

Chemie – Grundwissen der neunten Jahrgangsstufe (SG)

Chemie ist die Lehre von den Stoffen und den Stoffänderungen

Alle Materie besteht aus kleinsten Teilchen. Sie können sich in ihrer Masse bzw. Größe unterscheiden zwischen ihnen wirken Anziehungskräfte. Ihre Bewegung entspricht der Temperatur des entsprechenden Stoffes. In Feststoffen haben die Teilchen eine regelmäßige Anordnung und schwingen um ihre Plätze, in Flüssigkeiten bewegen sie sich ungeordnet, berühren sich aber gegenseitig, in Gasen bewegen sich die Teilchen sehr schnell, ihre Abstände sind sehr groß und sie stoßen immer wieder zusammen.

Unterscheide

1. Stoffebene

Ein Stoff bzw. seine Eigenschaften, die wir mit unseren Sinnen wahrnehmen, also z.B. sehen fühlen oder riechen können

Bsp.: Wasser, Kupfer, Kochsalz

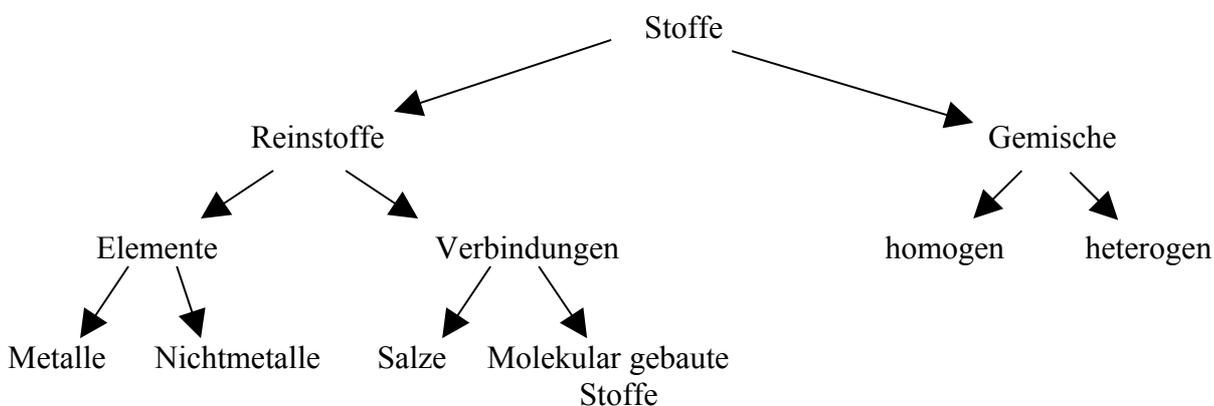
2. Teilchenebene

Erklärung der Stoffeigenschaften durch eine Modellvorstellung (Teilchenmodell).

Bsp.: Ein Wassermolekül (H_2O), ein Kupferatom (Cu), Natriumionen (Na^+) und Chloridionen (Cl^-)

Die Eigenschaften eines Stoffes (Stoffebene) werden der Art und der Anordnung der Teilchen (Teilchenebene), sowie ihren Wechselwirkungen bestimmt (Stoff-Struktur-Eigenschafts-Prinzip)

Einteilung der Stoffe



Reinstoffe können durch physikalische Trennmethode nicht weiter zerlegt werden und haben bestimmte Kenneigenschaften (Dichte, Schmelzpunkt,...).

Elemente lassen sich auch durch chemische Reaktionen nicht weiter in andere Reinstoffe zerlegen.

Stoffe können in den Aggregatzuständen fest (s), flüssig (l) oder gasförmig (g) vorliegen.

Bei einer chemischen Reaktion findet eine Stoffumwandlung statt. Damit verbunden ist auch immer ein Energieumsatz. Reaktionen, bei denen Energie frei wird, nennt man exotherm, solche, bei denen Energie zugeführt werden muss, endotherm.

Verbrennungen sind Reaktionen mit Sauerstoff, die meist exotherm verlaufen.

Energie kann nicht vernichtet, sondern nur in eine andere Form überführt werden. Formen von Energie sind z.B. Wärme, Licht oder elektrische Energie.

Um eine Reaktion in Gang zu bringen, muss immer erst die Aktivierungsenergie überwunden werden. Ein Katalysator senkt die Aktivierungsenergie, beschleunigt dadurch die Reaktion, wird dabei aber selbst nicht verbraucht.

Schema einer chemischen Reaktion:



Unterscheide:

Analyse: Aus einem Edukt werden mehrere Produkte

Synthese: Aus mehreren Edukten wird ein Produkt

Umsetzung: Aus mehreren Edukten werden mehrere Produkte

Bei jeder chemischen Reaktion bleibt die Gesamtmasse aller Reaktionspartner gleich.

Teilchen, aus denen Materie aufgebaut sein kann: Atome, Moleküle, Ionen (Anionen, Kationen)

Atombau

Atome bestehen aus drei Sorten von Elementarteilchen: Protonen (positiv), Neutronen (neutral) und Elektronen (negativ).

Die Nukleonen (Protonen und Neutronen) bilden den Atomkern. Dieser macht 99,9% der Masse, aber nur einen sehr kleinen Teil des Volumens eines Atoms aus.

Die Elektronen befinden sich in der Atomhülle. Diese ist in mehrere Energieniveaus (Schalen) unterteilt. In einem ungeladenen Atom ist die die Anzahl der Elektronen immer gleich der Anzahl der Protonen. Die Elektronen in der äußersten Schale nennt man Valenzelektronen. Sie bestimmen das chemische Verhalten eines Teilchens.

Schreibweise: 12 Massenzahl = Nukleonenzahl

C

6 Ordnungszahl = Kernladungszahl = Elektronenzahl = Protonenzahl

Isotope sind Atome eines Elements, die sich in ihrer Neutronenzahl und damit in ihrer Masse unterscheiden.

Im Periodensystem der Elemente (PSE) sind die Elemente nach steigender Kernladungszahl geordnet. Die Elemente mit der gleichen Anzahl an Valenzelektronen stehen untereinander und bilden eine Gruppe. Elemente einer Gruppe zeigen ähnliches chemisches Verhalten.

Elemente, deren Stellung im PSE du kennen solltest:

1 Valenzelektron: Wasserstoff, Lithium, Natrium, Kalium

2 Valenzelektronen: Magnesium, Calcium

3 Valenzelektronen: Aluminium

4 Valenzelektronen: Kohlenstoff

5 Valenzelektronen: Stickstoff, Phosphor

6 Valenzelektronen: Sauerstoff, Schwefel

7 Valenzelektronen: Fluor, Chlor, Brom, Iod („Halogene“)

Die Elemente Wasserstoff, Stickstoff, Sauerstoff, Fluor, Chlor, Brom und Iod sind im elementaren Zustand aus zweiatomigen Molekülen aufgebaut.

Merksatz: **H**als-**N**asen-**O**hrenarzt **F**risst **C**leinen **B**raunen **I**ndianer

Die Atome der Edelgase besitzen eine voll besetzte äußerste Schale. Dieser Zustand („Oktett“) ist besonders stabil. Daher sind Edelgase sehr reaktionsträge. Atome, die kein Oktett besitzen, reaktiv und versuchen, ebenfalls den Edelgaszustand zu erreichen (Oktettregel).

Die Wertigkeit eines Elements ist die Zahl der Wasserstoffatome, die von einem Atom dieses Elements gebunden werden kann.

Zählweise im PSE: 1 2 3 4 3 2 1 0

Für Verbindungen aus zwei Elementen gilt: Die Multiplikation von Index mit Wertigkeit muss für beide Elemente gleich sein. Bsp.: Al_2O_3

Chemische Formeln

Für jedes chemische Element gibt es eine Abkürzung. Sie steht für ein einzelnes Atom des jeweiligen Elements. Bsp.: S = ein Schwefelatom

Der Koeffizient gibt die Anzahl der Teilchen an.
Bsp.: 2 Al entspricht zwei Atomen Aluminium

Der Index (tief gestellte Zahl) gibt die Zusammensetzung von Molekülen an.
Bsp.: O_2 bedeutet, dass zwei Sauerstoffatome ein Sauerstoffmolekül bilden

Wichtig: Für eine bestimmte Verbindung kann man nur die Koeffizienten verändern, die Indizes bleiben immer gleich!

Bei Reaktionsgleichungen muss die Zahl aller Atome rechts und links vom Reaktionspfeil gleich sein. Ausgeglichen wird nur mit Koeffizienten!

Bsp.: $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$

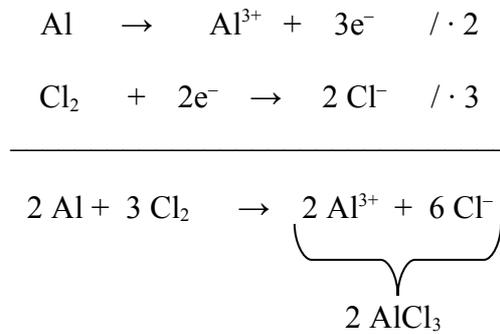
Salze

Salze sind Ionenverbindungen (Ionen sind geladene Teilchen) und entstehen aus der Reaktion von Metallen mit Nichtmetallen. Die Metallatome geben Elektronen ab, die Nichtmetallatome nehmen Elektronen auf (Metalle stehen im PSE tendenziell links unten, Nichtmetalle rechts oben). Ziel ist das Erreichen des Oktetts.

Eine Ionengleichung aufstellen

1. Wortgleichung aufschreiben
2. Metallatome geben Elektronen ab
3. Nichtmetallatome nehmen Elektronen auf (Vorsicht: zweiatomige Elemente beachten!)
4. Die Elektronenzahl ausgleichen (Zahl der abgegebenen Elektronen = Zahl der aufgenommenen Elektronen)
5. Gleichungen addieren (Koeffizienten beachten und Elektronen „wegkürzen“)
6. Summenformel des Salzes ergänzen (Index soll so klein wie möglich sein)

Bsp.:



Wichtig: Die Formel eines Salzes bezeichnet keine Moleküle, sondern nur das Zahlenverhältnis der Ionen im Ionengitter. Man spricht auch von einer Verhältnisformel.

Ionen, die du kennen solltest:

Formel	Name
O^{2-}	Oxid
F^- , Cl^- , Br^- , I^-	Fluorid, Chlorid, Bromid, Iodid
S^{2-}	Sulfid
NH_4^+	Ammonium
SO_4^{2-}	Sulfat
NO_3^-	Nitrat
PO_4^{3-}	Phosphat
CO_3^{2-}	Carbonat

Wichtig: Die Formeln von Ammonium, Sulfat, Nitrat, Phosphat und Carbonat kann man sich nicht aus dem PSE ableiten, sondern muss man auswendig lernen!

Die Ionen ordnen sich in einem regelmäßigen Gitter an, das durch die gegenseitige Anziehung von positiv und negativ geladenen Ionen zusammengehalten wird (Ionenbindung).

Typische Eigenschaften von Salzen:

- Hohe Schmelz- und Siedepunkte
- Hart aber spröde
- Oft gut in Wasser löslich
- Lösungen und Schmelzen zeigen eine gute elektrische Leitfähigkeit

Salze haben in Natur und Technik eine große Bedeutung (als Baustoffe, Gesteine, Pigmente, Rohstoffe für viele chemische Produkte, Nahrungsmittel, ...)

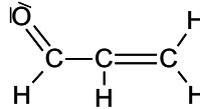
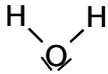
Molekular gebaute Stoffe

Molekular gebaute Stoffe entstehen aus der Reaktion von zwei Nichtmetallen. Dabei teilen sich immer zwei Atome ein, zwei oder drei Elektronenpaar(e), es entsteht eine Elektronenpaarbindung (Atombindung, kovalente Bindung) und es bilden sich Moleküle. Ziel ist auch hier, zumindest formal das Oktett zu erreichen. Dargestellt wird ein Elektronenpaar durch einen Strich.

Regeln zum Aufstellen von Lewis- bzw. Valenzstrichformeln:

1. Alle Valenzelektronen der beteiligten Atome müssen verwendet werden.
2. Alle Atome müssen das Oktett erreichen (Wasserstoffatome das Duplett)
3. Die Zahl der formalen Ladungen sollte möglichst gering sein

Bsp.:



Molekülformeln geben im Gegensatz zu Verhältnisformeln die genaue Anzahl der Atome an.

Formale Ladung eines Atoms = Zahl seiner Valenzelektronen – Zahl der Bindungen – Zahl der nichtbindenden Elektronen (nicht Elektronenpaare!)

Bsp.: Sauerstoffatom in einem Wassermolekül

$$\text{Formale Ladung} = 6 - 2 - 4 = 0$$

Faustregeln:

Wenn gilt: Zahl der Bindungen eines Atoms = 8 – Hauptgruppennummer, dann hat das Atom keine formale Ladung.

Wasserstoff- und Halogenatome gehen immer nur eine Bindung ein.

Atom	Anzahl der Bindungen	Formale Ladung
Kohlenstoff	4	0
Stickstoff	3	0
	4	+ 1
Sauerstoff	1	- 1
	2	0
	3	+ 1

Auch Atome und Moleküle können sich zu regelmäßigen Gittern anordnen. Modifikationen sind verschiedene Zustandsformen eines Elements, die sich nur durch die Anordnung der Atome unterscheiden (Bsp.: Graphit und Diamant bestehen beide nur aus Kohlenstoffatomen)

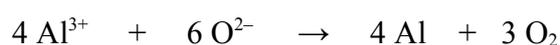
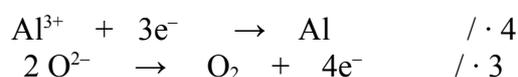
Metalle

Metallatome geben leicht ihre Valenzelektronen ab. Diese bilden dann das sog. Elektronengas. Dabei lassen sie sich keinem bestimmten Atom mehr zuordnen, sie sind delokalisiert. Die entstehenden Metallkationen oder Atomrümpfe bilden ein regelmäßiges Gitter und werden vom Elektronengas zusammen gehalten (Metallbindung).

Typische Eigenschaften von Metallen: Glanz, gute elektrische Leitfähigkeit, hart aber verformbar, hohe Schmelz- und Siedepunkte.

Die meisten Metalle kommen in der Natur nicht elementar, sondern in Form von Erzen vor. Um die Metalle zu gewinnen, muss der Vorgang der Salzbildung rückgängig gemacht werden. Das kostet viel Energie, da die Atome hierbei ihren Edelgaszustand wieder verlieren.

Bsp.:



Sind in einem Metallgitter verschiedene Arten von Atomrümpfen vorhanden, spricht man von Legierungen. Diese können sehr unterschiedliche Eigenschaften haben.

Metalle und ihre vielfältigen Verwendungsmöglichkeiten haben für den Menschen eine sehr große Bedeutung.

Quantitative Aspekte chemischer Reaktionen

Die relative Atommasse gibt an, wie groß die Masse eines Atoms im Vergleich zur Masse eines Kohlenstoffatoms ^{12}C ist.

Die atomare Masseneinheit u beträgt $1/12$ der Masse eines Kohlenstoffatoms ^{12}C . Ihr Betrag ist gleich der relativen Atommasse.

Bsp.: Sauerstoffatom: $m_a(\text{O}) = 16u$ Stickstoffatom: $m_a(\text{N}) = 14u$

Molekülmassen erhält man durch Addition der entsprechenden Atommassen:

$$m_M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot m_a(\text{H}) + m_a(\text{O}) = 18u$$

Für Salze wird analog dazu die sog. Formelmasse berechnet.

Ein Mol ist die Stoffmenge n , die genau $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen enthält.

Die Masse eines Mols wird als molare Masse M bezeichnet. Es gilt: $M(\text{X}) = m(\text{X}) / n(\text{X})$

Das Volumen von einem Mol eines Gases nennt man molares Volumen. Alle Gase haben ein molares Volumen von 22,4 Liter.

Die Stoffmengenkonzentration c gibt an, wie viel mol eines Stoffes in einem Liter Lösung enthalten sind:

$$c(\text{X}) = n(\text{X}) / V(\text{X})$$

In 500 ml Wasser gibt man 1,5 mol Kochsalz. Welche Konzentration besitzt die Lösung?

$$n(\text{NaCl}) = 1,5 \text{ mol}$$

$$V(\text{Lsg.}) = 0,5 \text{ l}$$

$$c(\text{NaCl}) = 1,5 \text{ mol} / 0,5 \text{ l} = \underline{3 \text{ mol/l}};$$

Die Koeffizienten in einer Reaktionsgleichung geben immer die Stoffmenge in mol an.

Wie viel Gramm Kaliumsulfid entstehen bei der Reaktion von 100g Kalium mit Schwefel?



$$M(\text{K}) = 39\text{g/mol}$$

$$n(\text{K}) = m(\text{K}) / M(\text{K}) = 100\text{g} / 39\text{g/mol} = 2,6 \text{ mol};$$

Aus Reaktionsgleichung:

$$n(\text{K}) / n(\text{K}_2\text{S}) = 2 / 1$$

$$n(\text{K}_2\text{S}) = n(\text{K}) / 2 = 1,3 \text{ mol};$$

$$M(\text{K}_2\text{S}) = 103\text{g/mol};$$

$$m(\text{K}_2\text{S}) = M(\text{K}_2\text{S}) \cdot n(\text{K}_2\text{S}) = 103\text{g/mol} \cdot 1,3 \text{ mol} = \underline{134\text{g}};$$