

Ist die Bindung im Molekül polar oder unpolar?

...und wann ist es ein Dipol, wann nicht?

Wie war das nochmal mit dem räumlichen Bau von Molekülen?

Tetraedrisch und was gabs da noch?

?

Elektronegativität und delta EN...

...was kann man damit nochmal machen?

Ist der Stoff eine Ionenverbindung oder Molekülverbindung?

Wie konnte man das doch gleich bestimmen?

Inhalt des Übungsskriptes

Übung 1: Liegt eine polare oder unpolare Elektronenpaarbindung im Molekül vor ?

Übung 2: Welcher räumliche Bau liegt bei einem bestimmten Molekül vor?

Übung 3: Dipol – Ja oder Nein?

Übung 1: Liegt eine polare oder unpolare Elektronenpaarbindung im Molekül vor?

1. Fülle die untenstehende Tabelle aus.
2. Beschreibe den Verlauf der Elektronegativitätswerte: a) innerhalb einer Hauptgruppe und b) innerhalb einer Periode. Stelle eine Vermutung für die von dir beschriebenen Verläufe auf.

Elektronegativitätswerte der Hauptgruppenelemente

„Unter **Elektronegativität** (kurz **EN**) verstehen wir die Fähigkeit der Atome die Bindungselektronen anzuziehen.

Als Maß für die Stärke der EN dient eine Zahlenskala von 0,7-4,0 - wobei Fluor (das elektronegativste Element) die höchste Zahl bekommt.“

Hinweis:

Suche dir eine geeignete Elektronegativitätstabelle

Allgemein gilt: Je größer die Elektronegativitätsdifferenz (kurz ΔEN) der an einer Bindung beteiligten Atome, desto polarer ist die Bindung. Zur Bewertung hat man sich auf folgende „Faustregel“ geeinigt:

ΔEN	0	>0
Elektronenpaarbindung ist:	unpolar	schwach polar-stark polar

Molekülformel	EN-Werte der an der Bindung beteiligten Atome		ΔEN	Bewertung der Elektronenpaarbindung	LEWIS-Formel (mit Partialladungen, falls polare Elektronenpaarbindungen vorliegen)
H ₂ O	H:	O:			
H ₂ Te	H:	Te:			
CO ₂	C:	O:			
HF	H:	F:			
NH ₃	N:	H:			
CH ₄	C:	H:			

Übung 2: Welcher räumliche Bau liegt bei einem bestimmten Molekül vor?

1. Baue die Kugel-Stab-Modelle der Moleküle aus Spalte 1.
2. Bestimme anhand der Modelle den räumlichen Bau und notiere den Fachbegriff dafür in die letzte Spalte.
3. Zeichne die Lewis-Formel in Spalte 2 und notiere die Anzahl bindender und nichtbindender Elektronenpaare (Spalte 3). Unterscheide bei den bindenden Elektronenpaaren zwischen Einfach und Mehrfachbindungen.

Name der Verbindung (Molekülformel)	LEWIS-Formel	am Zentralatom bindende e ⁻ -Paare: (<i>Einfach-Doppel-Dreifachbindung?</i>) freie e ⁻ -Paare:....	Räumlicher Bau
Methan (CH ₄)		bindende e ⁻ -Paare: (4 <u>Einfachbindungen</u>) freie e ⁻ -Paare:	
Ammoniak (NH ₃)		bindende e ⁻ -Paare: (.....) freie e ⁻ -Paare:	
Wasser (.....)		bindende e ⁻ -Paare: (.....) freie e ⁻ -Paare:	
Fluorwasserstoff (.....)		bindende e ⁻ -Paare: (.....) freie e ⁻ -Paare:	
Kohlenstoffdioxid (.....)		bindende e ⁻ -Paare: (.....) freie e ⁻ -Paare:	

Übung 3: Dipol – Ja oder Nein?

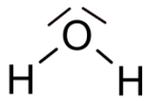
Hilfsmittel: Tabelle der Elektronegativitätswerte, Molekülmodelle aus Übung 2

1. Notiere dir die zwei Voraussetzungen damit ein Molekül ein Dipol ist:

Erste Voraussetzung:

Zweite Voraussetzung:

2. Fülle die Tabelle aus, wie im Bsp. für das Wasser-Molekül gezeigt.

Molekülformel	LEWIS-Formel	Bewertung der Elektronenpaarbindung	Räumlicher Bau	Dipol? Begründung!
H ₂ O		$\Delta EN_{O-H} = 3,5 - 2,1 = 1,4$ <u>stark polar</u>	gewinkelt	Dipol <i>$\delta+$ und $\delta-$ sind räumlich getrennt</i>
NH ₃				
CH ₄				
CO ₂				
HF				
H ₂ S				
F ₂				