Aufgaben zur Atombindung, zum EPA-Modell und zur Polarität TG/TO/BKFH

CC BY NC SA
↓: laborberufe.de

1. Strukturformeln aufstellen, Grundlagen zu polaren Bindungen

1.1 a) Weshalb sind Wasserstoffatome in Molekülverbindungen einbindig (d.h. gehen 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 ungeladene Sauerstoffatome und Schwefelatome in Molekülverbindungen in der Regel zweibindig?

e) Weshalb sind neutrale Stickstoff- und Phosphor-Atome in Molekülverbindungen in der Regel dreibindig?

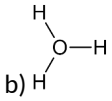
1.2 Zeichnen Sie die Strukturformeln folgender Verbindungen incl. freier Elektronenpaare.

a) Stickstoff (N_2) b) Sulfit-Ion (SO_3^{2-}). c) Cyanid-Ion CN^-

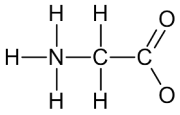
1.3 In den unten angegeben Molekülen sind nur alle bindenden Elektronenpaare angegeben. Ergänzen Sie die freien Elektronenpaare und auftretende Ladungen. **Hinweis**: Die Edelgasregel ist überall streng erfüllt.

a) C≡O

b)



c)



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 („Ionenbindungscharakter“) kann mit folgender Formel berechnet werden: $Ionenbindungscharakter(\%) = 16 \cdot |\Delta EN| + 3{,}5 \cdot |\Delta EN|^2$.

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) Tetrachlormethan CCl_4

g) BF_3 (B unterschreitet Edelgasregel) h) Schwefelhexafluorid SF_6 i) Sauerstoffdifluorid

j) Ethen: $H_2C{=}CH_2$

2.2 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 ($\underline{O}Cl_2$) b) Schwefeldioxid ($\underline{S}O_2$) c) Monophosphan ($\underline{P}H_3$) d) Methanal ($\underline{C}H_2O$)

e) gestrichen f) Nitrat-Ion ($\underline{N}O_3^-$) g) Sulfit-Ion ($\underline{S}O_3^-$) h) Kohlenstoffmonoxid (CO)

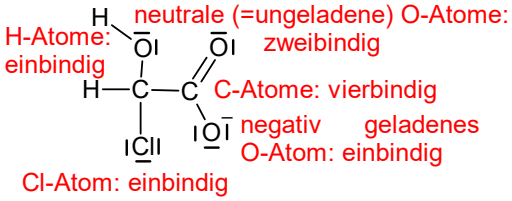
2.4 Welche der folgenden Verbindungen besitzt polare Atombindungen? Welche der Verbindungen ist polar?

a) Kohlenstoffdioxid b) Methan (CH_4) c) molekularer Sauerstoff (O_2) d) Ammoniak (NH_3)

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!



Die Atome gehen so viel Bindungen ein, dass sie insgesamt auf 8 Elektronen zugreifen können. Beispiel: Einem negativ geladenenen O-Atom gehören 7 Elektronen (zählen Sie oben nach!). Also fehlt ihm ein Elektron für die Edelgasregel. Deshalb greift es leihweise auch auf 1 weiteres Elektron zu, indem es *eine* Elektronenpaarbindung eingeht.

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 N_2: Zu 1: Summe der Außenelektronenzahl: 5 + 5 = 10 e^-

Zu 2: ungeladenes Molekül: 0 e^-

SUMME: 10 e^- (also 5 Elektronenpaare)

Im N_2-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 N_2: Dies ist nur mit einer Dreifachbindung möglich!

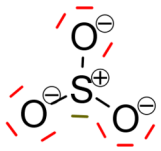
C) Zum Schluss muss noch geprüft werden, ob ein Atom geladen ist.

Beispiel N_2: Jedem N-Atom gehören 5 Elektronen, also so viele wie im laut PSE auch zustehen. Es treten also keine Ladungen im Molekül auf.

b) SO_3^{2-}

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

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

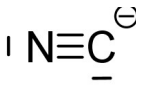


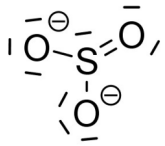
Zu C: Nun müssen noch die auftretenden Atomladungen ergänzt werden (wurde in der Strukturformel oben schon dargestellt).

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:

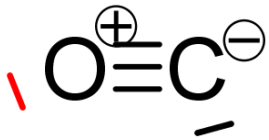
c)



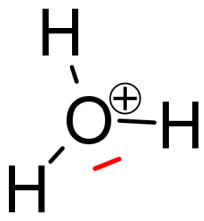
 Beide Varianten sind gleichwertig.	

1.3

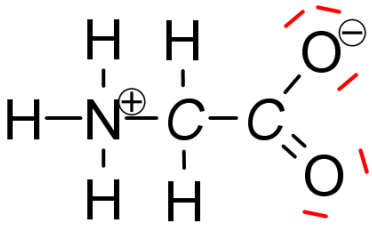
a)



b)



c)



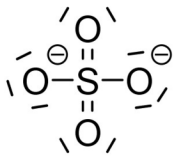
1.4

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 Elemente, bei denen die M-Schale als Valenzschale) möglich. Beispiele: S, Br, I, Sb etc.

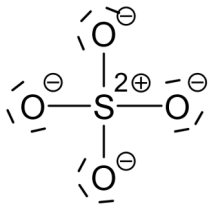
In wie weit tatsächlich die Edelgasregel überschritten wird, ist Gegenstand aktueller Forschung. Der Trend geht dahin, die Überschreitung zu vermeiden.

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

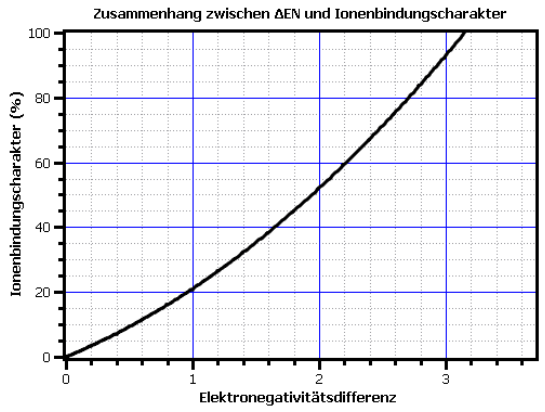
1.5 Elektronegativität

Die Elektronegativität ist ein Maß für ein Atom, wie sehr die Bindungselektronen einer chemischen Bindung angezogen werden. Je höher die Elektronegativität, desto stärker werden die Elektronen der chemischen Bindung angezogen.

c) Von oben nach unten nimmt die EN innerhalb der Hauptgruppen tendenziell ab. Grund: Die Außenelektronen und die Bindungselektronen werden durch die zunehmende Entfernung vom Kern und die abschirmende Wirkung der inneren Schalen immer weniger durch die positive Kernladung angezogen.

Von links nach rechts nimmt innerhalb der Periode die EN zu. Wegen der zunehmenden Kernladung, nimmt die Anziehung der Außen- und Bindungselektronen zu. Hierbei ist wichtig, dass die Entfernung oder die abschirmende Wirkung von links nach rechts abnimmt.

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

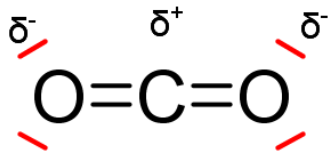
Das Lösen quadratischer Gleichungen ist auf dem Mathematikniveau der 8-9 Klasse. Eine Musterlösung wird deshalb nicht angegeben.

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.

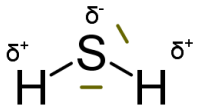
Waren Sie im Unterricht (geistig und/oder körperlich abwesend)? Hier haben Sie die Chance wichtige Botschaften nochmal nachzuvollziehen: https://www.youtube.com/watch?v=_KLbBgW32Vw

a) Kohlenstoffdioxid



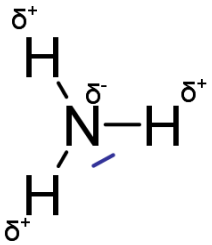
aufgrund des linearen Baus, fallen die Schwerpunkte der beiden Partialpole zusammen. Es handelt sich damit nicht um ein Dipolmolekül. Mit anderen Worten: Das Molekül ist völlig unpolar. Und das, obwohl es stark polare Elektronenpaarbindungen besitzt.

b) Schwefelwasserstoff (H_2S)



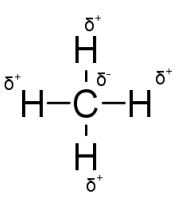
aufgrund des gewinkelten Baus handelt es sich um ein Dipol. Das Molekül ist somit eher polar.

c) Ammoniak (NH_3)



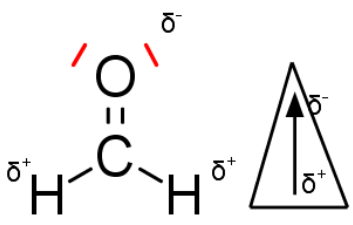
aufgrund des gewinkelten Baus ist das Molekül ein Dipol, d.h. polar gebaut.

d) Methan CH_4



Aufgrund des tetraedrischen Baus, fallen die Schwerpunkte von delta+ und delta- aufeinander. Das Molekül ist also völlig unpolr (Dipolmoment = 0 Debye), obwohl (sehr schwach) polare Atombindungen vorhanden sind.

e) Formaldehyd (H_2CO)

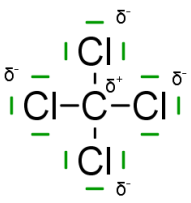


Es handelt sich um ein trigonal planares Molekül, es ist also dreieckig eben gebaut. Das Molekül ist ein Dipol, es besitzt also einen Dipolvektor, der nicht null ist.

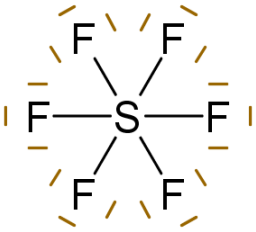
Rechts neben der Strukturformel ist die Lage des Vektors angegeben. Die Basis des

f)

Tetrachlorkohlenstoff



Der Schwerpunkt der Pole fällt zusammen, aufgrund des tetraedrischen Baus. Molekül ist völlig unpolar, hat also einen Dipolvektor von Null.

	Vektorpfeils zeigt auf den delta+-Pol des Moleküls (Schwepunkt aller delta+-Atome). Dieser liegt in der Mitte zwischen den H-Atomen. Die Pfeilspitze führt zum delta- - Pol, der beim O-Atom liegt.	
g) Bortrifluorid trigonal planar. unpolar.	h)  dieses Molekül lässt sich nur durch Überschrietung 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. Schwefelhexafluorid	i) gewinkelt. Dipolmoment vorhanden, auch wenn die OF-Bindung nicht stark polar ist. Das Molekül ist also etwas polar/schwach polar.
j) topfebenes rechteck. Aus symmetrischen Gründen völlig unpolar.		