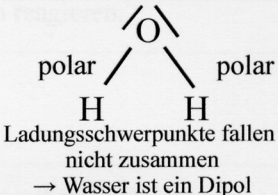


Grundwissen 9. Jahrgangsstufe Chemie	
Massenerhaltungssatz	$m(A) + m(B) \rightarrow m(C) + m(D)$
Größen	m: Masse [g]; m_a: atomare Masse [u]; M : molare Masse [g/mol] (Zahlenwert der Teilchenmasse in u ist gleich dem Zahlenwert der molaren Masse in g/mol) n: Stoffmenge [mol]; N: Teilchenzahl [---]; N_A: Avogadrokonstante $6 \cdot 10^{23}$ [Teilchen/mol]; ρ: Dichte [g/cm³, g/L]; V: Volumen [mL, cm³] V_m: molares Volumen [L/mol] (Gas → 24 L/mol bei 20°C); c: Stoffmengenkonzentration [mol/L]
Beziehungen	$\rho = m / V$; $n = m / M$; $n = N / N_A$; $n = V / V_m$; $m_a = m / N$; $c = n / V$
Elektronenpaarbindung	Entsteht durch die elektrische Anziehung von positiv geladenen Atomrümpfen und negativ geladenen Bindungselektronen In einem Molekül
Elektronegativität (EN)	Gibt die Stärke an, mit der ein Atom in einem Molekül die Elektronen einer Elektronenpaarbindung (EPB) zu sich zieht → EPB zwischen gleichen Atomen → unpolare Bindung → EPB zwischen Atomen unterschiedlicher EN → polare Bindung
Dipol Bsp. Wasser	Moleküle mit polaren Bindungen, deren Ladungsschwerpunkte nicht zusammenfallen 
VSEPR-Modell	Beschreibt den räumlichen Bau von Molekülen: Die Abstoßung der Elektronenpaare (bindende und nicht-bindende EP) erzwingt einen maximalen Abstand zueinander (Mehrfachbindungen zählen wie Einfachbindungen) 2 EP → linear; 3 EP → trigonal-planar; 4 EP → tetraedisch
Wechselwirkungen zwischen Teilchen	Van der Waals – Kräfte: elektrische Anziehungskraft zwischen zeitweise polaren Molekülen Dipol-Dipol-Kräfte: elektrische Anziehungskraft zwischen dauerhaft polaren Molekülen Dipol-Ion-Kräfte: elektrische Anziehungskraft zwischen dauerhaft polaren Molekülen und Ionen Wasserstoffbrücke: elektrische Anziehungskraft zwischen dauerhaft polaren Molekülen, in denen Wasserstoffatome an Sauerstoff-, Stickstoff- oder Fluoratome gebunden sind schwach ↓ stark
Indikator	Mit Indikatoren lassen sich saure, basische und neutrale Lösungen durch die entsprechende Farbe unterscheiden
Phenolphthalein	Indikator: sauer : farblos; neutral : farblos; basisch : pink
Bromthymolblau:	Indikator: stark sauer : rot, leicht sauer : gelb; neutral : grün; basische : blau
Säuren	Protonendonatoren

Basen	Protonenakzeptoren
Säure-Base-Reaktion	Eine Reaktion, bei der Protonen übertragen werden. (Donator-Akzeptor-Reaktion)
Saure Lösungen	Säuren reagieren mit Wasser zu sauren Lösungen; diese enthalten Oxonium-Ionen (H_3O^+). Bsp.: $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$
Eigenschaften von sauren Lösungen	Sie wirken ätzend vor allem auf Metalle und Kalk, leiten den elektrischen Strom (enthalten Ionen), saurer Geschmack
basische (= alkalische) Lösungen	Basen bilden mit Wasser basische (= alkalische) Lösungen; diese enthalten Hydroxid-Ionen (OH^-)
Eigenschaften von alkalischen Lösungen	Wirken ätzend vor allem auf organische Substanzen; leiten den elektrischen Strom (enthalten Ionen), seifiger Geschmack
Ampholyte	Können je nach Reaktionspartner als Säuren oder als Basen reagieren.
Beispiele für Säuren, Basen und Ampholyte	siehe Liste
Neutralisation	$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$; exotherm; Im Neutralpunkt: $c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{OH}^-)$
pH-Wert	Maß für die Konzentration der H_3O^+ -Ionen; $\text{pH} < 7$: sauer ; $\text{pH} = 7$: neutral $\text{pH} > 7$: alkalisch
OZ	Gedachte Ladungszahl; Bindungselektronen werden dem elektronegativeren Partner zugeordnet.
Oxidation	e^- - Abgabe; Erhöhung der OZ (Oxidationszahl)
Reduktion	e^- -Aufnahme; Verringerung der OZ
Oxidationsmittel	e^- -Akzeptor
Reduktionsmittel	e^- -Donator
Redoxreaktion	Erkennbar an einer Änderung der OZ. e^- -Übertragung vom Reduktionsmittel auf das Oxidationsmittel. (Donator-Akzeptor-Reaktion)
Redoxgleichungen	Vorgehen siehe „How-to-do-Blatt“