



ZUSAMMENFASSUNG LEWISFORMELN, KUGELWOLKENMODELL & ELEKTRONENPAARBINDUNG

Zusammenfassung zur Chemie-Prüfung über
Lewisformeln, das Kugelwolkenmodell &
Elektronenpaarbindungen.

Exposee

Zusammenfassung zur Chemie-Prüfung vom 14.06.2018 über Lewisformeln, das
Kugelwolkenmodell & Elektronenpaarbindungen.

RaviAnand Mohabir
ravianand.mohabir@stud.altekanti.ch
<https://dan6erbond.github.io>

Inhalt

1	Kein Prüfungsstoff.....	2
2	Bindungslehre	2
2.1	Sie wissen, was die treibende Kraft für die drei Bindungen allgemein ist.	2
2.2	Sie kennen die drei Typen von Bindungen und die dazugehörigen Elementgruppen.	2
3	Elektronenpaarbindung.....	2
3.1	Sie wissen, wie die Elektronenpaarbindung zustande kommt.....	2
3.2	Sie wissen, worauf die Elektronenpaarbindung beruht und können die Definition verbal formulieren.....	2
3.3	Sie können die Fachausdrücke (bindendes resp. Nicht bindendes, freies Elektronenpaar etc.) korrekt anwenden.	2
3.4	Sie kennen die Bindigkeitsregel, verstehen sie und können sie anwenden.	2
3.5	Sie kennen die Einfach-, die Doppel- und die Dreifachbindung und kennen Beispiele von Molekülen aus gleichen Atomen und aus verschiedenen Atomen.	3
3.6	Sie wissen, wie diese Bindungen räumlich aussehen (anhand KWM).....	3
3.7	Sie wissen, was es mit der «Vierfachbindung» auf sich hat und wieso.....	3
3.8	Sie kennen die molekularen Elemente auswendig (7), sowie die Formeln einfacher Moleküle.....	3
4	Die polare Elektronenpaarbindung.....	3
4.1	Sie können erklären, was die Elektronegativität ist (korrekt verbale Definition).	3
4.2	Sie kennen auch die Einflussfaktoren der EN.....	3
4.3	Sie kennen die Bedeutung der EN für die polare Elektronenpaarbindung.....	1
4.4	Sie wissen, wie eine EN Differenz zu polaren Bindungen führt.	1
4.5	Sie wissen, was eine polare Bindung ist und wie sie zustande kommt (EN).....	1
4.6	Sie können polare Bindungen mit Pfeilen in der Lewisformel notieren.....	1
4.7	Sie wissen, was Partialladungen sind und können sie in der Lewisformel einzeichnen.....	1
4.8	Sie erkennen Dipol-Moleküle und können die Entstehung des Dipols erklären.....	1

Status: ☒ in Bearbeitung ☐ Beendet



1 Kein Prüfungsstoff

«Mesomerie», «Stärke der Elektronenpaarbindung», «Kräfte zwischen den Molekülen», «Atomgitter», «Elektronegativität und Bindungstyp»

2 Bindungslehre

2.1 Sie wissen, was die treibende Kraft für die drei Bindungen allgemein ist.

Die Atome eines Elements, ausser die der Edelgase, erreichen einen besonders stabilen Zustand, wenn sie die Elektronenanordnung eines Edelgases annehmen.

2.2 Sie kennen die drei Typen von Bindungen und die dazugehörigen Elementgruppen.

Je nachdem wie sich die Elektronenhüllen der Atome verändern, werden folgende Bindungsarten unterschieden:

- | | |
|---------------------------------------|---------------------------|
| - Ionenbindung: | Nichtmetall + Metall |
| - Elektronenpaarbindung (Atombindung) | Nichtmetall + Nichtmetall |
| - Metallische Bindung (Legierung): | Metall + Metall |

Zwischen diese Bindungsarten gibt es fließende Übergänge.

3 Elektronenpaarbindung

3.1 Sie wissen, wie die Elektronenpaarbindung zustande kommt.

Lewis konnte zeigen, dass auch bei Elektronenpaarbindungen die Oktettregel anwendbar ist, wenn man annimmt, dass sich bei der Annäherung der Atome gemeinsame Elektronenpaare bilden, die von beiden Atomen zum Erreichen einer Edelgasanordnung «genutzt» werden.

Die gemeinsam genutzten Elektronen bewirken die Bindung, sie bilden das bindende Elektronenpaar. Die Bindung kommt zustande, weil das bindende Elektronenpaar von beiden Atomkernen angezogen wird. Gleichzeitig schirmt es Kerne voneinander ab und verringert die Abstossung zwischen ihren positiven Ladungen.

Jene Elektronenpaare, die nicht direkt an der Bindung beteiligt sind, bezeichnet man als nichtbindende oder freie Elektronenpaare.

3.2 Sie wissen, worauf die Elektronenpaarbindung beruht und können die Definition verbal formulieren.

Um die Edelgasregel (Oktettregel) zu erfüllen, müssen alle Elementsymbole von 4 Strichen umgeben sein (= 8 Elektronen). Bei Wasserstoff dagegen nur 1 Strich (Duettregel). Das heisst, alle Atome gruppieren sich derart miteinander, dass sie die Anzahl Elektronen (Konfiguration) erreichen, die einem Edelgas entspricht.

3.3 Sie können die Fachausdrücke (bindendes resp. Nicht bindendes, freies Elektronenpaar etc.) korrekt anwenden.

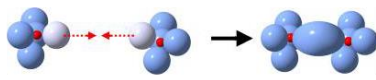
S. [Lernziel 3.1](#)

3.4 Sie kennen die Bindigkeitsregel, verstehen sie und können sie anwenden.

Jedes NM kann so viele Elektronenpaarbindungen eingehen, wie es einfach besetzte Kugelwolken in der Valenzschale besitzt.

3.5 Sie kennen die Einfach-, die Doppel- und die Dreifachbindung und kennen Beispiele von Molekülen aus gleichen Atomen und aus verschiedenen Atomen.

3.5.1 Einfachbindung

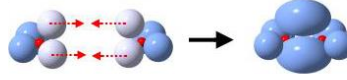


Lewisformelschreibweise:

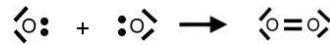


Nur ein Elektronenpaar
gemeinsam.

3.5.2 Doppelbindung

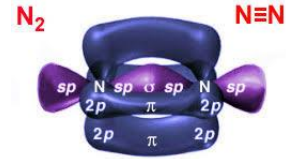


Lewisformelschreibweise:



Zwei Elektronenpaare
geteilt.

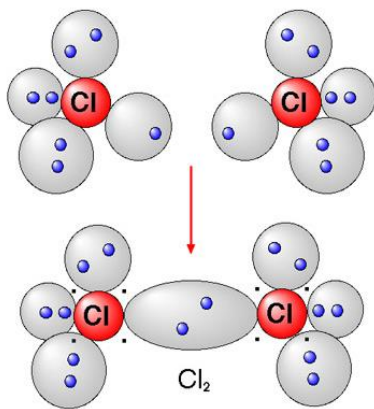
3.5.3 Dreifachbindung



Drei Elektronenpaare
geteilt.

3.6 Sie wissen, wie diese Bindungen räumlich aussehen (anhand KWM).

Beispiel Chlormolekül (Cl_2):



3.7 Sie wissen, was es mit der «Vierfachbindung» auf sich hat und wieso.

Die Vierfachbindung ist unmöglich, da sich die vierte Kugelwolke über die ersten drei strecken müsste und von den negativ geladenen Elektronen in den Kugelwolken abgestossen wird.

3.8 Sie kennen die molekularen Elemente auswendig (7), sowie die Formeln einfacher Moleküle.

H_2 , N_2 , O_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2

4 Die polare Elektronenpaarbindung

4.1 Sie können erklären, was die Elektronegativität ist (korrekt verbale Definition).

Die Elektronegativität ist ein Mass für die Fähigkeit von Atome, Elektronen innerhalb einer Bindung an sich zu ziehen.

Sie kann aus der Festigkeit von Bindungen und aus dem Mittelwert von Ionisierungsenergie und Elektronenaffinität bestimmt werden.

4.2 Sie kennen auch die Einflussfaktoren der EN.

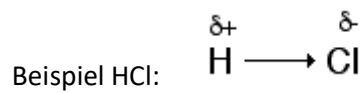
Ionisierungsenergie: Die Energie welche benötigt ist, um gegen die Anziehungskraft des Kerns ein aus der Hülle eines Atoms zu entfernen.

Elektronenaffinität: Die Energie welche umgesetzt wird, wenn ein Elektron aufgenommen wird und ein negativ geladenes Ion entsteht.

4.3 Sie kennen die Bedeutung der EN für die polare Elektronenpaarbindung.

4.4 Sie wissen, wie eine EN Differenz zu polaren Bindungen führt.

Wenn der Elektronegativitätsunterschied zwischen den Bindungspartnern zwischen 0.4 und 1.8 beträgt, spricht man von einer polaren Elektronenpaarbindung. Das bindende Elektronenpaar wird vom stärkeren Bindungspartner (der mit der höheren EN) näher an sich gezogen und es ist nun partial positiv geladen. Dies wird mit dem δ -Zeichen angegeben, je nachdem ob positiv (δ^+) oder negativ (δ^-).



4.5 Sie wissen, was eine polare Bindung ist und wie sie zustande kommt (EN).

S. [Lernziel 4.4](#)

4.6 Sie können polare Bindungen mit Pfeilen in der Lewisformel notieren.

S. [Lernziel 4.4](#)

4.7 Sie wissen, was Partialladungen sind und können sie in der Lewisformel einzeichnen.

S. [Lernziel 4.4](#)

4.8 Sie erkennen Dipol-Moleküle und können die Entstehung des Dipols erklären.

