



Wie man Chemie lernt

Fachsprache

Wie in jeder Naturwissenschaft ist es wichtig, dass man die Dinge beim richtigen Namen nennen kann. Deshalb solltest du dich mit den **Fachbegriffen** und ihrer Definition vertraut machen. Du findest sie am Anfang jedes Grundwissenskapitels als **Glossar**.

Diese Fachbegriffe musst du, vor allem wenn du sie selten verwendest, genauso lernen wie Lateinvokabeln.

Am besten liest du die Definitionen laut und bewegst dich dabei (Durch die Bewegung werden Hirnareale durchblutet, die in der Nähe des Sprachzentrums liegen, und dadurch prägen sich Begriffe tatsächlich besser ein.)

Methoden

Klug daherreden allein reicht nun aber leider nicht. Es gibt viele **Methoden**, die man beherrschen muss, um die chemische Formelsprache richtig zu verstehen und zu interpretieren, sozusagen das Handwerkszeug. Dazu gehört das **richtige Aufstellen von Gleichungen**, das „**Übersetzen**“ von Texten in Gleichungen oder **Versuchsskizzen**, **chemisches Rechnen** und – was den meisten am schwersten fällt- das ständige Hin- und Herspringen zwischen dem, was du sehen und messen kannst („**Stoffebene**“) und der Modellvorstellung, mit der wir versuchen, das Beobachtete zu erklären („**Teilchenebene**“). Hier gilt wie für jedes Handwerk: Übung macht den Meister. *Für diesen Bereich lernst du am besten wie für Mathematik oder Physik: Mit vielen Aufgaben.* Deshalb findest du zu jedem Schulhalbjahr einen **Schnelltest**. Mit ihm kannst du feststellen, an welchen Stellen du noch Lücken hast.

Vernetzen

Wenn du in größeren Zusammenhängen Stoffgebiete wiederholen möchtest, dann lies dir das entsprechende Kapitel konzentriert durch. Erstelle anschließend aus dem Gedächtnis auf einem großen Blatt Papier ein Lernplakat in Form einer **MindMap**. Vergleiche diese MindMap mit der entsprechenden Doppelseite „Auf einem Blick“ aus deinem Schulbuch. Ergänze die fehlenden Informationen in einer anderen Farbe und hänge das Plakat an eine Stelle, an der du oft vorbeikommst (Kleiderschrank, Küchentür, Badezimmer ...). Auf diese Weise fallen dir die Ergänzungen immer wieder ins Auge und prägen sich ein.

Beobachten und Mitdenken

Gerade im Chemieunterricht werden viele neue Erkenntnisse über Experimente gewonnen. Wenn du da sozusagen „mit allen Sinnen“ dabei bist, dann lernst du vieles ganz automatisch. Selbst wenn du einige Lücken im Grundwissen hast, kannst du dich hier gut einklinken und mitarbeiten. Wenn du selbst experimentierst, dann nutze die Chance und versuche zu begreifen, was du da tust und warum. Denn entgegen der einhelligen Meinung mancher Schüler gehören Versuche nicht zum Entertainment, sondern sind ein Weg zu lernen!

Im Folgenden findest du wichtige Lerninhalte aus dem Chemieunterricht der 9. und 10. Klasse. Diese Aufstellung orientiert sich an dem in unserer Schule verwendeten Lehrbuch „Galvani“ aus dem Bayerischen Schulbuchverlag.

Grundwissen aus Klasse 9

Glossar

Zum Thema „Stoffe“

Reinstoff	Reinstoffe haben bei gleichen Bedingungen (Temperatur, Druck) bestimmte qualitative und quantitative Eigenschaften (z.B. Farbe, Geruch, Geschmack, Aggregatzustand, Schmelz- und Siedetemperatur, Dichte).
Phase	ein einheitlich aussehender Bereich einer Stoffportion
homogenes Gemisch	einphasiges, d. h. einheitlich aussehendes Gemisch
Element Stoffebene: Teilchenebene:	Ein Element lässt sich nicht zerlegen. Ein Element ist ein Verband aus Atomen einer einzigen Sorte, d.h. derselben Protonenzahl.
Isotope	Atome einer Atomsorte mit unterschiedlicher Neutronenzahl (d.h. unterschiedlicher Atommasse)
Metalle Stoffebene: Teilchenebene:	Metalle zeigen typische Eigenschaften: <ul style="list-style-type: none"> • Glanz • Leitfähigkeit für Wärme und Elektrizität • Verformbarkeit Metall-Atome sind Elektronendonatoren
Nichtmetalle Stoffebene Teilchenebene:	Nichtmetalle sind i. d. R. Nichtleiter Nichtmetall-Atome sind Elektronenakzeptoren
Salze	Verbindungen, die aus Ionen bestehen.
Gitter	die regelmäßige Anordnung von Teilchen in einem Feststoff Man unterscheidet: Atomgitter; Molekülgitter; Ionengitter; Metallgitter

zum Thema „Teilchen“

Atom	Das Atom ist das kleinste Teilchen eines Elements. Die Elektronen bilden die Atomhülle, die Protonen und Neutronen den Atomkern. Die Protonenzahl definiert die Atomart. Die Nukleonenzahl ist die Summe der Protonenzahl und Neutronenzahl
Molekül	Atomverbände, die bei Elementen aus gleichartigen Atomen, bei Verbindungen aus verschiedenartigen Atomen bestehen.
Ionen	elektrisch geladene Atome (Atomionen) bzw. Moleküle (Molekülionen).
Kationen	positiv geladene Ionen
Anionen	negativ geladene Ionen
Energiestufenmodell der Atomhülle	Die Atomhülle ist in Energiestufen gegliedert. Die Energiestufen werden mit den Buchstaben K, L, M, ..., Q oder der Hauptquantenzahl $n = 1, 2, 3, \dots, 7$ gekennzeichnet. Die Formel $Z_{\text{max}} = 2n^2$ drückt die maximale Elektronenzahl pro Energiestufe aus.
Valenzelektronen	Die Elektronen der äußersten Schale
Molekülformel	Die Molekülformel gibt an, wie viele Atome jeweils in einem Molekül vorhanden sind. Beispiel: H_2O , $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
Periodensystem	Im Periodensystem der Elemente (PSE), sind die Atomarten nach steigender Protonenzahl angeordnet. Die Gruppennummer im Periodensystem gibt die Anzahl der Außenelektronen der entsprechenden Atomarten an. Die Periodennummer gibt die Anzahl der durch die Hauptquantenzahl n

	charakterisierten Hauptenergiestufen an, auf denen die Elektronen der betreffenden Atomart angeordnet sind.
Edelgasregel = Oktettregel	Atome können durch Aufnahme oder Abgabe von Elektronen in ihren Atomhüllen die gleiche Anzahl und Anordnung von Elektronen wie die Edelgas-Atome erreichen. Man spricht dann von Edelgaskonfiguration.
Valenzstrichformel (als Strukturformel)	Valenzstrichformeln enthalten Striche zur Symbolisierung bindender und nicht bindender Elektronenpaare.

zum Thema „Chemische Bindung“

Ionenbindung	die chemische Bindung, die in Salzen als Anziehungskraft zwischen Kationen und Anionen wirkt
Metallische Bindung	die chemische Bindung, die in den Metallen zwischen positiv geladenen Metall-Atomrümpfen und dem Elektronengas wirkt
Atombindung / Elektronenpaarbindung (Kovalente Bindung)	die chemische Bindung, die in einem Molekül oder Molekül-Ion als Anziehungskraft zwischen positiver Kernladung und negativer Elektronenladung wirkt, wird Atombindung genannt. Die Atombindung ist gleichbedeutend mit der Ausbildung eines gemeinsamen Elektronenpaares („Elektronenpaarbindung“) In einer Einfachbindung liegt ein Bindungselektronenpaar vor. In einer Doppelbindung liegen zwei und in einer Dreifachbindung liegen drei Bindungselektronenpaare vor.
Bindigkeit	die Anzahl der Elektronenpaarbindungen, die ein Atom in einem Molekül oder Molekül-Ion ausbildet
Gitter	die sehr regelmäßige räumliche Anordnung von Atomen (Atomgitter, z.B. Diamant), Molekülen (Molekülgitter; z.B. festes Jod) oder Ionen (Ionengitter, z.B. Kochsalz) in einem Feststoff
Modifikation	Verschiedene Zustandsformen eines Elements. Unterschiedliche Stoffeigenschaften durch unterschiedliche Verknüpfung, z.B. Diamant und Graphit

zum Thema „Energie“

Chemische Reaktion	Chemische Reaktionen sind Stoff- und Energieumwandlungen. Chemische Reaktionen sind gekennzeichnet durch <ul style="list-style-type: none"> • Umordnung und Veränderung von Teilchen • Umbau von chemischen Bindungen
Innere Energie E_i	Der gesamte Energievorrat im Inneren eines Systems ist dessen innere Energie E_i .
endotherm	Wird bei einem Vorgang Wärme zugeführt, so bezeichnet man ihn als endotherm.
exotherm	Wird bei einem Vorgang Wärme Q abgegeben, so bezeichnet man ihn als exotherm.
exergon	Wird bei einem Vorgang Energie – egal in welcher Form – frei, so bezeichnet man ihn als exergon
endergon	Wird bei einem Vorgang Energie – egal in welcher Form – zugeführt. so bezeichnet man ihn als endergon.
Aktivierungsenergie/ -enthalpie	Die zur Auslösung einer chemischen Reaktion erforderliche Energie (Enthalpie) nennt man Aktivierungsenergie (-enthalpie).
Katalysator	Ein Katalysator ist ein Stoff, der die Aktivierungsenthalpie einer Reaktion herabsetzt. Er wird dabei nicht verbraucht.

zum Thema „Chemisches Rechnen“

Teilchenmasse (Atom-, Molekül-, Ionenmasse)	Die Masse eines Teilchens (Atom, Molekül, Ion) kann in der Einheit Gramm oder in der atomaren Masseneinheit u angegeben werden.
Teilchenanzahl N	Die Teilchenanzahl N gibt die Anzahl der Teilchen (Atome, Moleküle, Ionen) in einer Stoffportion an.
Mol	1 Mol eines Stoffes enthält $6,023 \cdot 10^{23}$ Teilchen (Atome, Moleküle oder Ionen).
Molare Masse M	Die molare Masse ist der Quotient aus der Masse einer Stoffportion und der zugehörigen Stoffmenge: $M(X) = \frac{m(X)}{n(X)}; [M] = 1 \frac{g}{mol}$ Die molare Masse ist abhängig von der Stoffart. Der Zahlenwert der Teilchenmasse ist gleich dem Zahlenwert der molaren Masse.

Fachwissen

1. Stoffe und Reaktionen

- Gesetzmäßigkeiten (Erhaltung der Masse, Umkehrbarkeit, konstante Proportionen, Energieumsatz)
- Elementsymbole von Alkalimetallen, Halogenen und allen Elementen der 1-3. Periode

2. Formeln und Reaktionsgleichungen

- Chemische Formelsprache einschließlich Aggregatzustände
- Umwandeln von Text in Reaktionsgleichung und umgekehrt
- Energiediagramm einer endergonischen und exergonischen Reaktion mit und ohne Katalysator

3. Atombau und gekürztes Periodensystem

- Elektronenverteilung auf Energiestufen
- Edelgasregel und Weg zum Edelgaszustand
- Tendenzen innerhalb der Hauptgruppe

4. Bindungstypen: Metalle, Salze, molekulare Stoffe

- Beschreibung aller drei Bindungstypen auf Teilchenebene
- Erklären der Stoffeigenschaften vor dem Hintergrund der Bindungstypen
- Formeln von Kochsalz, Natronlauge, Salzsäure, Bestandteilen der Luft, Halogene

5. quantitative Aspekte chemischer Reaktionen

- eine Vorstellung haben, was ein Mol ist
- Von der Stoffmenge auf die Masse schließen können und umgekehrt

Methoden

1. Informationen aus dem Periodensystem entnehmen

2. Eine Reaktionsgleichung mit Ionen aufstellen

3. Eine Reaktionsgleichung mit Atomen aufstellen

4. Valenzstrichformeln ermitteln

5. Chemisches Rechnen mit Stoffmenge und molarer Masse

6. Umgang mit dem Bunsenbrenner

[Link zu den Schnelltests 9. Klasse](#)

[Link zu den Lösungen der Schnelltests 9.Klasse](#)

Grundwissen aus Klasse 10

Glossar

zum Thema „Teilchen“

Polares Molekül = Dipolmolekül	Fallen der positive und der negative Ladungsschwerpunkt in einem Molekül einer Verbindung <u>nicht</u> zusammen, so liegt ein Dipol-Molekül vor. Beispiele: Wasserstoffchlorid-, Wasser- und Ammoniak-Molekül
unpolares Molekül	Fallen die Schwerpunkte der positiven und negativen Teilladungen eines Moleküls zusammen, so liegt ein unpolares Molekül vor. Beispiele: Methan- und Kohlenstofftetrachlorid-Molekül
Radikal	Teilchen mit ungepaartem Elektron

zum Thema „Chemische Bindung“

Polare Atombindung	Man nennt eine Elektronenpaarbindung, bei der das Bindungselektronenpaar zu einem der beiden gebundenen Atome hin verschoben ist, polare Atombindung.
Wasserstoffbrückenbindung	Die Anziehungskräfte, die zwischen Wasser-, Ammoniak- und Wasserstofffluorid-Molekülen wirken, werden Wasserstoffbrückenbindungen genannt. Sie sind die stärksten zwischenmolekularen Wechselwirkungen.
Van-der-Waals-Kräfte	Die Anziehungskräfte zwischen den Edelgas-Atomen oder Molekülen einer Stoffportion werden als van-der-Waals-Kräfte bezeichnet. Diese Kräfte sind umso größer, je größer die Oberfläche der Teilchen ist.
Hydratation	Die Hydratation ist die Anlagerung von Wasser-Molekülen um die Teilchen des im Wasser gelösten Stoffes. Bei diesem Vorgang wird Hydratationsenergie frei.
lipophil	Stoffe, die sich in unpolaren Lösungsmitteln lösen (v.d. Waals-Kräfte), z.B. Benzin
hydrophil	Stoffe, die sich in polaren Lösungsmitteln lösen (Dipol-Dipol-WW, Wasserstoffbrücken, Ion-Dipol-WW) z.B. Ethanol

zum Thema „Reaktionen“

Homolyse	Spaltung einer Atombindung, sodass jedes beteiligte Atom ein Elektron erhält. Es entstehen Radikale.
Heterolyse	Ungleiche Spaltung einer Atombindung unter Entstehung von Ionen. Das elektronegativere Atom erhält das bindende Elektronenpaar ganz.
Protolyse	Säure-Base-Reaktionen oder Protolysen sind Protonenübergänge zwischen Säuren und Basen.
(Brønsted)-Säure	Säuren sind Teilchen, die Protonen abgeben: Protonendonatoren Beispiel: Wasserstoffchlorid-Molekül
Saure Lösung	Saure Lösungen sind Lösungen, die Oxonium-Ionen enthalten. $n(\text{H}_3\text{O}^+) > n(\text{OH}^-)$
Neutrale Lösung	Bei einer neutralen Lösung sind die Stoffmengen der Oxonium- und der Hydroxid-Ionen gleich: $n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{OH}^-)$.
Neutralisation	Die Protolyse zwischen Oxonium-Ionen und Hydroxid-Ionen nennt man Neutralisation.
(Brønsted)- Base	Basen sind Teilchen, die Protonen aufnehmen: Protonenakzeptoren Beispiel: Ammoniak-Molekül, Oxid-Ion
basische Lösung = alkalische Lösung (= Lauge)	Basische Lösungen sind Lösungen, die Hydroxid-Ionen enthalten. Beispiele: Ammoniak-Wasser, Natronlauge; $n(\text{H}_3\text{O}^+) < n(\text{OH}^-)$
Ampholyt	Ampholyte sind Teilchen, die sowohl als Säure als auch als Base fungieren können. Beispiel: Wasser-Molekül

Titration / Maßanalyse	Quantitatives Verfahren, bei dem die Bestimmung einer unbekannt Menge eines gelösten Stoffes durch schrittweise Zugabe einer Lösung bekannter Konzentration (Titerlösung) bis zur quantitativen Umsetzung (Äquivalenzpunkt) erfolgt. So kann der Gehalt einer Lösung an einer Säure oder Base durch Reaktion mit einer Lösung bekannter Konzentration einer Base bzw. einer Säure ermittelt werden.
pH-Wert	Maß für die Konzentration von Oxoniumionen in einer Lösung. 0 < pH < 7 : Sauerer Lösung, pH=7 neutrale Lösung; 7 < pH < 14 alkalische Lösung
Reduktion	Die Reduktion ist die Elektronenaufnahme von Teilchen.
Oxidation	Die Oxidation ist die Elektronenabgabe von Teilchen.
Redoxreaktion	Die Redoxreaktion ist der Elektronenübergang zwischen Teilchen.

zum Thema „Chemisches Rechnen“

Stoffmengen- konzentration c	Die Stoffmengenkonzentration $c(X)$ eines gelösten Stoffe X ist der Quotient aus der Stoffmenge $n(X)$ und dem Volumen der Lösung $V(Ls)$: $c(X) = \frac{n(X)}{V(Ls)} ; [c] = 1 \text{ mol/l}$
---	--

Fachwissen

1. Molekülstruktur und Stoffeigenschaften

- Einfluss von Molekülstruktur auf Schmelz- und Siedetemperatur
- Eigenschaften des Wassers
- Lösevorgang auf Teilchenebene mit energetischer Betrachtung

2. Protonenübergänge

- Formeln folgender Säuren und ihrer Anionen: Salzsäure, Schwefelsäure, Salpetersäure, Phosphorsäure, Kohlensäure
- Farbveränderung der Indikatoren Phenolphthalein und Universalindikator
- Eigenschaften saurer und basischer Lösungen

3. Elektronenübergänge

- einer Gleichung ansehen, ob es sich um eine Redoxreaktion handelt
- Formeln folgender Oxidationsmittel: Kaliumpermanganat, Wasserstoffperoxid, Kaliumdichromat

4. Reaktionsverhalten organischer Verbindungen

- Radikalische Substitution an Alkanen
- Elektrophile Addition an Alkene
- Oxidation von Alkoholen
- Nachweisreaktionen: Fehlingprobe oder Silberspiegelprobe
- Esterbildung aus Alkohol und Carbonsäure

5. Chemie der Biomoleküle

- Struktur der Glucose in Ringform und offenkettiger Form
- Struktur von Stärke
- Allgemeiner Aufbau von Aminosäuren und Peptidbindung
- Fette als Ester

Methoden

1. Aus der Valenzstrichformel den räumlichen Bau von Molekülen herleiten
2. Aus der Valenzstrichformel auf molekulare Wechselwirkungen schließen
3. Neutralisationsgleichungen aufstellen
4. Berechnen von Stoffmengenkonzentrationen (im Rahmen der Titration)
5. Redoxreaktionen mit Teilreaktionen formulieren
6. Benennung von Alkanen und sauerstoffhaltiger organischer Verbindungen

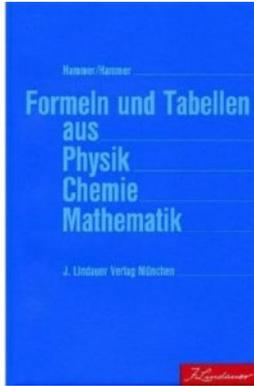
[Link zu den Schnelltests der 10. Klasse](#)

[Link zu den Lösungen der Schnelltests der 10. Klasse](#)

Welche Hilfsmittel sind in den Prüfungen erlaubt?

In der Jahrgangsstufe 9 und 10 sind bei jeder Prüfung die Verwendung eines Periodensystems und eines Taschenrechners erlaubt. Das Periodensystem wird meist von der Lehrkraft ausgegeben.

In Q11 und Q12 darf darüber hinaus folgende Formelsammlung verwendet werden, die auch für Mathe und Physik zugelassen ist:



Hammer/Hammer, Formeln und Tabellen aus Physik, Chemie, Mathematik, J.Lindauer Verlag München