

2.3 Zeichnen Sie die Strukturformeln folgender molekularer Verbindungen so, dass die Edelgasregel für alle Atome erfüllt ist und die Summe der Atomladungen der angegebenen Molekülladung entspricht. Hinweis: Das Zentralatom ist jeweils unterstrichen. Diskutieren Sie anschließend den räumlichen Bau der Moleküle.

- a) Dichloroxid (OCl₂) b) Schwefeldioxid (SO₂) c) Monophosphan (PH₃) d) Methanal (CH₂O)
- e) Nitrit-Ion (NO₂⁻) f) Nitrat-Ion (NO₃⁻) g) Sulfit-Ion (SO₃⁻) h) Kohlenstoffmonoxid (CO)

2.4 Welche der folgenden Verbindungen besitzt polare Atombindungen? Welche der Verbindungen ist polar?

- a) Kohlenstoffdioxid b) Methan (CH₄) c) molekularer Sauerstoff (O₂) d) Ammoniak (NH₃)

3. Weitere Aufgaben (die meisten davon sind ehemalige Klassenarbeitsfragen)

3.1 Strukturformel und Molekülgeometrie

a) Geben Sie die Strukturformel und die Molekülgeometrie an. Begründen Sie stichwortartig, wie es zur Molekülgeometrie kommt.

- I) BF₃ II) H₂S III) PF₃ IV) CO₃²⁻ V) NO₂⁻ VI) NO₂⁺

c) Definieren Sie kurz den Begriff „Elektronegativität“

d) Zeigen Sie an 2 Verbindungen Ihrer Wahl, das trotz vorhandener Elektronegativitätsdifferenzen ein unpolarer Molekülbau möglich ist und erklären Sie kurz den Hintergrund.

Musterlösungen ohne Gewähr

1.1

siehe Unterrichtsunterlagen. TIPP: Das hat sehr viel mit der Edelgasregel zu tun, also dem Bestreben, auf insgesamt 8 (bei H: 2) Elektronen zugreifen zu können!

1.2

A) Zuerst müssen Sie die Anzahl der Außenelektronen im Molekül ermitteln:

1. Summe der Außenelektronenzahl der jeweiligen Atome im Neutralzustand.

2. Zuschlag oder Abschlag wenn das Molekül geladen ist.

Beispiel N₂:

Zu 1: Summe der Außenelektronenzahl: 5 + 5 = 10 e⁻

Zu 2: ungeladenes Molekül: 0 e⁻

SUMME: 10 e⁻ (also 5 Elektronenpaare)

Im N₂-Molekül sind also insgesamt 5 Elektronenpaare einzuzeichnen (binden oder nichtbindend)

B) Die Elektronenpaare sind so zu verteilen, dass für alle beteiligten Atome die Edelgasregel erfüllt ist, d.h. die Atome greifen insgesamt auf 8 Elektronen zu (Ausnahme: H-Atom: 2 e⁻).

Beispiel N₂:

Dies ist nur mit einer Dreifachbindung möglich!



C) Zum Schluss muss noch geprüft werden, ob ein Atom geladen ist.

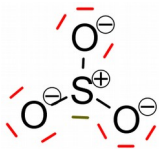
Beispiel N₂:

Jedem N-Atom gehören 5 Elektronen, also so viele wie im laut PSE auch zustehen. Es treten also keine Ladungen im Molekül auf.

b) SO₃²⁻

Zu A: 6 + 3 * 6 + 2 e⁻ = 26 e⁻ (also 13 Paare).

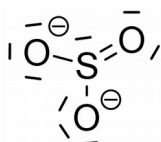
Zu B: einzige Möglichkeit, damit für alle die Edelgasregel erfüllt ist:



Zu C: Nun müssen noch die auftretenden Atomladungen ergänzt werden (wurde in der Strukturformel oben schon dargestellt).

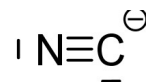
Kleiner Hinweis am Rande:

Ab der 3. Periode sind theoretisch auch Edelgasüberschreitungen möglich. Dann muss man nicht so viele Atomladungen vergeben. Diese Variante sähe dann folgendermaßen aus:

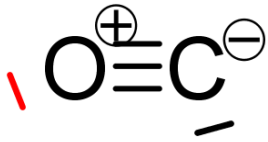


Beide Varianten sind gleichwertig.

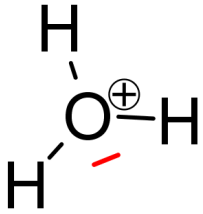
c)



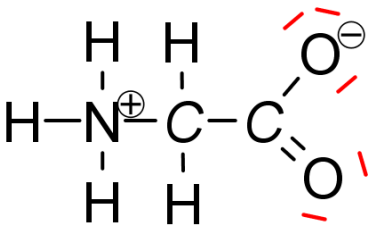
a)



b)



c)

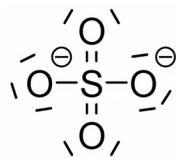


Damit ein Atom die Edelgasregel überschreiten kann, muss es in seine Valenzschale (Außenschale) mehr als 8 Elektronen aufnehmen können. Das ist erst ab Elementen der dritten Periode (ab den Elemente, bei denen die M-Schale als Valenzschale) möglich. Beispiele: S, Br, I, Sb etc.

In wie weit tatsächlich die Edelgasregel überschritten wird, ist Gegenstand aktueller Forschung. Der Trend geht dahin, die Überschreitung zu vermeiden.

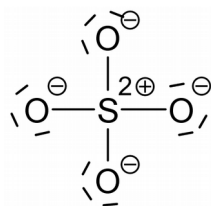
BEISPIEL SULFAT-ION:

Früher wurde die Strukturformel für das Sulfat-Ion meist so wiedergegeben:



[Edelgasregel überschritten]

Heute gibt man häufiger auch an:



[Edelgasregel nicht überschritten]

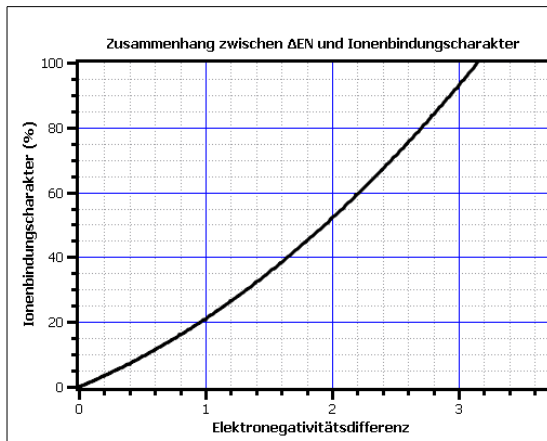
Neben den (im Vgl. zur ersten Variante geringeren) kovalenten Bindungsanteilen, ist bei der zweiten Form der ionische Bindungsanteil zwischen dem S und den O-Atomen stärker betont (+ und – ziehen sich an). Letzten Endes ist deshalb die Bindungsordnung bei beiden Darstellungen ähnlich. Der Ladungsunterschied zwischen miteinander gebundenen Atomen kann allerdings nicht beliebig groß werden, da es sonst zu einem Rückfluss an Elektronendichte vom negativ geladenen Atom zum Atom mit Elektronenmangel kommt. Man stellt Strukturformeln so dar, dass der maximale Ladungsunterschied 2 bis allerhöchstens 3 Formalladungen beträgt. In sofern ist die zweite Strukturformel wirklich eine mesomere **Grenzform**. Der

wahr Bindungszustand lässt sich nicht so einfach mit Strichen und Elektronenpaaren darstellen. Die hier dargestellten Varianten sind lediglich *mesomere Grenzformeln*.

1.5 Elektronegativität

siehe *Unterrichtsunterlagen*

1.6



Anbei die graphische Darstellung der Funktion.

Schätzen Sie die doch mal den Ionenbindungscharakter in folgenden Verbindungen graphisch ab:

typisch Nichtmetall – Metallbindung: NaCl

typisch Nichtmetall-Nichtmetall-Bindung: NH_3

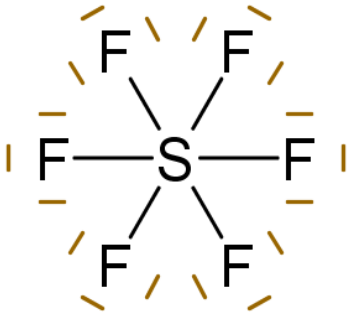
Das Lösen quadratischer Gleichungen ist auf dem Mathematikniveau der 8-9 Klasse. Eine Musterlösung wird deshalb nicht angegeben.

2.1

Zuerst ermittelt man die Strukturformel, dann die Molekülgeometrie. Dann prüft man, ob aus symmetrischen Gründen der Schwerpunkt der δ^- -Pole und der δ^+ -Pole aufeinander liegen. Ist dies der Fall, dann ist das Molekül (trotz evtl. polarer Atombindungen) aus symmetrischen Gründen völlig unpolar.

Waren Sie im Unterricht (geistig und/oder körperlich abwesend)? Hier haben Sie die Chance wichtige Botschaften nochmal nachzuvollziehen: https://www.youtube.com/watch?v=_KLbBgW32Vw

<p>a) Kohlenstoffdioxid</p> <p>aufgrund des linearen Baus, fallen die Schwerpunkte der beiden Partialpole zusammen. Es handelt sich damit nicht um ein Dipolmolekül. Mit anderen Worten: Das Molekül ist völlig unpolar. Und das, obwohl es stark polare Elektronenpaarbindungen besitzt.</p>	<p>b) Schwefelwasserstoff (H_2S)</p> <p>aufgrund des gewinkelten Baus handelt es sich um ein Dipol. Das Molekül ist somit eher polar.</p>	<p>c) Ammoniak (NH_3)</p> <p>aufgrund des gewinkelten Baus ist das Molekül ein Dipol, d.h. polar gebaut.</p>
<p>d) Methan CH_4</p> <p>Aufgrund des tetraedrischen Baus, fallen die Schwerpunkte von delta+ und delta- aufeinander. Das Molekül ist also völlig unpolar.</p>	<p>e) Formaldehyd (H_2CO)</p> <p>Es handelt sich um ein trigonal planares Molekül, es ist unpolar.</p>	<p>f) Tetrachlorkohlenstoff</p> <p>Der Schwerpunkt der Pole liegt auf dem Kohlenstoffatom, das Molekül ist unpolar.</p>

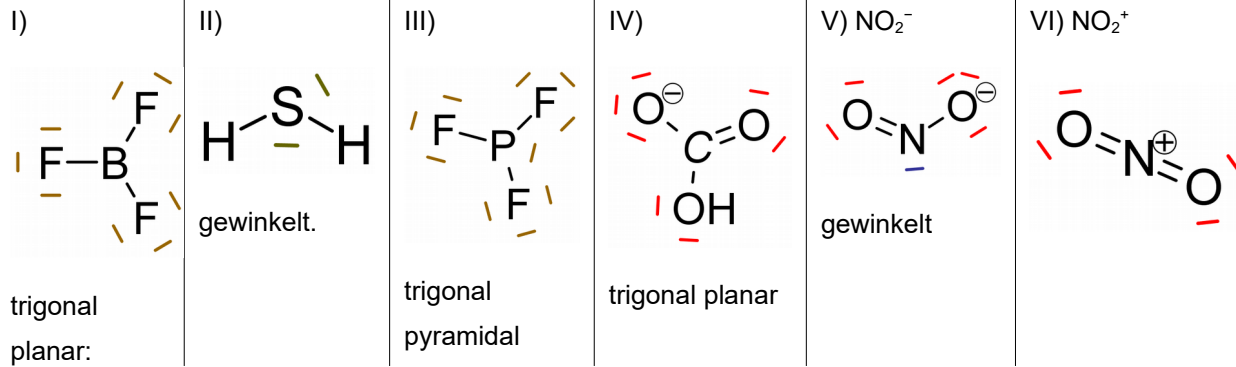
<p>unpolar (Dipolmoment = 0 Debye), obwohl (sehr schwach) polare Atombindungen vorhanden sind.</p>	<p>ist also dreieckig eben gebaut. Das Molekül ist ein Dipol, es besitzt also einen Dipolvektor, der nicht null ist.</p> <p>Rechts neben der Strukturformel ist die Lage des Vektors angegeben. Die Basis des Vektorpfeils zeigt auf den delta+-Pol des Moleküls (Schwerpunkt aller delta+-Atome). Dieser liegt in der Mitte zwischen den H-Atomen. Die Pfeilspitze führt zum delta- - Pol, der beim O-Atom liegt.</p>	<p>fällt zusammen, aufgrund des tetraedrischen Baus. Molekül ist völlig unpolar, hat also einen Dipolvektor von Null.</p>
<p>g) Bortrifluorid trigonal planar. unpolar.</p>	<p>h)</p>  <p>dieses Molekül lässt sich nur durch Überschreitung der Edelgasregel zeichnen, schließlich muss das S-Atom ja 6-bindig sein. Insgesamt die das Molekül oktaedrisch (bipyramidal mit quadratischer grundfläche). Aus symmetrischen Gründen ist es völlig unpolar.</p> <p>Schwefelhexafluorid</p>	<p>i) gewinkelt. Dipolmoment vorhanden, auch wenn die OF-Bindung nicht stark polar ist. Das Molekül ist also etwas polar/schwach polar.</p>
<p>j) topfebenes rechteck. Aus symmetrischen Gründen völlig unpolar.</p>		

2.2

Haben Sie im Unterricht nicht verstanden, wie man den räumlichen Bau herleitet? Gehören Sie schon zu der Generation, die lieber youtube-Filmchen schaut, statt Infoblätter durchzulesen? Hier können Sie das Ganze nochmal nachvollziehen:

<https://www.youtube.com/watch?v=uVk3CRzR238>

3.1 Strukturformel und Molekülgeometrie



Alle Elektronenpaare nehmen den größtmöglichen Abstand voneinander ein, wobei freie Elektronenpaare etwas mehr Raum benötigen.

b) Die Elektronegativität ist eine Kennzahl die ausdrückt, wie stark ein Atom die Elektronen einer Elektronenpaarbindung zu sich zieht. Je größer die Kennzahl, desto stärker werden die Bindungselektronen vom Atom angezogen.

c) Ein Molekül bei dem der Ladungsschwerpunkt der negativen Partialladungen mit dem Ladungsschwerpunkt der positiven Partialladungen zusammenfällt, ist aus symmetrischen Gründen unpolar. Beispiele: CO₂, SF₆, BF₃, CH₄ (Strukturformeln: siehe Unterricht)

Ein youtube-Filmchen zur Erklärung: https://www.youtube.com/watch?v=_KLbBgW32Vw