

# Lösung zu Übung 12

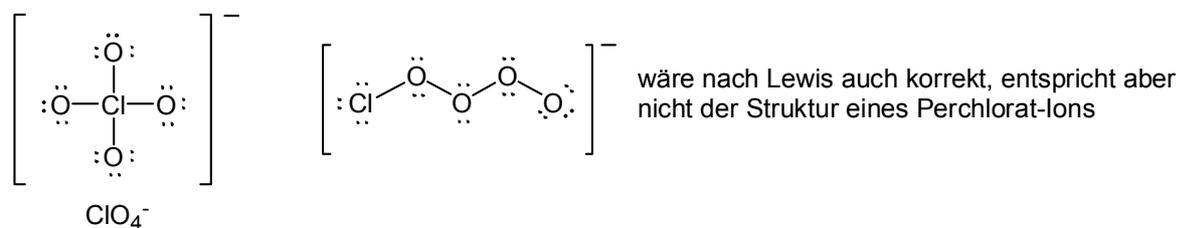
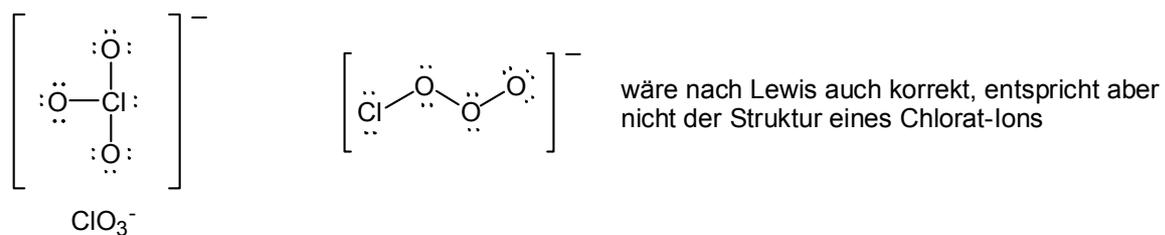
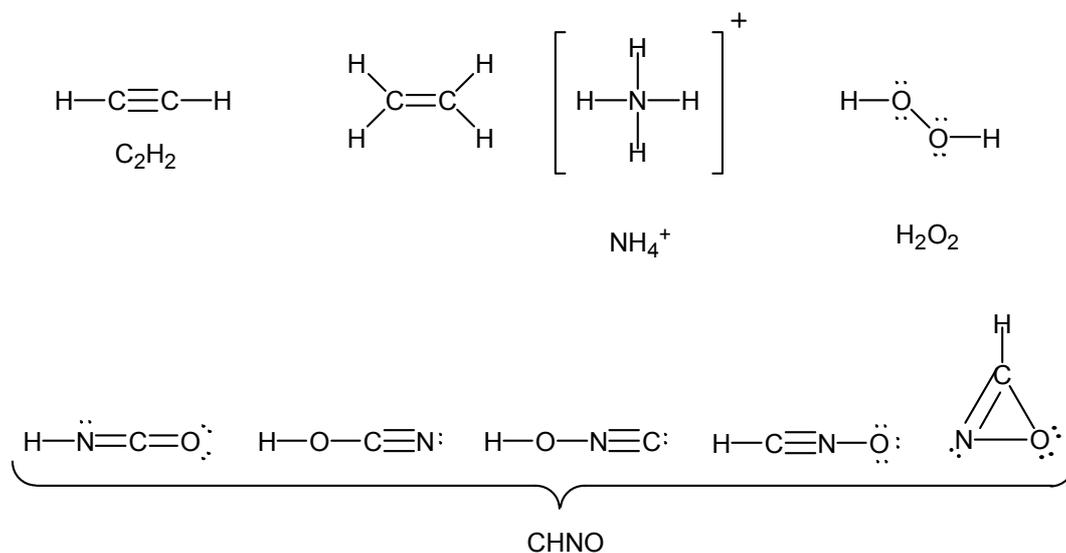
# Atombau Teil 2

## Aufgabe 1

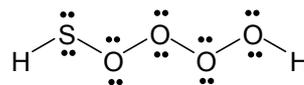
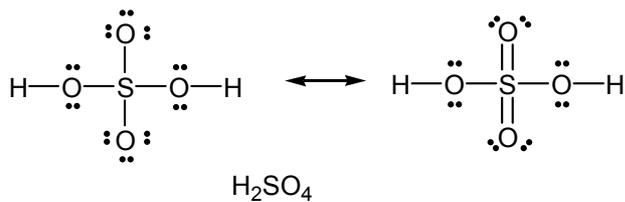
Die meisten Atome tendieren dazu, ihre äussersten s- und p- Orbitale mit Elektronen zu füllen. Damit wird die Zahl von 8 Elektronen in der Valenzschale erreicht. Das kann durch Elektronenaufnahme geschehen (z.B.  $F \rightarrow F^-$ ) oder durch formales Teilen der Elektronen in einer Zweielektronenbindung (unser „normaler“ Bindungsstrich). Die Oktettregel gilt für die Elemente von Li bis F recht streng. Bei höheren Elementen sind aber Ausnahmen möglich (z.B.  $PF_5$ ).

## Aufgabe 2

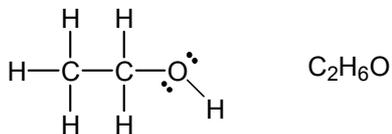
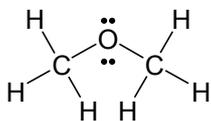
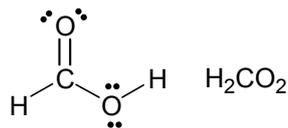
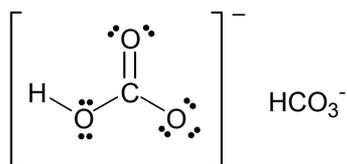
Schreiben Sie korrekte Lewis-Strukturen für folgende Summenformeln:



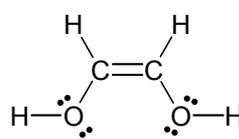
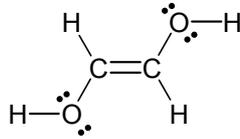
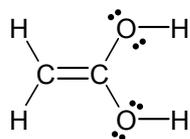
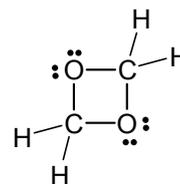
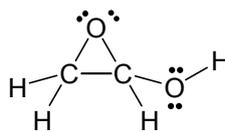
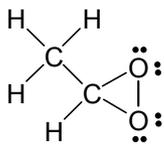
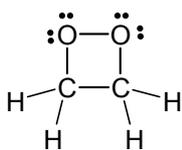
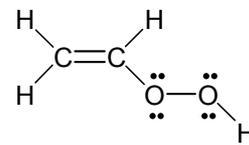
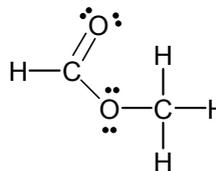
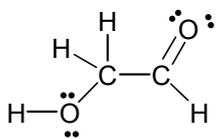
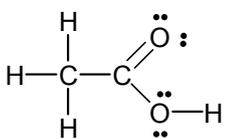
Sowohl im Chlorat- wie auch im Perchlorat-Ion haben die Sauerstoffatome jeweils die gleiche Umgebung (der Chemiker sagt, sie seien äquivalent). Das schliesst Strukturen aus, in denen Sauerstoffatome nicht an das Chloratom gebunden sind.



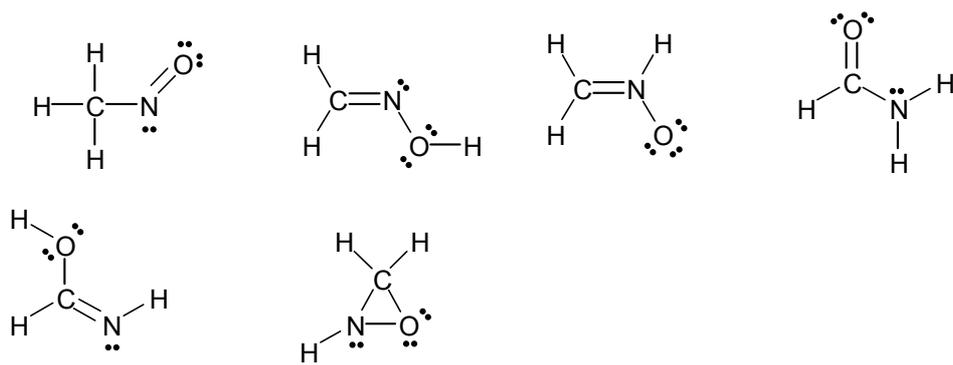
weitere Isomere sind schreibbar; sie entsprechen aber nicht der Konstitution der Schwefelsäure.



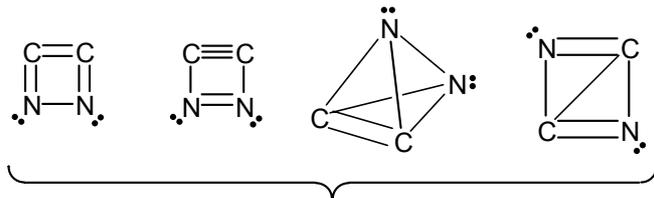
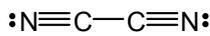
$\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$



CH<sub>3</sub>NO

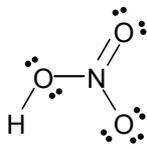


C<sub>2</sub>N<sub>2</sub>

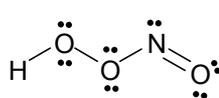


diese Strukturen sind zwar mit dem Lewis-Formalismus kompatibel, entsprechen aber nicht stabilen Molekülen (vergl. Abschnitt "Hybridisierung")

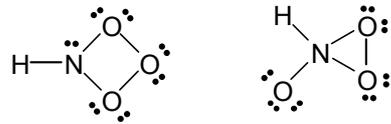
HNO<sub>3</sub>



Salpetersäure



Persalpetrige Säure



diese Strukturen sind zwar mit dem Lewis-Formalismus kompatibel, entsprechen aber nicht stabilen Molekülen

**Fazit:** die Schreibbarkeit einer Lewis-Formel ist kein hinreichendes Kriterium für ein stabiles Molekül!

### Aufgabe 3

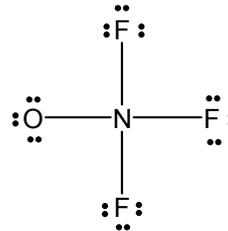
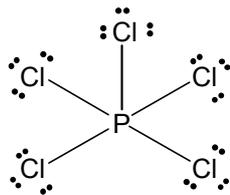
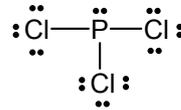
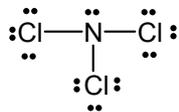
Chloratome haben 7 Valenzelektronen. Um ein Oktett zu erreichen, teilen sich zwei Chloratome an besten die Elektronen einer Bindung. So hat jedes Atom ein elektronisches Oktett. Chloratome dimerisieren daher bevorzugt unter Bildung von Chlormolekülen (Cl<sub>2</sub>).



Eine analoge Überlegung führt auch zu F<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub> und I<sub>2</sub>.

#### Aufgabe 4

$\text{NCl}_5$  und  $\text{OF}_6$  können nicht gebildet werden (10 Valenzelektronen bei Stickstoff und 12 Valenzelektronen bei Sauerstoff).

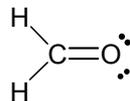


(10 Valenzelektronen  
am Phosphoratom)

#### Aufgabe 5

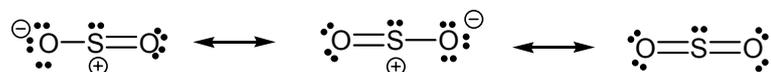
Bei der Beantwortung dieser Frage gehen wir von einer korrekten Lewis-Formel aus.

#### $\text{CH}_2\text{O}$

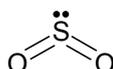


Das Zentralatom C hat drei Liganden. Nichtbindende Elektronenpaare sind nicht vorhanden. Die Geometrie um das Zentralatom C ist trigonal planar.

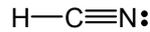
#### $\text{SO}_2$



Bei  $\text{SO}_2$  sind mehrere Resonanzformen (mesomere Strukturen) möglich. Für die Bestimmung der Geometrie müssen die beiden Sauerstoffatome und das nichtbindende Elektronenpaar am Schwefelatom berücksichtigt werden. Bei drei Liganden ergibt sich eine trigonal planare Geometrie. Da man aber das Elektronenpaar nicht sieht, erscheint  $\text{SO}_2$  einfach als gewinkeltes Molekül.



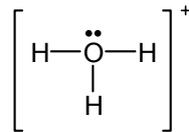
## HCN



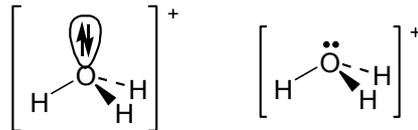
Das Zentralatom C hat zwei Liganden; nichtbindende Elektronenpaare sind am C-Atom nicht vorhanden. Die Geometrie von HCN ist daher linear.

## $\text{H}_3\text{O}^+$

Die korrekte Lewis-Struktur sieht so aus:



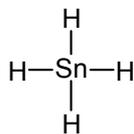
Das Sauerstoffatom hat als Liganden drei Wasserstoffatome und ein nichtbindendes Elektronenpaar. Diese vier Liganden sind tetraedisch angeordnet.



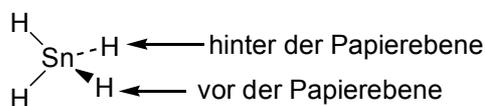
Da man Elektronenpaare nicht sieht, ist  $\text{H}_3\text{O}^+$  pyramidal.

## $\text{SnH}_4$

Zinn steht im periodischen System unter Kohlenstoff und hat genau wie C vier Valenzelektronen. Die Bindung mit vier Wasserstoffatomen führt (wie bei  $\text{CH}_4$ ) zu vier kovalenten Bindungen.

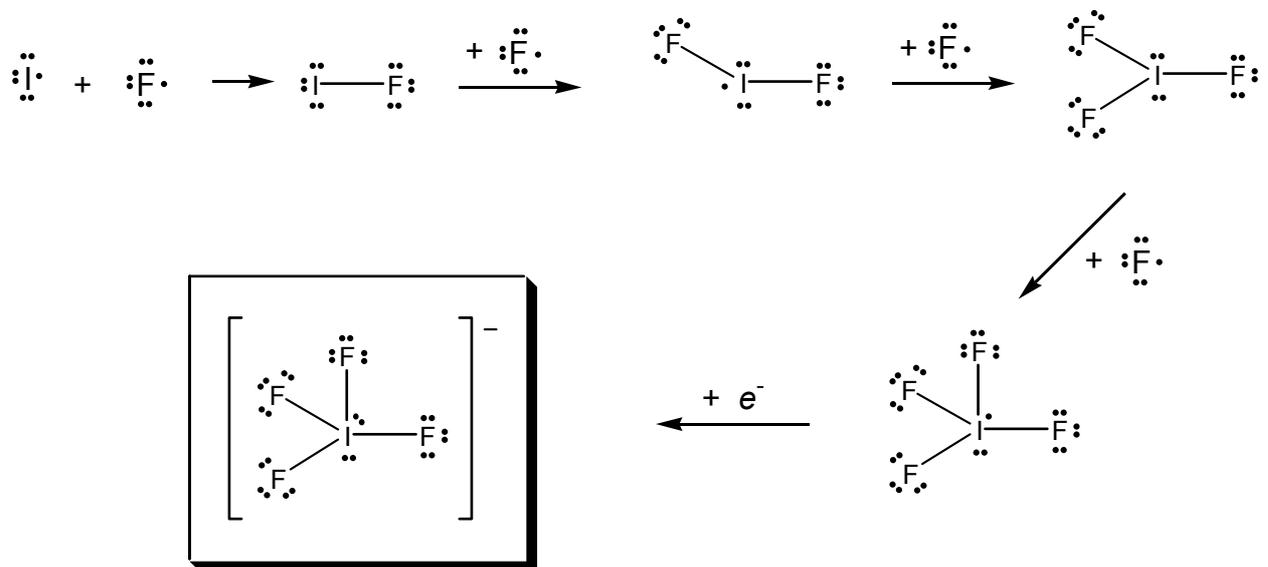


Freie Elektronenpaare sind nicht vorhanden. Die vier Liganden um das Zentralatom (Sn) besetzen daher vier Ecken eines Tetraeders.

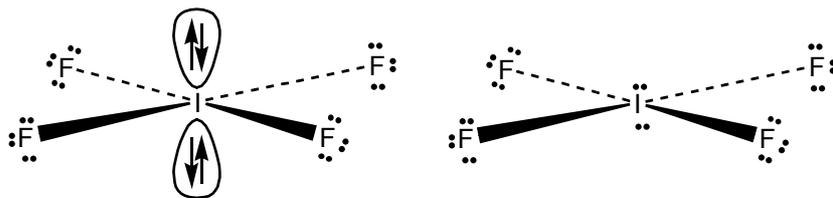




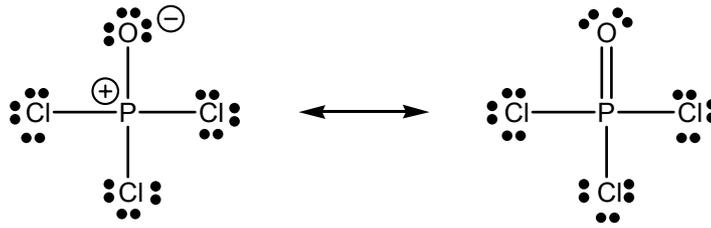
As steht im PS unterhalb von Stickstoff. Das Zentralatom As ist von drei Ligandatomen und einem freien (nicht-bindenden) Elektronenpaar umgeben. Die Anordnung der Liganden um das Zentralatom ist daher tetraedrisch. Da man aber das freie Elektronenpaar nicht „sieht“, ist die Geometrie des Moleküls pyramidal (analog NH<sub>3</sub> oder PH<sub>3</sub>).



Hier ist das Zeichnen der Lewis-Formel im Detail angegeben. Das Iodatome hat 12 Valenzelektronen. Im IF<sub>4</sub><sup>-</sup> hat das Zentralatom nun 6 Liganden (4 Fluoratome und 2 nichtbindende Elektronenpaare). Die Anordnung von 6 Liganden ist laut VESPR-Modell oktaedrisch. Damit nun die Abstoßung zwischen den nichtbindenden Elektronenpaaren minimal sei, ist es am Besten, sie im Winkel von 180° anzuordnen. Die Fluorliganden bilden daher eine quadratisch planare Anordnung, in deren Zentrum das Iodatome liegt.

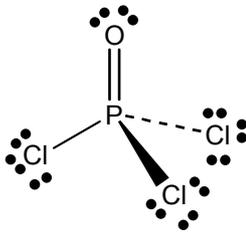


$\text{OPCl}_3$  oder  $\text{P}(\text{O})\text{Cl}_3$

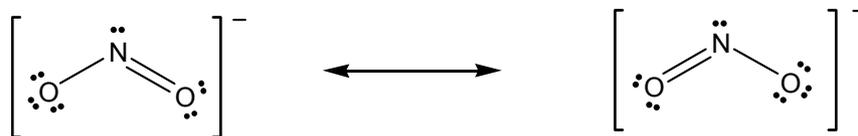


Auch hier sind mesomere Grenzstrukturen formulierbar. Das Zentralatom Phosphor ist von 4 Liganden umgeben; nichtbindende Elektronenpaare sind am Phosphoratom nicht vorhanden.

Die resultierende Geometrie von Phosphoroxychlorid ist daher tetraedrisch.

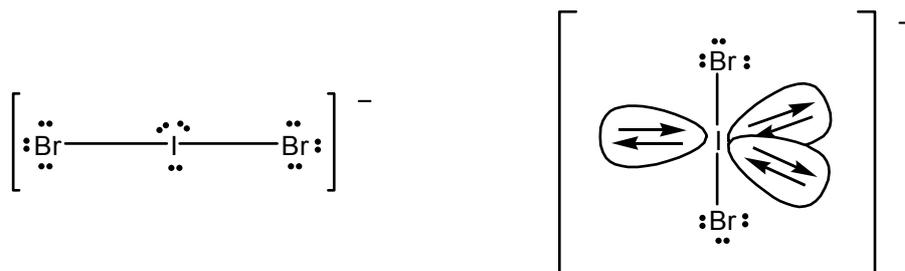


$\text{NO}_2^-$



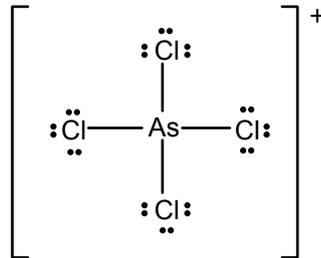
Zwei mesomere Grenzstrukturen möglich. Das Stickstoffatom hat drei Liganden: 2 Sauerstoffatome und ein Elektronenpaar. Die Geometrie von  $\text{NO}_2^-$  ist daher gewinkelt.

$\text{IBr}_2^-$

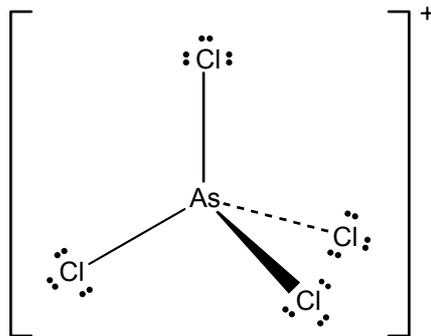


Eine korrekte Lewis-Struktur ist links abgebildet. Die drei Elektronenpaare am Iodatome werden äquatorial angeordnet. Damit haben sie nur  $120^\circ$

Wechselwirkungen. Eine axiale Anordnung von Elektronenpaaren würde zu  $90^\circ$  Wechselwirkungen führen.  $\text{IBr}_2$  ist linear.



Die vier Chlorliganden besetzen die Ecken eines Tetraeders, da am Zentralatom keine weiteren nichtbindenden Elektronenpaare vorhanden sind.



Die 6 Ligandatome sind oktaedrisch um das Zentralatom angeordnet. Nichtbindende Elektronenpaare sind nicht vorhanden.

