

Die Stoffmenge n

Die Stoffmenge $n = 1 \text{ mol}$ ist die Stoffportion, die $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen enthält.

Bsp.:

$n(\text{He}) = 1 \text{ mol}$ → enthält $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen
(= He-Atome)

$n(\text{H}_2) = 1 \text{ mol}$ → enthält $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen
(= H₂-Moleküle)

Die Molare Masse M

$$M(\text{X}) = m(\text{X})/n(\text{X}) \quad [\text{g/mol}]$$

Die molare Masse hat denselben Zahlenwert wie die Summe der atomaren Massen (siehe PSE).

Bsp.:

$M(\text{H}_2\text{O}) = M(\text{H}) + M(\text{H}) + M(\text{O})$

Das Molare Volumen V_m

$$V_m(\text{X}) = V(\text{X})/n(\text{X}) \quad [\text{l/mol}]$$

Das molare Volumen von Gasen ist bei gleichem Druck und gleicher Temperatur immer gleich groß.

Das molare Volumen aller Gase beträgt im Normzustand 22,4 l/mol.

$$V_{mn} = 22,4 \text{ l/mol}$$

Das VSEPR-Modell

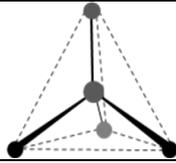
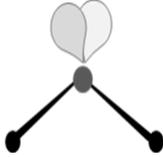
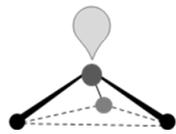
Die Elektronenpaare ordnen sich auf Grund der elektrostatischen Abstoßung mit größtmöglichen Abstand um das Zentralatom an.

Die freien Elektronenpaare beanspruchen mehr Platz als bindende.

→ Ableitung des räumlichen Baus (= Molekülstruktur) möglich!

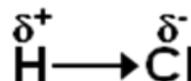
Wichtige Molekülstrukturen

Abkürzungen: A = Zentralatom
 X = Ligand
 E = freie Elektronenpaare

	AX ₂ Linear z.B. CO ₂		AX ₄ tetraedisch z.B. CH ₄
	AX ₂ E ₂ gewinkelt z.B. H ₂ O		AX ₃ E Pyramidal z.B. NH ₃

Die Elektronegativität EN

Die Elektronegativität ist ein Maß für die Fähigkeit eines Atoms einer Atombindung die Bindungselektronen an sich zu ziehen. Besitzen die Atome in Molekülen unterschiedliche EN, so ergeben sich Partialladungen (= Teilladungen).
 Symbole: δ^+ und δ^-



Polare und unpolare Atombindungen

Polare Atombindung:
 Atombindung, in der die Bindungselektronen ungleichmäßig verteilt sind.

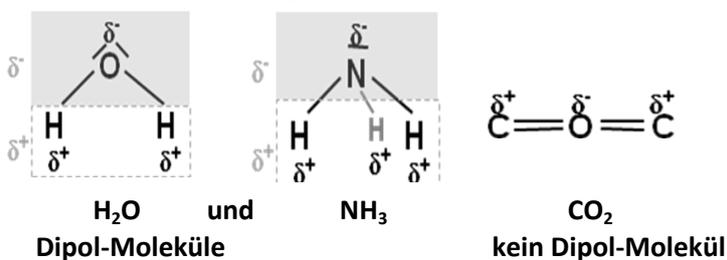


Unpolare Atombindung:
 Atombindung, in der die Bindungselektronen gleichmäßig verteilt sind.



Dipole

Dipole sind nach außen elektrisch ungeladen, besitzen jedoch einen positiven und einen negativen Pol, da die Ladungsschwerpunkte nicht zusammenfallen. Bsp.:



Zwischenmolekulare Wechselwirkungen:

- Van der Waals - WW
- Dipol – WW
- Wasserstoffbrücken

Van-der-Waals-Kräfte

Sie entstehen durch kurzzeitige Polarisierung der Elektronenwolken unpolarer Moleküle. Diese sog. induzierten Dipole ziehen sich gegenseitig an. Schwächste zwischenmolekulare Kraft.

Dipol-Dipol-Wechselwirkung

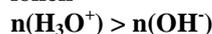
Anziehungskräfte zwischen permanenten Dipolen.

Wasserstoffbrückenbindung (WBB)

Bilden Moleküle WBB, so muss ein Wasserstoffatom direkt an ein stark elektronegatives Atom (Sauerstoff-, Stickstoff- oder Fluor-Atom) gebunden sein (und deshalb stark positiv polarisiert sein). Stärkste zwischenmolekulare Kraft.

Säuren und saure Lösungen**Säure = Protonendonator**

Saure Lösungen enthalten mehr Oxonium- als Hydroxid- ionen



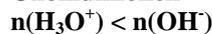
Die Oxoniumionen sind für das Verhalten wässriger, saurer Lösungen verantwortlich

Ein Maß für die Oxoniumionenkonzentration ist der pH – Wert.

Für Säuren: $\text{pH} < 7$

Basen und basische Lösungen**Base = Protonenakzeptor**

Basische Lösungen enthalten mehr Hydroxid- als Oxoniumionen



Für Basen: $\text{pH} > 7$

Wichtige Säuren und Basen

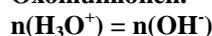
Säuren		Basen	
HCl	Salzsäure	O^{2-}	Oxid-Ion
HNO_3	Salpetersäure	OH^-	Hydroxid-Ion
H_2SO_4	Schwefelsäure	CO_3^{2-}	Carbonat-Ion
H_3PO_4	Phosphorsäure	NH_3	Ammoniak
H_2CO_3	Kohlensäure	S^{2-}	Sulfid-Ion
H_2S	Dihydrogen-sulfid		
NH_4^+	Ammonium-Ion		

Neutrale Lösungen und Neutralisation

Neutralisation: Protonenübergang von Oxonium- auf Hydroxidionen unter Wasserbildung



Neutrale Lösungen enthalten gleich viel Hydroxid- und Oxoniumionen.



Für neutrale Lösungen: $\text{pH} = 7$

Allg.: Säure + Lauge \rightarrow Salz + Wasser

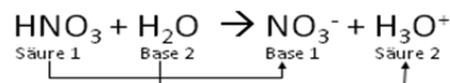
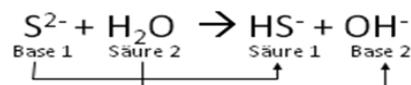


Protolyse und Ampholyt

Protolyse (= Säure-Base-Reaktion):

Reaktion mit Protonenübergang von einer Säure auf eine Base.

Bsp.:



Ampholyt:

Stoff, der sowohl als Säure als auch als Base reagieren können. Bsp.: Wasser

Die Titration

Verfahren zur Bestimmung der Stoffmenge in einer bestimmten Portion einer Säure oder Lauge mit bekannter Konzentration unter Verwendung eines Indikators.

Äquivalenzpunkt:

Punkt, an dem $n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{OH}^-)$

Die Stoffmengenkonzentration

Sie gibt an, welche Stoffmenge n eines gelösten Stoffes X in einem Liter Lösung enthalten ist:

$$c(x) = n(X)/V(X) \quad [\text{mol/l}]$$

Redoxreaktionen

Oxidationszahl (=OZ): Hilfsmittel zum Erstellen der Oxidations- und Reduktionsteilgleichungen

Oxidation: Elektronenabgabe, Erhöhung der OZ

Reduktion: Elektronenaufnahme, Erniedrigung der OZ

Redox-Reaktion: Elektronenübergang von einem Elektronendonator auf einen Elektronenakzeptor