

## Basiswissen Chemie Klasse 9

Auf die Auflistung von Stoff- oder Gerätenamen wurde verzichtet.

Begriffe, die mit \* gekennzeichnet sind, gehören nicht zum unverzichtbaren Basiswissen der Klasse 9.

---

**$\alpha$ -Strahlung\***: radioaktive Strahlung; sie besteht aus Helium-Atomkernen, also  $\text{He}^{2+}$ -Ionen.

**Akkumulator\***: wieder aufladbare Batterie (häufig verwendet: Blei-Akkumulatoren in Autos, Lithium-Ionen-Akkus, Nickel-Metallhydrid-Akkus).

**Alkalimetalle**: Elemente der 1. Hauptgruppe des Periodensystems (ohne Wasserstoff); bilden einfach geladene Kationen.

**alkalische Lösungen**: wässrige Lösungen, deren charakteristische Teilchen die Hydroxid-Ionen ( $\text{OH}^-$ ) sind; alkalische Lösungen entstehen, wenn Basen oder Hydroxide (Salze mit dem Anion  $\text{OH}^-$ ) in Wasser gelöst werden.

**Ampholyt**: Teilchen, das sowohl als Säure als auch als Base reagieren kann. Bsp: Wasser

**Anion**: negativ geladenes Ion.

**Anode**: bei der Elektrolyse: positive Elektrode. Faustregel: an der Anode findet bei elektrochemischen Vorgängen immer die Oxidation statt.

**Atombindung**: siehe Elektronenpaarbindung.

**Atome**: Grundbausteine der Materie; jedes chem. Element hat seine eigene Atomart. Gegen Ende des 19. Jhd. hat man entdeckt, dass die Atome selbst aus noch kleineren Bausteinen zusammengesetzt sein müssen: Protonen, Neutronen, Elektronen. Jede Atomart ist gekennzeichnet durch die Anzahl der Protonen im Atomkern.

**Atomhülle**: Aufenthaltsbereich der Elektronen; nach dem Schalenmodell bewegen sich die Elektronen in bestimmten (Kugel)Schalen um den Atomkern. ( $\rightarrow$  Kern/Hülle-Modell)

**Atomkern**: Massezentrum des Atoms; besteht aus positiv geladenen Protonen und elektrisch neutralen Neutronen.

**Atomrumpf**: Als Atomrumpf bezeichnet man Atome ohne die Außenelektronen.

**Außenelektronen (Valenzelektronen)**: Elektronen der äußeren Schale eines Atoms; sie bestimmen die chemischen Eigenschaften des jeweiligen Elements.

**$\beta$ -Strahlung\***: radioaktive Strahlung; sie besteht aus Elektronen.

**Base** (Brönsted-Base): Teilchen, das ein Proton aufnehmen kann (Protonenakzeptor). Dafür muss eine Base ein freies Elektronenpaar besitzen.

**Bindungsenergie**: Energie, die man aufwenden muss, um eine Elektronenpaarbindung zu spalten.

**Chlorid-Nachweis**: Chlorid-Ionen ( $\text{Cl}^-$ ) in wässriger Lösung werden durch Bildung eines weißen Niederschlags von schwerlöslichem Silberchlorid nach Zugabe von Silbernitrat-Lösung nachgewiesen.

**Dipol(molekül)**: Molekül mit polaren Elektronenpaarbindungen (i.d.R. ab  $\Delta\text{EN}=0,4$ ), bei dem entgegengesetzte Teilladungen nicht symmetrisch verteilt sind.

**Donator-Akzeptor-Prinzip**: Wörtlich: Geber - Nehmer - Prinzip. Ein Stoff gibt im Verlauf einer chemischen Reaktion etwas ab, das ein anderer Stoff aufnimmt. Beispiele: Protonenübertragungsreaktionen = Säure-Base-Reaktionen; Elektronenübertragungsreaktionen = Redox-Reaktionen

**Doppelbindung**: der Zusammenhalt von Atomen in einem Molekül durch zwei gemeinsame Elektronenpaare.

**Dreifachbindung**: der Zusammenhalt von Atomen in einem Molekül durch drei gemeinsame Elektronenpaare.

**Edelgaskonfiguration:** energetisch besonders stabile Elektronenverteilung: die äußere Schale ist wie bei den Edelgasen mit 8 Elektronen besetzt (beim Helium mit 2 Elektronen).

**Edelgasregel (Ionenbildung):** wenn Atome der Hauptgruppen Ionen bilden, geben sie so viele Elektronen ab (Metall-Atome) oder nehmen so viele Elektronen auf (Nichtmetall-Atome), bis sie die Konfiguration des Edelgas-Atoms haben, das ihnen im PSE am nächsten steht.

**Edelgasregel (Moleküle):** siehe Oktettregel.

**Einfachbindung:** der Zusammenhalt von Atomen in einem Molekül durch ein gemeinsames Elektronenpaar.

**Elektrolyse:** Zerlegung einer chemischen Verbindung mit Hilfe elektrischer Energie.

**Elektron:** Elementarteilchen mit der Masse 0,00055 u und einer negativen Elementarladung. Elektronen halten sich in der Atomhülle auf.

**Elektronegativität (EN):** Maß für die Fähigkeit eines Atoms, Bindungselektronen anzuziehen. Das Element Fluor ist das elektronegativste Element. Vom Element Fluor aus gesehen nimmt die Elektronegativität im Periodensystem in allen Richtungen ab, nach unten stärker als nach links.

**Elektronenpaar, bindendes:** gemeinsames Elektronenpaar zweier Atome in einem Molekül, das eine bindende Wirkung hat.

**Elektronenpaar, freies (oder nichtbindendes):** Elektronenpaar eines Atoms, das nicht zur Bindung beiträgt.

**Elektronenpaarabstoßungs-Modell:** Modellvorstellung über den Bau der Atomhülle; danach werden die Außenelektronen der zu Molekülen verbundenen Atome zu Elektronenpaaren zusammengefasst. Sie bilden Elektronenwolken, die sich gegenseitig abstoßen und so den räumlichen Bau der Moleküle bestimmen. Freie Elektronenpaare müssen auch berücksichtigt werden. Mehrfachbindungen werden wie Einfachbindungen behandelt.

**Elektronenpaarbindung (Atombindung):** Bindungstyp in Molekülen; der Zusammenhalt der Atome wird durch gemeinsame Elektronenpaare bewirkt (s.a. Oktettregel). Bis  $\Delta EN = 0,4$  betrachtet man Elektronenpaarbindungen i.d.R. als unipolar (gilt insbesondere für Bindungen zwischen Kohlenstoff- und Wasserstoffatomen).

**Erdalkalimetalle:** Elemente der II. Hauptgruppe des Periodensystems; bilden zweifach geladene Kationen.

**$\gamma$ -Strahlung\*** (Gamma-Strahlung): besonders energiereiche elektromagnetische Strahlung

**galvanische Zelle\*:** Anordnung, mit der die bei einer Elektronenübertragungsreaktion frei werdende Energie als elektrische Energie genutzt werden kann. Beispiel: Batterie.

**Gitterenergie:** Energie, die frei wird, wenn sich freie Teilchen (z.B. Ionen) in einem Gitter anordnen.

**Halogene:** Elemente der VII. Hauptgruppe des Periodensystems; bilden einfach geladene Anionen.

**Hydratation** (auch: Hydratisierung, Hydration): Bildung einer Hülle von Wasser-Molekülen (Hydrathülle) um ein Molekül oder Ion während des Lösevorgangs. Dabei wird die Hydratationsenergie frei.

**Hydroxid-Ion:**  $\text{OH}^-$ -Ion, entsteht aus einem Wassermolekül durch Abgabe eines Protons.

**Indikator:** ein Farbstoff, der durch seine Farbe anzeigt, ob eine saure, eine neutrale oder eine alkalische Lösung vorliegt ( $\rightarrow$  pH-Skala).

**Ionen:** positiv oder negativ geladene Atome oder Moleküle. Die Summe der Protonen ist ungleich der Summe der Elektronen.

**Ionenbindung:** Bindungstyp in Ionenverbindungen; der Zusammenhalt erfolgt durch die elektrostatischen Anziehungskräfte der entgegengesetzt geladenen Ionen. Daraus ergibt sich die dreidimensionale Struktur eines Ionengitters.

**Ionengitter:** aufgrund der räumlich in alle Richtungen wirkenden elektrischen Ladung lagern sich Anionen und Kationen in Ionengittern zusammen. Es ergeben sich regelmäßig aufgebaute dreidimensionale Kristalle.

**Ionenverbindungen:** salzartige Stoffe; spröde; besitzen (im Vergleich zu molekularen Stoffen) eine relativ hohe Schmelz- und Siedetemperatur und leiten in Schmelze und Lösung den elektrischen Strom. Sie sind aus positiv und negativ geladenen Ionen aufgebaut.

**Ionisierungsenergie:** Energie die benötigt wird um von einem Atom (oder Ion) ein Elektron abzuspalten.

**Isotope:** Atome eines chem. Elements mit gleicher Protonen-Anzahl, aber unterschiedlicher Neutronen-Anzahl. Bsp: Neben Kohlenstoffatomen mit der Atommasse 12 u (Schreibweise:  $^{12}\text{C}$ ) gibt es auch Kohlenstoffatome mit der Atommasse 13 u (Schreibweise:  $^{13}\text{C}$ ).  $^{13}\text{C}$ -Atome haben ein Neutron mehr im Atomkern als  $^{12}\text{C}$ -Atome.

**Kathode:** bei der Elektrolyse: negative Elektrode. Faustregel: an der Kathode findet bei elektrochemischen Vorgängen immer die Reduktion statt.

**Kation:** positiv geladenes Ion.

**Kern/Hülle-Modell:** Atommodell, das auf RUTHERFORD zurückgeht; danach bestehen Atome aus einem sehr kleinen, positiv geladenen Atomkern, der praktisch die gesamte Masse des Atoms auf sich vereinigt, und der Atomhülle, in der sich die negativ geladenen Elektronen bewegen.

**Kernladungszahl:** gibt die positive Ladung eines Atomkerns (und damit die Anzahl der Protonen im Kern) an.

**Konzentration:** siehe Stoffmengenkonzentration.

**Laugen:** Lösungen, die Hydroxid-Ionen enthalten (alkalische Lösungen)

**LEWIS-Formel** (auch: Valenzstrich-Formel): Formel, in der nur die Außenelektronen der Atome berücksichtigt sind und die die Verknüpfung der Atome wiedergibt. Es werden bindende und freie (nicht bindende) Elektronenpaare angegeben. I.d.R. wird ein Elektronenpaar durch einen Strich, ein ungepaartes Elektron durch einen einzelnen Punkt dargestellt.

**Makromolekül\*:** Riesenmolekül, das aus regelmäßig wiederkehrenden Molekülteilen aufgebaut ist.

**Massenanteil** (Größensymbol **w**): Gehaltsangabe für Lösungen (oder Stoffgemische).

Es gilt  $w = \frac{m(\text{gelöster Stoff})}{m(\text{Lösung})}$ . Häufig wird der Massenanteil in Prozent angegeben:  $w = \frac{m(\text{gelöster Stoff})}{m(\text{Lösung})} \cdot 100\%$ .

Bsp: 100 g einer Zuckerlösung enthalten 16 g Zucker. Damit ist  $w(\text{Zucker}) = \frac{16\text{ g}}{100\text{ g}} \cdot 100\% = 16\%$ .

**Massenzahl:** gibt die Anzahl der Nukleonen im Atomkern an.

**Maßlösung:** Eine Lösung von der die Stoffmengenkonzentration bekannt ist.

**Metallbindung** ("Elektronengasmodell"): Bindungsverhältnisse wie sie in Metallen vorliegen. Nach dem sogenannten Elektronengasmodell kommt die bindende Wirkung zwischen Metallatomen durch die relativ frei beweglichen Valenzelektronen („Elektronengas“) zustande, die die positiv geladenen Atomrümpfe zusammenhalten.

**Neutralisation:** Reaktion von Oxonium-Ionen aus einer sauren Lösung mit Hydroxid-Ionen aus einer alkalischen Lösung zu Wasser-Molekülen (neutrale Lösung).

**Neutron:** elektrisch neutraler Baustein des Atomkerns mit einer Masse von 1 u.

**Nukleonen:** Bausteine des Atomkerns (Protonen und Neutronen).

**Oktettregel:** Regel, nach der die Ausbildung von Elektronenpaarbindungen so erfolgt, dass die beteiligten Atome auf der äußeren Schale mit bindenden und freien Elektronenpaaren die Edelgaskonfiguration von 8 Elektronen erreichen (gilt nicht für Wasserstoff-Atome; diese streben eine Schale mit 2 Elektronen an).

**Ordnungszahl:** entspricht der Kernladungszahl, gibt die Anzahl der Protonen im Atomkern an. Bei neutralen, ungeladenen Atomen ist diese Zahl auch gleich der Anzahl der Elektronen in der Hülle des Atoms.

**Oxidation:** Reaktion, bei der ein Stoff Sauerstoff aufnimmt (Kl. 8); im erweiterten Sinn Abgabe von Elektronen (Kl. 9); die Umkehrung der Oxidation ist die Reduktion.

**Oxidationsmittel:** ein Stoff, der einen anderen Stoff oxidiert (Kl. 9: diesem also Elektronen entzieht).

**Oxonium-Ion:**  $\text{H}_3\text{O}^+$ -Ion, entsteht aus einem Wassermolekül durch Aufnahme eines Protons.

**Periodensystem der Elemente** (PSE): tabellarische Anordnung der einzelnen Elemente; untereinander stehende Elemente bilden eine Gruppe, nebeneinander stehende eine Periode. Die Elemente einer Gruppe haben ähnliche chemische Eigenschaften.

**pH-Skala:** umfasst die Werte von 0 bis 14; bei pH 7 liegt eine neutrale Lösung vor, bei pH-Werten unterhalb von 7 ist die Lösung sauer, oberhalb von 7 alkalisch.

**polare Elektronenpaarbindung:** durch unterschiedliche Elektronegativität der Bindungspartner verursachte ungleichmäßige Ladungsverteilung entlang der Bindungsachse.

**Protolyse:** Säure-Base-Reaktion

**Proton** (Atombau): positiv geladenes Teilchen im Atomkern (Masse ca. 1 u).

**Proton** (Säure-Base-Reaktionen):  $H^+$ -Ion; wird bei Säure-Base-Reaktionen übertragen.

**Radikal:** reaktives Teilchen mit einem ungepaarten Elektron.

**Radioaktivität\*:** Eigenschaft bestimmter Stoffe in andere Elemente zu zerfallen und dabei radioaktive Strahlung auszusenden.

**Redoxreaktion:** Reaktion, bei der Sauerstoff ausgetauscht wird (Kl. 8); im erweiterten Sinn eine Reaktion, bei der Elektronen ausgetauscht werden (Kl. 9).

**Redoxreihe:** Auflistung von Stoffen nach ihrer Oxidierbarkeit; im erweiterten Sinn nach ihrer Fähigkeit, Elektronen abzugeben.

**Reduktion:** Reaktion, bei der einem Stoff Sauerstoff entzogen wird (Kl. 8); im erweiterten Sinn Aufnahme von Elektronen (Kl. 9). Die Umkehrung der Reduktion ist die Oxidation.

**Reduktionsmittel:** ein Stoff, der einen anderen Stoff reduziert (Kl. 9: diesem also Elektronen überträgt).

**Salze/salartige Stoffe:** siehe Ionenverbindungen.

**saure Lösungen:** wässrige Lösungen, deren charakteristische Teilchen die Oxonium-Ionen ( $H_3O^+$ ) sind; saure Lösungen entstehen, wenn Säuren in Wasser gelöst werden.

**Säure** (Brønsted-Säure): Teilchen, das ein Proton abgeben/übertragen kann (Protonendonator).

**Säure-Base-Reaktion:** Reaktion, bei der Protonen übertragen werden.

**Schalenmodell:** Modellvorstellung über den Aufbau der Atomhülle; die Elektronen bewegen sich in definierten (Kugel)Schalen um den Atomkern. Den Schalen kann jeweils ein bestimmtes Energieniveau zugeordnet werden (Faustregel: je näher die Schale am Kern, desto niedriger das Energieniveau).

**Stoffmengenkonzentration** (Größensymbol **c**): Gehaltsangabe für Lösungen; gibt an, wie viel Mol eines Stoffes in einem Liter Lösung enthalten sind:  $c(X) = \frac{n(X)}{V(\text{Lösung})}$  (X: Formel des gelösten Stoffes); Einheit:  $\frac{\text{mol}}{\text{l}}$ .

**Strukturformel:** gibt neben der Verknüpfung der Atome in einem Molekül (siehe LEWIS-Formel) z.T. auch die räumliche Struktur des Moleküls bzw. Teilchens wieder.

**Tetraederstruktur:** Molekülstruktur, die sich ergibt, wenn vier Elektronenpaare um ein zentrales Atom angeordnet sind. Beispiel: Methan ( $CH_4$ , Bindungswinkel zwischen den Einfachbindungen:  $109,5^\circ$ ).

**Titration:** Verfahren zur Bestimmung der Konzentration einer Lösung durch allmähliche Zugabe einer anderen Lösung mit bekannter Konzentration. Bei einer Säure-Base-Titration gibt man eine saure oder alkalische Lösung bekannter Konzentration (Maßlösung) zu einem bestimmten Volumen einer alkalischen bzw. sauren Lösung mit unbekannter Konzentration (Probelösung), die einen Indikator enthält. Es wird so viel Maßlösung zugegeben, bis der Indikator eine neutrale Lösung anzeigt.

**unpolares Molekül:** Molekül mit unpolaren Elektronenpaarbindungen (bis  $\Delta EN = 0,4$ ) oder Molekül mit polaren Elektronenpaarbindungen, bei dem entgegengesetzte Teilladungen symmetrisch verteilt sind.

**VSEPR-Modell:** Valence shell electron pair repulsion entspricht dem EPA-Modell (Elektronenpaarabstoßungsmodell).

**Wasserstoffbrücken:** relativ starke zwischenmolekulare Wechselwirkungen, die zwischen stark polar gebundenen Wasserstoff-Atomen des einen Moleküls und freien Elektronenpaaren von Sauerstoff-, Stickstoff- oder Fluor-Atomen eines anderen Moleküls wirksam werden.

**zwischenmolekulare Wechselwirkungen:** Anziehungskräfte, die zwischen verschiedenen Molekülen auftreten. Relativ starke zwischenmolekulare Wechselwirkungen sind die Wasserstoffbrücken.