Chemie · Abi auf 2 Seiten · 1 / 8

Atombau und Bindung

Atommodelle, PSE, Bindungsarten, Molekülgeometrie, zwischenmolekulare Kräfte

Im Abitur
Grundlage für fast jede Aufgabe: Siedetemperaturen, Löslichkeit und Reaktivität aus der Struktur erklären.

Atombau und Periodensystem

- Atomkern aus **Protonen** (positiv) und **Neutronen**, Hülle aus **Elektronen** (negativ). Ordnungszahl = Protonenzahl.
- **Schalenmodell:** Die Außenelektronen (**Valenzelektronen**) bestimmen das chemische Verhalten. Hauptgruppennummer = Zahl der Valenzelektronen.
- **Orbitalmodell** (eA): Elektronen in s-, p-, d-Orbitalen, je Orbital höchstens 2 Elektronen.
- **Edelgasregel (Oktett):** Atome erreichen durch Abgeben, Aufnehmen oder Teilen 8 Außenelektronen.
- Im PSE nimmt die **Elektronegativität** nach rechts oben zu (Fluor 3,98 am größten), der Atomradius nach links unten.

Elektronegativität
Maß dafür, wie stark ein Atom die Bindungselektronen anzieht (Pauling-Skala).

Drei Bindungsarten

	Ionenbindung	Elektronenpaarbindung	Metallbindung
zwischen	Metall + Nichtmetall	Nichtmetall + Nichtmetall	Metall + Metall
Prinzip	Elektronen werden übertragen, Ionen ziehen sich an (Ionengitter)	gemeinsame Elektronenpaare	Atomrümpfe im „Elektronengas“
Beispiel	NaCl, ΔEN = 2,23	H_2O, CH_4, Cl_2	Cu, Fe, Al
typisch	hohe Schmelztemperatur, spröde, Schmelze leitet	Moleküle, oft Gase oder Flüssigkeiten	leitet, verformbar, glänzt

Faustregel ΔEN
unter 0,4 unpolar · 0,4 bis 1,7 polar · über 1,7 eher ionisch. Die Grenzen sind fließend.

Polare Bindung und Dipol

- **Polare Elektronenpaarbindung:** Das elektronegativere Atom zieht die Elektronen zu sich, es bekommt eine Teilladung δ−, der Partner δ+. Beispiel O–H: ΔEN = 1,24.
- Ein Molekül ist ein **Dipol**, wenn die Ladungsschwerpunkte nicht zusammenfallen. CO_2 hat polare Bindungen, ist aber **linear** gebaut: Die Dipole heben sich auf, kein Dipol.
- H_2O ist gewinkelt, deshalb ein starker Dipol.

Lewis-Formel
Alle Valenzelektronen als Striche: Bindungselektronen zwischen den Atomen, freie Elektronenpaare am Atom.

Molekülgeometrie (EPA-Modell)

Elektronenpaare stoßen sich ab und gehen so weit wie möglich auseinander. Freie Elektronenpaare brauchen etwas mehr Platz.

Molekül	Bindungen + freie Paare	Form	Winkel
CH_4	4 + 0	tetraedrisch	109,5°
NH_3	3 + 1	pyramidal	≈ 107°
H_2O	2 + 2	gewinkelt	≈ 104,5°
CO_2	2 Doppelbindungen	linear	180°

Doppelbindung
zählt im EPA-Modell wie **ein** Elektronenpaar-Bereich.

Zwischenmolekulare Kräfte

Von schwach nach stark

Kraft	zwischen	Beispiel
Van-der-Waals-Kräfte	allen Molekülen, durch kurzzeitige Dipole; stärker bei großer Oberfläche	Alkane, Cl_2
Dipol-Dipol-Kräfte	permanenten Dipolen	HCl, Aceton
Wasserstoffbrücken	H an N, O oder F und einem freien Elektronenpaar von N, O, F	H_2O, Ethanol, Proteine

Ionenbindungen und Elektronenpaarbindungen sind viel stärker als alle zwischenmolekularen Kräfte.

Achtung
Wasserstoffbrücken sind Kräfte **zwischen** Molekülen, keine Bindung im Molekül.

Siedetemperatur erklären

- Beim Sieden werden die Kräfte **zwischen** den Molekülen überwunden, nicht die Bindungen im Molekül.
- Methan CH_4 siedet bei −161,5 °C (nur Van-der-Waals), Wasser bei 100 °C (Wasserstoffbrücken), obwohl beide Moleküle ähnlich klein sind.
- Ethanol (78 °C) siedet viel höher als Propan (−42 °C) mit ähnlicher Masse: Die OH-Gruppe bildet Wasserstoffbrücken.
- Je länger die Kohlenstoffkette, desto größer die Oberfläche, desto stärker die Van-der-Waals-Kräfte, desto höher die Siedetemperatur.

Schema
1. Stoffklasse und Molekülbau nennen, 2. stärkste Kraft benennen, 3. „mehr Energie nötig → höhere Siedetemperatur".

Löslichkeit

- **Ähnliches löst sich in Ähnlichem:** Polare (hydrophile) Stoffe lösen sich in Wasser, unpolare (lipophile) in Benzin oder Öl.
- Kurze Alkohole wie Ethanol mischen sich mit Wasser. Je länger der unpolare Rest, desto schlechter wasserlöslich.
- Salze lösen sich in Wasser, weil sich Wassermoleküle als **Hydrathülle** um die Ionen legen.

Amphiphil
Seifen und Tenside: polarer Kopf, unpolarer Schwanz. Sie verbinden Fett und Wasser.

Wasser als Sonderfall

- Hohe Siedetemperatur, hohe Wärmekapazität, gutes Lösungsmittel für Ionen.
- Eis hat eine geordnete Struktur mit Hohlräumen (Wasserstoffbrücken), deshalb ist Eis leichter als flüssiges Wasser und schwimmt.

Dichteanomalie
Wasser hat bei etwa 4 °C die größte Dichte.

Typische Fehler

- „Beim Sieden brechen die O–H-Bindungen." Nein, nur die Kräfte zwischen den Molekülen.
- CO_2 als Dipol bezeichnet. Polare Bindungen allein reichen nicht, die Geometrie entscheidet.
- Wasserstoffbrücken bei jedem H-Atom angenommen. Nötig ist H an N, O oder F.

Struktur → Eigenschaft
Jede Begründung läuft über Bau → Kraft → Eigenschaft.

Weiter lernen

mehr Zettel folgen

- Weitere Überblicke zu anderen Themen und Fächern gibt es kostenlos.

Alle Zettel kostenlos:

Link im TikTok-Profil

von randnotiz