

Zulässige Hilfsmittel: Periodensystem der Elemente mit Angaben zu den Elektronegativitäten. Taschenrechner.

1. Zeichnen Sie zuerst die Strukturformel incl. freier Elektronenpaare (Edelgasregel ist für alle Atome erfüllt). Ermitteln Sie anschließend die Molekülgeometrie nach den Regeln des EPA-Modells (Elektronenpaarabstoßungsmodell)

- | | | |
|-----------------------------------|--|--|
| a) Kohlenstoffdioxid | b) Schwefelwasserstoff (H ₂ S) | c) Ammoniak (NH ₃) |
| d) Methan CH ₄ | e) Formaldehyd (H ₂ CO) | f) Tetrachlorkohlenstoff (CCl ₄) |
| | Anm: C ist das Zentralatom, andem alle anderen Atome gebunden sind. | |
| g) Bortrifluorid | h) Schwefelhexafluorid | i) Sauerstoffdifluorid |
| (Bor unterschreitet Edelgasregel) | Anm: Das S-Atom kann als Element der dritten Periode die Edelgasregel überschreiten. (Molekülgeometrie muss nicht ermittelt werden). | |

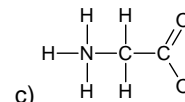
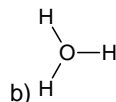
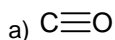
2. Zeichnen Sie die Strukturformeln folgender Verbindungen incl. freier Elektronenpaare (Edelgasregel ist für alle Atome erfüllt (außer S-Atom)).

- a) Stickstoff (N₂) b) Sulfid-Ion (SO₃²⁻): S überschreitet Edelgasregel c) Cyanid-Ion CN⁻

3. Für folgende Stoffe ist die vorherrschende Art der chemischen Bindung (unpolare Atombindung, polare Atombindung, Ionenbindung) anzugeben

- a) Magnesiumoxid b) Iod (I₂) c) Natriumoxid. Leiten Sie aus den Ionenladungen d) Wasser auch die Summenformel der Verbindung her)

4. In den unten angegebenen Molekülen sind nur alle bindenden Elektronenpaare angegeben. Ergänzen Sie an den entsprechenden Atomen die freien Elektronenpaare und auftretende Ladungen (Edelgasregel ist für alle Atome erfüllt).



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

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

7. Monophosphan (PH₃), Sauerstoffdifluorid (OF₂) und Siliciumtetrafluorid (SiF₄) 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 drei Verbindungen nach steigendem Bindungswinkel (Winkel: HPH, FOF und FSiF).

8. Der prozentuale Ionenbindungscharakter einer Atombindung kann mit folgender Formel (quadratische Gleichung) berechnet werden:

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

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

für $ax^2 + bx + c = 0$ gelten folgende Lösungen: $x_{1,2} = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$ (Hinweis: Sie können auch die p,q-Formel benutzen)

9. Schwefeldioxid reagiert mit Sauerstoff (O₂) zu Schwefeltrioxid. Wie viel Gramm Sauerstoff werden benötigt um 10 g Schwefeldioxid umzusetzen? Welche Masse Schwefeltrioxid entsteht hierbei? Welches Volumen nimmt der Sauerstoff ein, wenn 1 mol eines beliebigen Gases bei den gegebenen Bedingungen 21,25 L einnimmt?

10. Wässrige Lösungen von Salzen leiten den elektrischen Strom, von Molekülverbindungen jedoch nicht. Begründen Sie! Beschreiben Sie den Lösevorgang des Salzes im Wasser.

11. Leiten Sie die Summenformeln folgender Salze anhand der Ionenladungen her. Letztere können Sie mit dem PSE bestimmen.

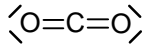
- a) Natriumfluorid b) Calciumoxid c) Magnesiumnitrid (Nitrid: Ion Eisen(III)-oxid Hinweis:
des Stickstoffs N) Eisenionen: Fe³⁺

Musterlösungen – ohne Gewähr

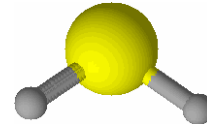
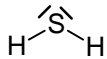
1.

Die Strukturformeln müssen so gezeichnet werden, dass für alle Atome die Edelgasregel erfüllt ist (mit wenigen Ausnahmen, die dann aber angegeben sind). Die Summe der Ladungen aller Atome muss außerdem der Gesamt-Molekülladung entsprechen. Bei neutralen Molekülen ist das also die Summe aller auftretenden Atomladungen Null.

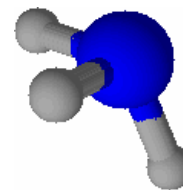
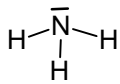
- a) EPA: Am Zentralatom sitzen 2 effektive e^- -Paare (Doppelbindungen werden wie Einfachbindungen gewertet) => linearer Bau



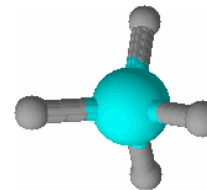
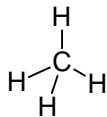
- b) EPA: Am Zentralatom sitzen 4 effektive Elektronenpaare 2 bindende + 2 freie). Die räumliche Grundform ist somit der Tetraeder. Da aber nur 2 Atome am Zentralatom gebunden sind, resultiert ein gewinkelter Bau.



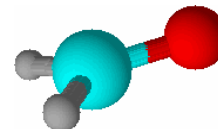
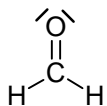
- c) EPA: Am Zentralatom sind 4 effektive Elektronenpaare vorhanden (3 bindende e^- -Paare und ein freies e^- -Paar). Die räumliche Grundform ist somit der Tetraeder. Da aber nur drei Atome gebunden sind, handelt es sich um eine Pyramide mit dreieckiger Grundfläche (trigonal pyramidal).



- d) EPA: Am C-Atom sind 4 Elektronenpaare gebunden => Grundform ist der Tetraeder. Da hier auch tatsächlich 4 Atome gebunden sind, handelt es sich um ein tetraedrisches Molekül.

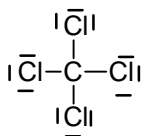


- e) Am C-Atom sind 3 effektive e^- -Paare gebunden (Doppelbindung wird wie eine Einfachbindung gewertet). => Dreieckiger ebener Bau (trigonal planar). Es handelt sich um ein 2-dimensionales Molekül. Alle Atome liegen auf einer Ebene.

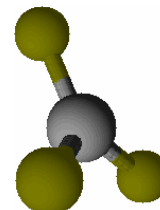
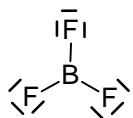


- f) Am C-Atom sind 4 Elektronenpaare gebunden. => Tetraeder.

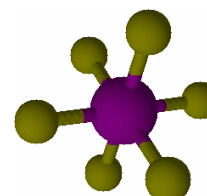
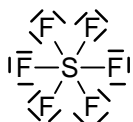
siehe d)



- g) Am B-Atom sind 3 Elektronenpaare gebunden => trigonal planar.

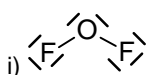


- h) EPA: nicht nötig. (Es handelt sich allerdings um ein oktaedrisches Molekül).



- i) EPA: => gewinkelter Bau.

siehe b)

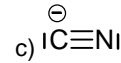
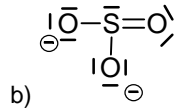
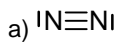


Bitte machen Sie sich den Unterschied zwischen dreieckig und

gewinkelt klar!; Bei einem dreieckigen Molekül sind am Zentralatom immer drei Atome (Liganden) gebunden.

2.

Man überzeuge sich davon, dass für alle Atome die Edelgasregel erfüllt ist (außer für S-Atom, wo sie überschritten werden kann). Vollziehen Sie auch die Ladungen nach und vergewissern Sie sich, dass die Gesamtladung des Moleküls, der Summe der Einzelladungen entspricht.



3.

Merke: Metall-Nichtmetallverbindungen sind in der Regel ionisch. Bei Nichtmetall-Nichtmetall-Verbindungen liegen in der Regel Moleküle vor, d.h. über Elektronenpaarbindungen verknüpfte Atome.

a) EN-Differenz: ca. 2,3 (je nach EN-Tabelle die man benutzt) => Salz

b) EN-Differenz: 0
Nichtmetall-Nichtmetall-Bindungen zwischen gleichen Atomen sind stets unpolare Atombindungen

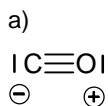
c) EN-Differenz: ca. 2,6
=> Salz (Metall-Nichtmetall-Verbindung)

e) EN-Differenz: ca. 1,4

Nichtmetall-Nichtmetall-Verbindung:
polare Atombindung

4.

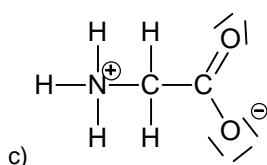
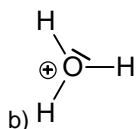
Sie müssen erst mal so viele freie Elektronen(paare) an den einzelnen Atomen ergänzen, dass jedes die Edelgasregel erfüllt (also auf 8 Elektronenzugreifen kann, außer bei H-Atom: 2 e⁻). Dann zählen Sie für jedes Atom nach, wie viel Elektronen ihm gehören. Durch Vergleich mit dem Periodensystem, kann man dann erkennen, ob es geladen ist.



Sowohl beim C-Atom als auch beim O-Atom muss ein freies e⁻-Paar ergänzt werden, damit für die Atome die Edelgasregel erfüllt ist.

Nun zählt man wie viel Elektronen dem C-Atom gehören, und kommt dabei auf die Zahl 5. Da laut Hauptgruppennummer im PSE dem C-Atom nur 4 Elektronen zustehen, besitzt es ein Elektron zu viel => einfach negativ geladen.

Mit der gleichen Zählweise kommt man beim O-Atom auf eine positive Ladung.



Nr. 5

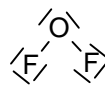
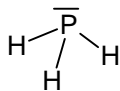
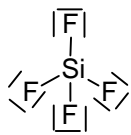
Ab den Elementen der dritten Periode kann die Edelgasregel überschritten werden, weil ab der 3. Schale mehr als 8 Elektronen in die Schale passen. *Beispiel: siehe Aufgabe 1h):* Das S-Atom greift in diesem Beispiel auf insgesamt 12 e⁻ zu. (auch wenn ihm nur 6 davon gehören).

Nr. 6

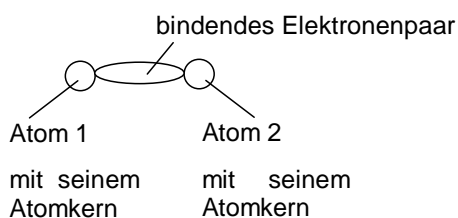
siehe Unterrichtsunterlagen

Nr. 7

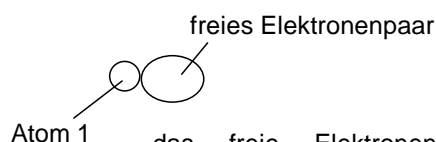
a) + b)



Die Grundform ist bei allen drei Verbindungen der Tetraeder, weil die Zentralatome jeweils von 4 (effektiven) Elektronenpaaren umgeben sind. Der ideale Tetraederwinkel (absolut regelmäßiger Tetraeder) ist ca. $109,5^\circ$. Er ist im SiF_4 verwirklicht (alle 4 Winkel FSF betragen $109,5^\circ$). Die drei Winkel HPH in PH_3 sind etwas kleiner, weil das freie Elektronenpaar am P-Atom mehr Raum beansprucht. Es befindet sich nämlich nur im Einflussbereich von einem Atom(kern), während bindende Elektronenpaare sich immer im Einflussbereich von 2 Atom(kern)en aufhalten. So kann das freie Elektronenpaar sich stärker ausbreiten, weil seine Ladungsdichte nicht in Richtung eines zweiten Atomkerns weggezogen wird:



Die Ladungsdichte des bindenden Elektronenpaars wird von 2 Atomkernen angezogen.



das freie Elektronenpaar kann sich stärker ausbreiten bzw. beansprucht mehr Platz rund um Atom 1, da die Ladungsdichte nicht durch ein weiteres Atom angezogen wird. Sie hält sich deshalb mit Mittel näher an Atom 1 auf (als im Fall links).
=> Wenn mehrere Liganden an Atom 1 gebunden sind, rücken sie näher zusammen (kleinere Bindungswinkel)

Die Molekülgeometrie ist hier trigonal pyramidal (d.h. eine Pyramide mit dreieckiger Grundfläche). OF_2 besitzt 2 freie Elektronenpaare. Auch hier ist der Winkel FOF deshalb kleiner als bei SiF_4 . Die Molekülgeometrie ist hier gewinkelt.

8.

a) Die Elektronegativitätsdifferenz zwischen Ca (EN = 1,0) und O (EN = 3,5) beträgt $\Delta\text{EN} = 2,5$. Einsetzen in die Formel:

$$\text{Ionenbindungscharakter}(\%) = 16 \cdot 2,5 + 3,5 \cdot 2,5^2 \approx 62\% \quad 3$$

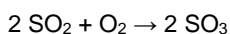
$$20 = 16 \cdot \Delta\text{EN} + 3,5 \cdot \Delta\text{EN}^2 \Rightarrow 0 = 3,5 \cdot \Delta\text{EN}^2 + 16 \cdot \Delta\text{EN} - 20$$

Lösungsformel für quadratische Gleichung

$$\text{b) } \Delta\text{EN}_{1,2} = \frac{-16 \pm \sqrt{16^2 - (4 \cdot 3,5 \cdot -20)}}{2 \cdot 3,5} \Rightarrow \Delta\text{EN}_1 \approx 1,0 \text{ (und } \Delta\text{EN}_2 = -5,6)$$

Wenn die $\Delta\text{EN}_1 \approx 1,0$, dann ist der Ionenbindungscharakter ca. 20 %. ΔEN_2 ist chemisch nicht interpretierbar.

9.



Umrechnung von 10 g SO_2 in eine Stoffmenge:

$$M(\text{SO}_2) = 64 \text{ g/mol.}$$

$$n(\text{SO}_2) = \frac{m(\text{SO}_2)}{M(\text{SO}_2)} = \frac{10 \text{ g}}{64 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,15625 \text{ mol}$$

Aus dem Koeffizientenverhältnis kann man entnehmen, dass bloß die Hälfte dieser Stoffmenge an O_2 benötigt wird.

Das sind $n(\text{O}_2) = 0,15625 \text{ mol} : 2 = 0,078125 \text{ mol}$.

Umrechnung in eine Masse

$$M(\text{O}_2) = 2 \cdot 16 \text{ g/mol} \approx 32 \text{ g/mol} \quad m(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \cdot M(\text{O}_2) = 0,078125 \text{ mol} \cdot 32 \text{ g/mol} \approx 2,5 \text{ g}$$

Umrechnung in ein Volumen

$$\text{Dreisatz: } 1 \text{ mol entspricht } 21,25 \text{ L. Wie viel entspricht dann } 0,078125 \text{ mol?} \Rightarrow V(\text{O}_2) = 1,66 \text{ L}$$

Die Masse des entstehenden SO_3 muss die Summe aus der SO_2 - und der O_2 -Masse sein. Bei chemischen Reaktionen gehen nämlich keine Masse verloren und es wird keine Masse gebildet. $m(\text{SO}_3) \approx 2,5 \text{ g} + 10 \text{ g} \approx 12,5 \text{ g}$. Natürlich kann man diese Masse $m(\text{SO}_3)$ auch über die Stoffmenge $n(\text{SO}_3)$ berechnen.

10.

Siehe auch Unterrichtsunterlagen. Beim Lösen des Salzes gehen die Ionen unabhängig voneinander in Lösung. In der Lösung liegen frei bewegliche Ladungsträger vor (mit Hydrathülle umgeben) \Rightarrow Solche Lösungen sind elektrisch leitfähig. Molekülverbindungen (die nicht mit H_2O reagieren) liegen in Wasser in Form gelöster neutraler Moleküle vor. Es sind keine Ladungsträger (Ionen) vorhanden. Solche Lösungen leiten den Strom nicht.