

Übungsaufgaben zur Atombindung, zum EPA-Modell und zur Polarität

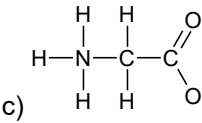
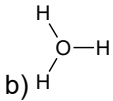
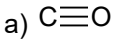
1. Strukturformeln aufstellen, Grundlagen zu polaren Bindungen

- 1.1 a) Weshalb ist Wasserstoff in Molekülverbindungen einbindig (d.h. geht 1 Atombindung ein)?
- b) Weshalb sind Edelgasatome nullbindig (d.h. gehen keine Atombindungen ein)?
- c) Weshalb sind die Halogene (z.B. Chlor oder Fluor) in Molekülverbindungen in der Regel einbindig?
- d) Weshalb sind Sauerstoff und Schwefel in Molekülverbindungen in der Regel zweibindig?
- e) Weshalb sind Stickstoff und Phosphor in Molekülverbindungen in der Regel dreibindig?

1.2 Zeichnen Sie die Strukturformeln folgender Verbindungen incl. freier Elektronenpaare.

- a) Stickstoff (N_2)
- b) Sulfid-Ion (SO_3^{2-}): S überschreitet Edelgasregel
- c) Cyanid-Ion CN^-

1.3 In den unten angegebenen Molekülen sind nur alle bindenden Elektronenpaare angegeben. Ergänzen Sie an den entsprechenden Atomen die freien Elektronenpaare und auftretende Ladungen. **Hinweis:** Die Edelgasregel ist überall streng erfüllt..



1.4 Welche Elemente im PSE können theoretisch die Edelgasregel überschreiten? Welche Begründung gibt es hierfür?

1.5 Definieren Sie den Begriff der Elektronegativität. Beschreiben und erklären Sie kurz den Verlauf innerhalb der Hauptgruppen und der Perioden (ohne Berücksichtigung der Nebengruppen).

1.6 Der polare Charakter einer Atombindung kann mit folgender Formel berechnet werden:

$$\text{Ionenbindungscharakter(\%)} = 16 \cdot |\Delta EN| + 3,5 \cdot |\Delta EN|^2$$

- a) Welchen Ionenbindungscharakter zeigt die Bindung zwischen Calcium und Sauerstoff?
- b) Bei welcher Elektronegativitätsdifferenz ist der Ionenbindungscharakter ca. 20%?

2. Räumlicher Bau, EPA-Modell und Dipolmoleküle

2.1 Zeichnen Sie zuerst die Strukturformel incl. freier Elektronenpaare. Begründen Sie dann ausführlich, ob polare Moleküle oder unpolare Moleküle vorliegen.

- a) Kohlenstoffdioxid
- b) Schwefelwasserstoff (H_2S)
- c) Ammoniak (NH_3)
- d) Methan CH_4
- e) Formaldehyd (H_2CO)
- f) Tetrachlorkohlenstoff
- g) Bortrifluorid (B unterschreitet Edelgasregel)
- h) Schwefelhexafluorid
- i) Sauerstoffdifluorid
- j) Ethen: $H_2C=CH_2$

2.2 Monophosphan (PH_3), Sauerstoffdifluorid (OF_2) und Siliciumtetrafluorid (SiF_4) sind alles sehr giftige, gasförmige Verbindungen.

- a) Geben Sie die Strukturformel incl. freier Elektronenpaare an und leiten Sie die Molekülgeometrie her.
- b) Ordnen Sie die Verbindung nach steigendem Bindungswinkel zwischen dem Zentralatom Z und zwei anhängenden Atomen X (Winkel: XYX) und begründen Sie ihre Anordnung
- c) Beurteilen Sie die Polarität aller drei Stoffe (incl. ausführlicher Begründung).

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, dass trotz vorhandener Elektronegativitätsdifferenzen ein unpolare Molekülbau möglich ist und erklären Sie kurz den Hintergrund.

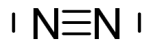
Musterlösungen ohne Gewähr

1.1

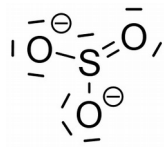
siehe Unterrichtsunterlagen. TIPP: Das hat sehr viel mit der Edelgasregel zu tun, also dem Bestreben, auf insgesamt 8 (bei H: 2) Elektronen zugreifen zu können!

1.2

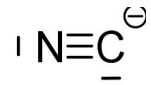
a) Stickstoff (N_2)



b)

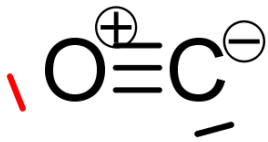


c)

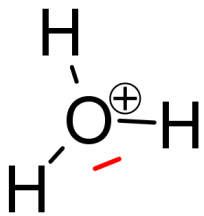


1.3

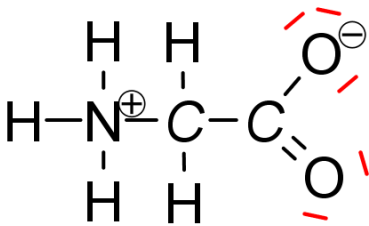
a)



b)



c)



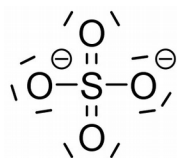
1.4

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 Elementen, 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.

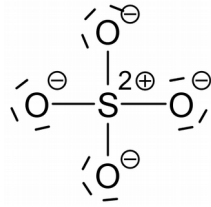
BEISPIEL SULFAT-ION:

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

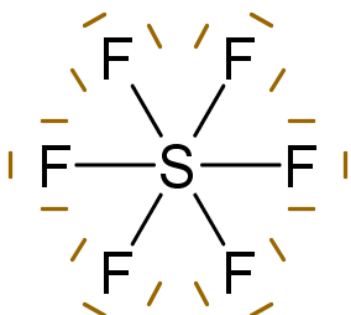
1.6

siehe Unterrichtsunterlagen

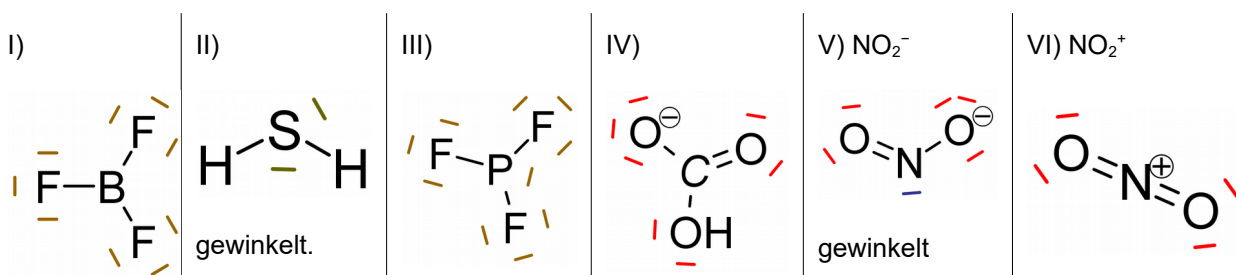
2.1

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.

<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 (H₂S)</p> <p>aufgrund des gewinkelten Baus handelt es sich um ein Dipol. Das Molekül ist somit eher polar.</p>	<p>c) Ammoniak (NH₃)</p> <p>aufgrund des gewinkelten Baus ist das Molekül ein Dipol, d.h. polar gebaut.</p>
<p>d) Methan CH₄</p> <p>Aufgrund des tetraedrischen Baus, fallen die Schwerpunkte von delta+ und delta- aufeinander. Das Molekül ist also völlig</p>	<p>e) Formaldehyd (H₂CO)</p> <p>Es handelt sich um ein trigonal planares Molekül, es</p>	<p>f) Tetrachlorkohlenstoff</p> <p>Der Schwerpunkt der Pole</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</p> <p>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>		

3.1 Strukturformel und Molekülgeometrie



trigonal
planar:

trigonal
pyramidal

trigonal planar

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: CO_2 , SF_6 ; BF_3 , CH_4 (Strukturformeln: siehe Unterricht)