronen an sich zieht.

EN -Zunahme \longrightarrow

Quelle: <https://grafs-bio-seiten.de/exkurs-a-neu/>

Aufgabe 10

Erstelle eine Mindmap. Erkläre in einer Videokonferenz was Bindungstypen und zwischenmolekulare Kräfte der Atombindungen sind, die sogenannten polare und unpolare Bindungen.

