

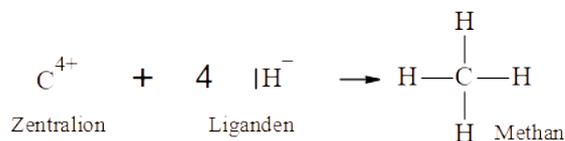


Komplexe von Nichtmetallen

Auch Moleküle wie CH₄ oder SO₄²⁻ können formal als Komplexe aufgefasst werden. Im Unterschied zu typischen Komplexen liegt hier ein *nichtmetallisches* Zentralteilchen vor. Im Fall der nichtmetallischen Moleküle ist die Ligand-Zentralteilchen-Bindungen meist viel stärker und nicht so einfach zu spalten. Bei typischen Komplexen hingegen sind die Liganden wegen der geringeren Bindungsstärke in **Ligandenaustauschreaktionen** meist gegen andere austauschbar. Allerdings gibt es auch hier Fälle, bei denen die Liganden außerordentlich fest am Zentralteilchen gebunden sind, beispielsweise bei den Eisencyanidoferratkomplexe, ([Fe(CN)₆]⁴⁻ etc.)

Methan (CH₄) lässt sich als Komplex von Hydrid-Liganden (H⁻) zu einem C⁴⁺-Kation auffassen. Die Bindungen der Hydrid-Liganden erfolgt **dativ (koordinative Bindung)**, das heißt der eine Bindungspartner, hier der Ligand,

liefert beide Bindungselektronen für die Elektronenpaarbindung. Durch die koordinative Bindung von genau vier Hydrid-Liganden erreicht das Zentralteilchen den Edelgaszustand. Die Anzahl der Liganden (**Koordinationszahl**) lässt sich also mit der Edelgasregel begründen:



1.1 Notieren Sie die hypothetische Reaktionsgleichung zwischen dem Ion S⁶⁺ und dem Ion O²⁻ zu SO₄²⁻. Zeigen Sie, dass auch hier die Edelgasregel erfüllt ist.

2. Die 18-Elektronen-Regel bei typischen Komplexen

Auch bei Komplexen mit metallischem Zentralteilchen (ZT) lässt sich häufig die Anzahl der Liganden mit der Edelgasregel erklären. Allerdings muss sie von 8 Elektronen (*Oktettregel*) auf 18 Elektronen (**18-Elektronen-Regel**) aufgeweitet werden, denn auch die d-Atomorbitale werden besetzt. Auch Edelgase wie Kr oder Xe haben 18 Valenzelektronen (z.B. [Kr] = [Ar]3d¹⁰4s²4p⁶). Jeder einzähnige Ligand liefert zwei Elektronen für die Atomorbitale des Zentralteilchens, da es es sich um *koordinative* Bindungen handelt.

18-Elektronen-Regel: Viele Komplexe besitzen eine Koordinationszahl, die dem Zentralteilchen die Edelgaskonfiguration zukommen lässt, also 18 Elektronen.

2.1 Ergänzen Sie die Tabelle!

ZT und e ⁻ -Konfiguration	Elektronenkonfiguration des Metallions (Kästchenschema)	Bsp eines Komplexes	Elektronenkonfiguration der Zentralteilchens im Komplex																
Fe ²⁺	<table border="1"><tr><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td></tr></table>									[Fe(CN) ₆] ⁴⁻	<table border="1"><tr><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td></tr></table>								
	<table border="1"><tr><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td></tr></table>									[Ni(CO) ₄]	<table border="1"><tr><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td></tr></table>								
	<table border="1"><tr><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td></tr></table>									[Cu(NH ₃) ₄] ²⁺	<table border="1"><tr><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td></tr></table>								

18-Elektronen-Regel nicht erfüllt!

Bei Komplexen ist die Edelgasregel weitaus seltener erfüllt als bei nichtmetallischen Molekülen. Hintergrund ist, dass der wahre Bindungszustand offensichtlich nicht einfach durch Einbau von Elektronen in Atomorbitale des Zentralteilchens erklärt werden kann, sondern im wahrsten Sinn des Wortes *komplexer* ist. Beispielsweise

spielen auch ausgeglichene Symmetrieverhältnisse und ionische Wechselwirkungen zwischen Ligand und Zentralteilchen, sowie deren Größe eine Rolle.

Mehrzähnige Liganden können dem Zentralteilchen viele Elektronen zur Verfügung stellen, beim EDTA bis zu 12 e⁻.

2.2 Geben Sie die Ladung des Zentralteilchens an. Überprüfen Sie dann, die 18-Elektronen-Regel erfüllt.

a) [Zn(OH) ₄] ²⁻	b) [Ni(CN) ₄] ⁴⁻	c) [Mo(CN) ₈] ⁸⁻	d) [Ag(NH ₃) ₂] ⁺
e) [ZnCl ₄] ²⁻	f) [Fe(CN) ₆] ³⁻	g) [Pt(NH ₃) ₆] ⁴⁺	h) [PdCl ₆] ²⁻