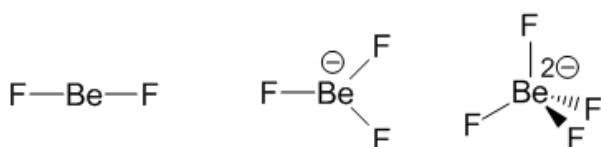


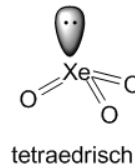
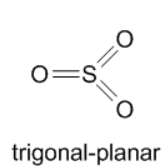
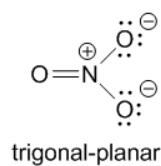
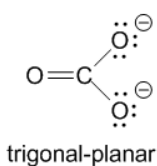
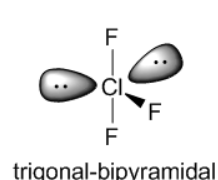
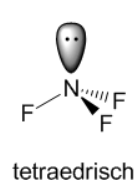
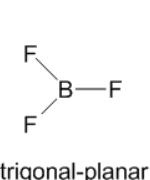
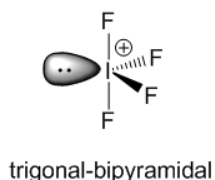
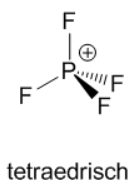
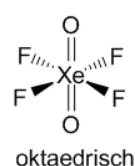
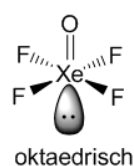
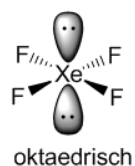
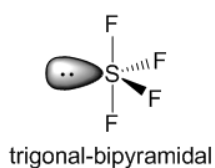
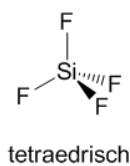
L.4 Molekülstruktur, VSEPR

1. NCl_5 und OF_6 sind nicht darstellbar. N kann keine fünf und O keine sechs Bindungen eingehen. Bei Atomen der zweiten Periode wird das Oktett nie überschritten.
2. BeF_2 : linear, sp -Hybridisierung
 BeF_3^- : trigonal-planar, sp^2 -Hybridisierung
 BeF_4^{2-} : tetraedisch, sp^3 -Hybridisierung

Man beachte: Beide Elektronen für die dritte und vierte Bindung am Be-Zentralatom werden jeweils von den Fluorid-Ionen geliefert. Man spricht in diesem Fall von einer „**dativen Bindung**“.



3. Die für die folgenden Strukturen angegebenen Bezeichnungen beziehen sich auf die Anordnung aller Elektronenpaare um das Zentralatom. Betrachtet man nur die Anordnung der Liganden, so ergeben sich mitunter andere Strukturnamen. Beispiele:
 XeF_4 : Anordnung der E-Paare: oktaedrisch; Ligandanordnung: planar-quadratisch
 ClF_3 : Anordnung der E-Paare: trigonal-bipyramidal; Ligandanordnung: T-förmig



Die freien Elektronenpaare am Sauerstoff sind nur gezeichnet, wenn die Atome eine Formalladung tragen. Auf die Darstellung aller anderen freien E-Paare (jeweils 2 am Sauerstoff, jeweils 3 am Fluor) wurde aus Gründen der Übersichtlichkeit verzichtet.

4. ☐ SO_2
☐ F_2
☐ H_2O
☒ CF_4

CF_4 . Dieses Molekül weist zwar polare C-F-Bindungen auf. Das Molekül besitzt aber eine tetraedrische Gestalt, sodass die polaren Bindungen symmetrisch um das Zentralatom angeordnet sind. Das Molekül ist deswegen nicht polar.

5. ☐ BF_3
☐ CF_4
☒ NF_3
☐ PCl_5
☐ Alle genannten Moleküle sind nicht polar.

NF_3 . Dieses Molekül ist trigonal pyramidal. Das nichtbindende Elektronenpaar am Stickstoffatom führt dazu, dass sich die Einzeldipole der N-F-Bindungen nicht zu Null addieren, weil die Fluoratome nicht symmetrisch um das Stickstoffatom angeordnet sind.

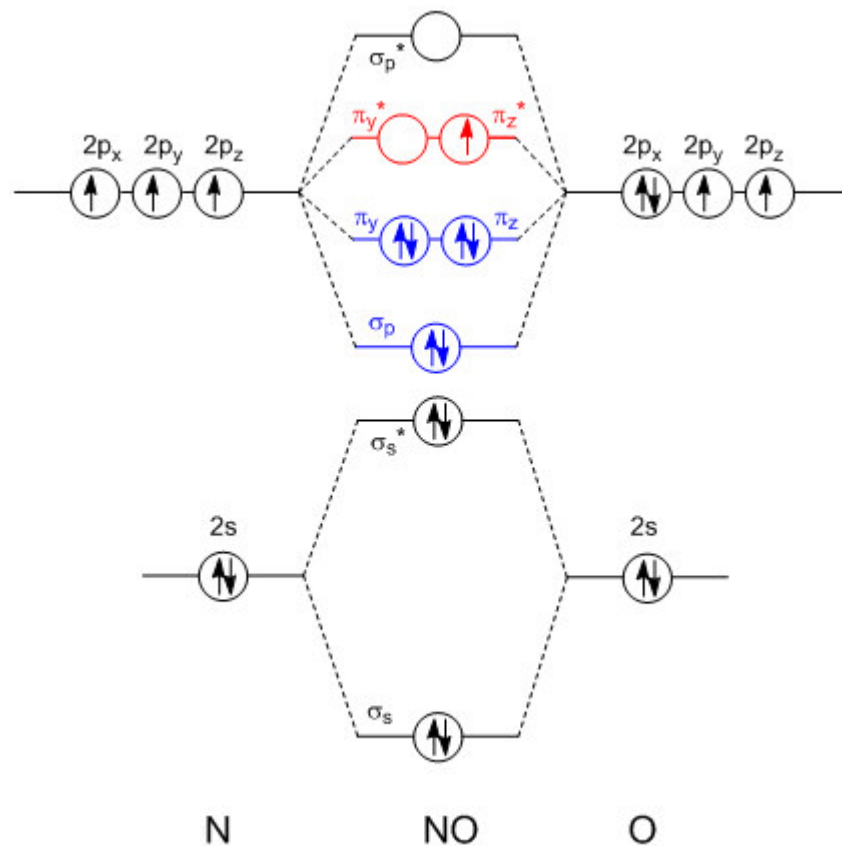
6. ☐ N_2^+ und Be_2^{2+}
☒ O_2^{2-} und Be_2^{2+}
☐ N_2^+ und O_2^-
☐ N_2^+ , O_2^{2-} und Be_2^{2+}
☐ O_2^{2-} , Be_2^{2+} und O_2^-
☐ N_2^+ und O_2^{2-} sowie Be_2^{2+} und O_2^-

Sowohl das O_2^{2-} -Ion als auch das Be_2^{2+} -Ion enthalten kein ungepaartes Elektron. Somit sind sie diamagnetisch.

7. ☐ CO: Bindungsordnung 3, paramagnetisch; OF: Bindungsordnung 1,5, paramagnetisch
- ☐ CO: Bindungsordnung 2, diamagnetisch; OF: Bindungsordnung 2, paramagnetisch
- ☐ CO: Bindungsordnung 2, diamagnetisch; OF: Bindungsordnung 1,5, diamagnetisch
- ☐ CO: Bindungsordnung 3, diamagnetisch; OF: Bindungsordnung 2, paramagnetisch
- ☒ **CO: Bindungsordnung 3, diamagnetisch; OF: Bindungsordnung 1,5, paramagnetisch**

CO ist isoelektronisch mit N_2 . Seine Bindungsordnung beträgt Drei, und es enthält keine ungepaarten Elektronen. OF weist 13 Valenzelektronen auf. Daraus ergibt sich eine Bindungsordnung von 1,5 und ein ungepaartes Elektron.

8. a)



- b) NO ist paramagnetisch.

c) Bindungsordnung NO: 2.5

Bindungsordnung NO^+ : 3

d) NO^+ hat die kürzere Bindungslänge.