

Valenzstrich- bzw. Lewis-Formel	<p>Darstellungsweise, bei der Moleküle zweidimensional dargestellt werden. Dabei werden:</p> <ul style="list-style-type: none"> bindende Elektronenpaare / Atombindungen durch Striche zwischen den Atomen dargestellt, wobei Einfach- und Mehrfachbindungen (= Zweifach- und Dreifachbindungen) unterschieden werden, z.B.: freie Elektronenpaare <u>immer</u> angegeben, z.B.: alle Elektronenpaare so angeordnet, dass der Abstand zwischen ihnen maximal ist (vgl. EPA-Modell), z.B.: 	$\text{H}-\text{H}$ $ \text{N}\equiv\text{N} $ $\text{O}=\text{C}=\text{O}$
Molekülgeometrie	Räumliche Anordnung von Atomen oder Atom-Gruppen in einem Molekül, die mit Hilfe des EPA-Modells ermittelt werden kann.	
Elektronenpaar-abstoßungs-Modell (EPA- bzw. VSEPR-Modell)	<p>Modell zur Ermittlung der Geometrie von Molekülen. Dabei werden alle Elektronenpaare (bindende und freie) so um das Zentralatom A eines Moleküls angeordnet, dass deren Abstand zueinander maximal ist, wobei Mehrfachbindungen wie Einfachbindungen behandelt werden.</p> <p><u>Beispiele:</u></p> <ul style="list-style-type: none"> Methan (CH_4): 4 Bindungspartner, 0 freie EP → tetraedisch Bortriiodid (BI_3): 3 Bindungspartner, 0 freie EP → trigonal-planar Blausäure (HCN): 2 Bindungspartner, 0 freie EP → linear Ammoniak (NH_3): 3 Bindungspartner, 1 freies EP → trigonal-pyramidal Wasser (H_2O): 2 Bindungspartner, 2 freie EP → gewinkelt Iodbromid (IBr): 1 Bindungspartner, 0 freie EP → linear 	
Elektronegativität	<p>Maß für die Fähigkeit eines Atoms, in einer Atombindung das bindende Elektronenpaar zu sich zu ziehen.</p> <p><u>Entwicklung der Elektronegativität im PSE:</u></p> <ul style="list-style-type: none"> sie nimmt innerhalb einer Periode von links nach rechts zu sie nimmt innerhalb einer Hauptgruppe von unten nach oben zu → das elektronegativste Element ist Fluor 	
unpolare Atombindung	<p>Atombindung zwischen zwei Atomen, die:</p> <ul style="list-style-type: none"> die gleiche Elektronegativität aufweisen, z.B. H_2, oder deren Elektronegativitätsdifferenz-Betrag unter 0,5 liegt, z.B. BrI. 	
polare Atombindung	<p>Atombindung zwischen zwei Atomen, deren Elektronegativitätsdifferenz-Betrag größer als 0,5 ist, z.B. HCl.</p> <p>Dadurch werden die Elektronen der Atombindung stärker zum elektronegativeren Atom gezogen, wodurch dort ein Elektronen-Überschuss entsteht → negative Partialladung (δ^-); am elektropositiveren Atom entsteht eine positive Partialladung (δ^+).</p>	
unpolares Molekül	<p>Molekül, das:</p> <ul style="list-style-type: none"> nur unpolare Atombindungen enthält, z.B. H_2, oder mindestens eine polare Atombindung enthält, aber der positive und der negative Ladungsschwerpunkt aufgrund der vorliegenden Molekülgeometrie zusammenfallen, z.B. CF_4 oder CO_2. 	
polares Molekül / Dipol	<p>Molekül mit mindestens einer polaren Atombindung, bei dem die daraus resultierenden positiven und der negativen Ladungsschwerpunkte aufgrund der vorliegenden Molekülgeometrie nicht zusammenfallen, z.B. HCl, H_2O oder NF_3.</p>	
zwischen-molekulare Anziehungskräfte	<p>Elektrostatische Anziehungskräfte (<u>keine</u> Bindungen!), die zwischen verschiedenen Teilchen wirken. Dabei werden folgenden Anziehungskräfte unterschieden:</p> <ul style="list-style-type: none"> van-der-Waals-Anziehungskraft Wasserstoffbrücken Dipol-Dipol-Anziehungskraft Dipol-Ionen-Anziehungskraft 	

van-der-Waals-Anziehungskraft	Zwischenmolekulare Anziehungskraft, die: <ul style="list-style-type: none"> • zwischen allen Nichtmetall-Atomen bzw. -Molekülen als Folge der Bildung von induzierten Dipolen wirkt, z.B. zwischen He-Atomen oder H₂-Molekülen • die schwächste zwischenmolekulare Anziehungskraft ist 			
Dipol-Dipol-Anziehungskraft	Zwischenmolekulare Anziehungskraft, die: <ul style="list-style-type: none"> • zwischen permanenten Dipol-Molekülen wirkt, z.B. BrF • die zweitschwächste zwischenmolekulare Anziehungskraft ist 			
Wasserstoffbrücken	Zwischenmolekulare Anziehungskraft, die: <ul style="list-style-type: none"> • eine besonders starke Form der Dipol-Dipol-Anziehungskraft ist • zwischen permanenten Dipol-Molekülen wirkt, wenn in diesen Wasserstoff <u>direkt</u> an eines der folgenden sehr elektronegativen Elemente gebunden ist: F, O, Cl oder N → die Verbindungen H₂O, NH₃, HF oder HCl • die zweitstärkste zwischenmolekulare Anziehungskraft ist 			
Dipol-Ionen-Anziehungskraft	Zwischenmolekulare Anziehungskraft, die: <ul style="list-style-type: none"> • zwischen permanenten Dipol-Molekülen und Ionen, z.B. Wasser-Molekülen und Na⁺-Kationen oder Cl⁻-Anionen wirkt • die stärkste zwischenmolekulare Anziehungskraft ist 			
Säure-Base-Indikatoren	Farbstoffe, die durch ihre Eigenfarbe bzw. Farbumschlag anzeigen, ob eine saure, neutrale oder basische Lösung vorliegt. Beispiele:			
	Indikator	saure Lösung	neutrale Lösung	basische Lösung
	Phenolphthalein	farblos	farblos	pink
	Lackmus	rot	violett	blau
	Bromthymolblau	gelb	grün	blau
Universalindikator	rot / orange / gelb	grün	blau / violett	
Säure	Teilchen, das ein oder mehrere Protonen (H ⁺) abgeben kann (Protonendonator), z.B. HCl.			
saure Lösung	Wässrige Lösung, die Oxonium-Ionen (H ₃ O ⁺ _(aq)) enthält und einen pH-Wert < 7 aufweist.			
Base	Teilchen, das ein oder mehrere Protonen (H ⁺) aufnehmen kann (Protonenakzeptor), z.B. NH ₃ .			
basische / alkalische Lösung	Wässrige Lösung, die Hydroxid-Ionen (OH ⁻ _(aq)) enthält und einen pH-Wert > 7 aufweist.			
Proton	Positiv geladenes Wasserstoff-Ion (H ⁺). Wird bei Protolyse-Reaktionen von einer Säure auf eine Base übertragen.			
wichtige Säuren und Säurereste	Name Säure	Summenformel Säure	Name Säurerest(e)	Summenformel Säurerest(e)
	Salzsäure	HCl	Chlorid	Cl ⁻
	Schwefelsäure	H ₂ SO ₄	Hydrosulfat Sulfat	HSO ₄ ⁻ SO ₄ ²⁻
	Kohlensäure	H ₂ CO ₃	Hydrogencarbonat Carbonat	HCO ₃ ⁻ CO ₃ ²⁻
	Phosphorsäure	H ₃ PO ₄	Dihydrogenphosphat Hydrogenphosphat Phosphat	H ₂ PO ₄ ⁻ HPO ₄ ²⁻ PO ₄ ³⁻
	Salpetersäure	HNO ₃	Nitrat	NO ₃ ⁻

wichtige Basen und basische Lösungen	<u>wichtige Basen:</u>			
	Trivialname Base	Summenformel Base	Name protonierte Base	Summenformel protonierte Base
	Ammoniak	NH ₃	Ammonium-Ion	NH ₄ ⁺
	<u>wichtige basische Lösungen:</u>			
	Name basische Lösung	Trivialname basische Lösung	Verhältnisformel basische Lösung	
	wässrige Natriumhydroxid-Lösung	Natronlauge	NaOH _(aq)	
wässrige Kaliumhydroxid-Lösung	Kalilauge	KOH _(aq)		
Protolyse-Reaktion	Reaktion, bei der mindestens ein Proton (H ⁺) von einer Säure auf eine Base übertragen wird.			
Ampholyt	Teilchen, das je nach Reaktionspartner als Säure bzw. Base reagiert, z.B. H ₂ O.			
Neutralisations-Reaktion	Protolyse-Reaktion, bei der eine saure Lösung mit einer basischen Lösung zu einer neutralen Salz-Lösung (= Wasser + gelöstes Salz) reagiert.			
Stoffmengen-konzentration c(X)	Die Stoffmengenkonzentration c(X) gibt die Stoffmenge n des gelösten Stoffes X pro Volumen der Lösung an und hat die Einheit $\frac{\text{mol}}{\text{L}} \rightarrow c(X) = \frac{n(X)}{V(X)}$			
Säure-Base-Titration	Verfahren, mit dem man die unbekannte Stoffmengenkonzentration c(X) einer sauren / basischen Lösung X (= Prüf- bzw. Probelösung) mit Hilfe einer basischen / sauren Lösung, deren Stoffmengenkonzentration bekannt ist (= Maßlösung), bestimmen kann.			
pH-Wert	Maß für die Stoffmengenkonzentration c(X) an Oxonium-Ionen bzw. Hydroxid-Ionen in einer Lösung. Die pH-Skala umfasst die Zahlen von 0-14. <ul style="list-style-type: none"> • pH < 7: saure Lösung: c(Oxonium-Ionen) > c(Hydroxid-Ionen) • pH = 7: neutrale Lösung: c(Oxonium-Ionen) = c(Hydroxid-Ionen) • pH > 7: basische Lösung: c(Oxonium-Ionen) < c(Hydroxid-Ionen) 			
Oxidation	Teilreaktion, bei der Elektronen abgegeben werden, wodurch die Oxidationszahl steigt / positiver wird.			
Reduktion	Teilreaktion, bei der Elektronen aufgenommen werden, wodurch die Oxidationszahl sinkt / negativer wird.			
Redox-Reaktion	<u>Reduktions-Oxidations-Reaktionen</u> : Reaktionen, bei der Elektronen von einem Elektronendonator auf einen Elektronenakzeptor übertragen werden, wodurch sich jeweils die Oxidationszahlen ändern.			
Reduktionsmittel	Teilchen, das Elektronen abgibt und auf einen Reaktionspartner überträgt (Elektronendonator). Dabei wird das Reduktionsmittel oxidiert und der Reaktionspartner reduziert.			
Oxidationsmittel	Teilchen, das Elektronen von einem Reaktionspartner aufnimmt (Elektronenakzeptor). Dabei wird das Oxidationsmittel reduziert und der Reaktionspartner oxidiert.			
Konzept der Oxidationszahl	Formales Hilfsmittel, mit dem ermittelt werden kann, ob es sich bei einer Teilreaktion um die Oxidation (OZ steigt / wird positiver) oder die Reduktion (OZ sinkt / wird negativer) handelt.			
Redoxreihe	Ordnet man Teilchen nach deren sinkendem Bestreben als Reduktionsmittel zu fungieren bzw. Elektronen abzugeben, erhält man die Redoxreihe. Dabei gilt für Metalle: <ul style="list-style-type: none"> • <u>unedle Metalle</u>: haben großes Bestreben zur Elektronabgabe, z.B. Al oder Fe • <u>edle Metalle</u>: haben geringes Bestreben zur Elektronabgabe, z.B. Cu oder Au 			

Galvanisches Element	Vorrichtung, die elektrischen Strom liefert, weil darin eine Redox-Reaktion abläuft, bei der chemische Energie in elektrische Energie umgewandelt wird, z.B. Daniell-Element oder 9V-Batterie.
Anode	Elektrode, an der die Oxidation stattfindet (Eselsbrücke: A + O sind Vokale).
Kathode	Elektrode, an der die Reduktion stattfindet (Eselsbrücke: K + R sind Konsonanten).
Elektrolyse	Erzwungene Redox-Reaktion, die unter Einwirkung von elektrischem Gleichstrom abläuft.