

Repetitorium Chemie

Grundwissen für die Oberstufe

Aufbau der Materie

Alle Stoffe bestehen aus kleinsten kugelförmigen Teilchen. Lassen sich die Stoffe chemisch nicht weiter zerlegen, spricht man von Elementen. Die kleinsten Teilchen verschiedener Elemente unterscheiden sich voneinander. Sie sind jeweils unterschiedlich schwer und groß.

In festem Zustand bilden die kleinsten Teilchen Gitter, in flüssigem bewegen sie sich in Gruppen, in gasförmigem Zustand bewegen sie sich einzeln.

Atombau

Atome bestehen aus drei Elementarteilchen: *Protonen*, *Elektronen* und *Neutronen*. Jedes Atom besitzt gleich viele positive Protonen wie negative Elektronen, sodass es insgesamt neutral ist.

Protonen und Neutronen befinden sich im Atomkern, der damit positiv geladen ist und durch die Neutronen im Vergleich zur umgebenden Hülle winzig klein ist. Der Kern enthält mit Protonen und Neutronen fast die gesamte Masse des Atoms. Die Anzahl an Protonen ist charakteristisch für ein Element.

In der Hülle befinden sich negativen Elektronen, die auf festen Bahnen den Kern umkreisen. Im Gegensatz zu den Protonen können die Elektronen jedoch aus dem Atom entfernt oder durch weitere ergänzt werden.

Die Chemie beschäftigt sich nur mit den Elektronen in der Hülle.

Auffüllregeln der Elektronenschalen

1. Die Schalen können maximal $2n^2$ Elektronen aufnehmen.
2. Die Schalen werden von innen nach außen aufgefüllt.
3. Sobald mindestens 8 (innerste nur 2) Elektronen auf einer Schale vorhanden sind, wird eine neue, weiter außen liegende eröffnet.
4. Wenn ab der 4. Schale außen zwei Elektronen vorhanden sind, werden erst weiter innen liegende Schalen mit Elektronen aufgefüllt. So entstehen die Nebengruppenelemente.

Wichtig: Atome ab der dritten Periode können mehr als 8 Elektronen auf der äußersten Schale aufnehmen und daher mehr als 4 Bindungen eingehen.

Hauptgruppen

Alle Elemente einer Hauptgruppe besitzen die gleiche Anzahl an Außenelektronen. Dies führt zu den gleich bzw. ähnlichen Eigenschaften der Elemente einer Hauptgruppe.

Die Außenelektronen bezeichnet man auch als Valenzelektronen.

Nebengruppen

Alle Nebengruppenelemente besitzen 2 Valenzelektronen (Außenelektronen), da bei ihnen die Innenschalen weiter aufgefüllt werden. Sie verhalten sich daher chemisch ähnlich.

Perioden

Alle Elemente einer Periode besitzen gleich viele Schalen. Die Änderung des chemischen Verhaltens von einem zum nächsten Element wiederholt sich in jeder Periode, daher rührt der Name.

Metalle und Nicht-Metalle

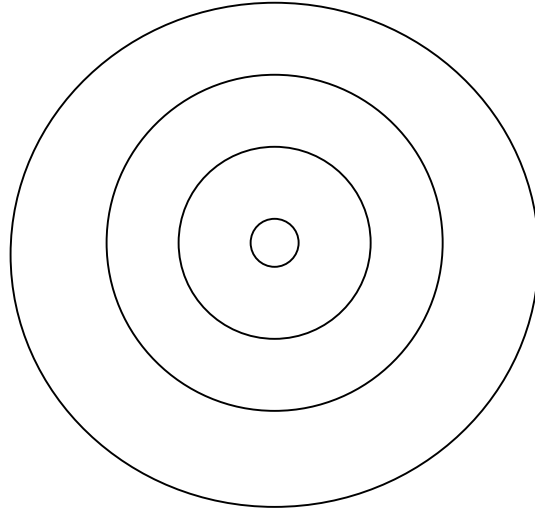
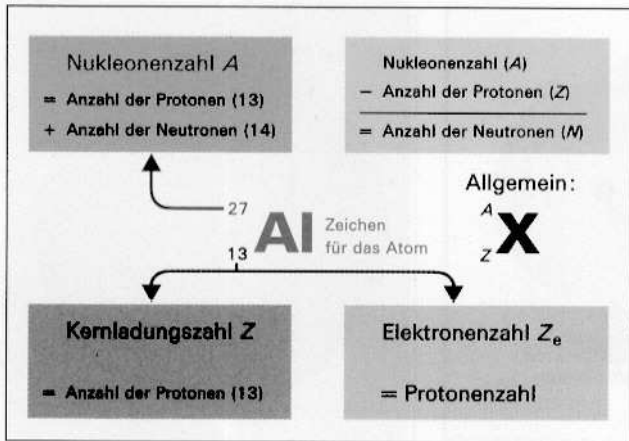
Links stehen die Metalle und rechts die Nicht-Metalle. Die Grenze liegt auf der Diagonalen zwischen Bor (B) und Astat (At).

Der Eintrag im PSE

Im Zentrum steht das Elementsymbol. Es ist eine Buchstaben- abkürzung für den Elementnamen, z.B. Al für Aluminium.

Die Ordnungszahl gibt an, wie viele Protonen, also positive Ladungen, im Atomkern vorhanden sind. Daher nennt man sie auch Kernladungszahl. Die Anzahl an Protonen ist typisch für alle Atome eines Elements. Die Ordnungszahl steht links unten am Elementsymbol

Nukleonen nennt man die Bestandteile des Atomkerns, also Protonen und Neutronen. Da jedes Nukleon die Masse 1 u besitzt, entspricht die relative Atommasse links oben neben dem Elementsymbol auch der Anzahl an Nukleonen.



Bindungsarten

Oktett- oder Edelgasregel

Alle Atome streben die Elektronenverteilung der Edelgase an, sodass sich mindestens 8 Elektronen („Oktett“) auf der Außenschale befinden. In diesem Bestreben liegt die Ursache für alle chemischen Vorgänge.

I) Metallbindung

(Metall-Metall-Bindung)

Metalle besitzen alle nur wenige Außenelektronen. Sie geben ihre Außenelektronen ab, sodass die darunter liegende volle Schale zur neuen Außenschale wird. Die Atome erreichen so die Edelgaskonfiguration.

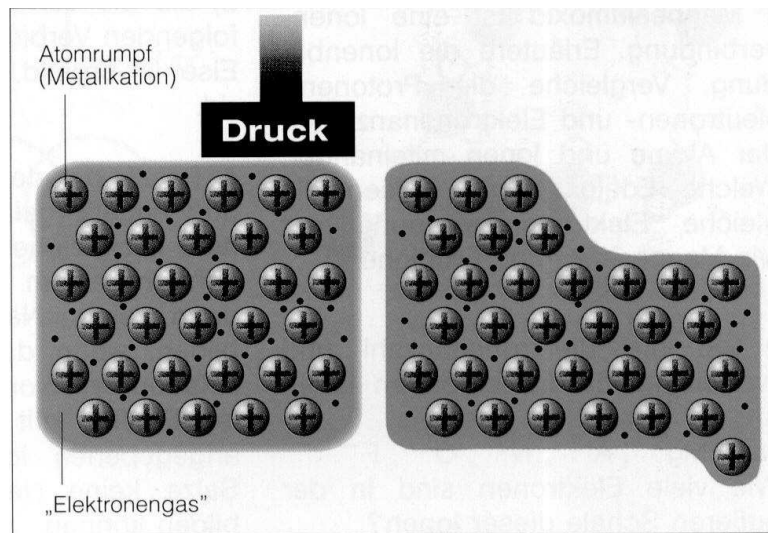
Die Reste der Atome bezeichnet man als Atomrümpfe. Sie sind positiv geladen, da sie nun weniger Elektronen als Protonen besitzen. In festem Zustand befinden sich die Atomrümpfe in einem Gitter, während die ehemaligen Außenelektronen als delokalisierte, frei bewegliche Elektronenwolke um die Atomrümpfe herum verteilt sind.

Die Atomrümpfe, die sich wegen ihrer positiven Ladung eigentlich gegenseitig abstoßen, werden von der Elektronenwolke zusammengehalten.

Alle Metalle besitzen vier typische Eigenschaften, die sich durch die Metallbindung erklären lassen:

1. Verformbarkeit

Wirkt von außen eine Kraft auf das Metallgitter, werden die positiven Atomrümpfe gegeneinander verschoben. Dabei könnten sie durch die gegenseitige stärkere Abstoßung auseinander fallen, aber die Elektronenwolke hält die Rümpfe beieinander.



2. elektrische Leitfähigkeit

Die Elektronen sind auch in festem Zustand frei beweglich und können durch das Gitter der Atomrümpfe wandern. So können sie eine Ladung von einem Punkt zu einem anderen transportieren. Wird das Metall erwärmt, schwingen die Atomrümpfe in dem Gitter stärker und behindern die Elektronen auf ihrem Weg – der elektrische Widerstand des Metalls steigt.

3. Wärmeleitfähigkeit

Durch Wärme bewegen sich die Atomrümpfe auf ihren Plätzen im Gitter. Je wärmer es wird, desto intensiver bewegen sich die Atomrümpfe. Dabei können sie ihren Bewegungsimpuls im Gitter weitergeben, sodass auch die benachbarten Atomrümpfe stärker schwingen. Die „lockere Aufhängung“ im Gitter erleichtert die Fortsetzung der Bewegung und damit der Wärme.

4. metallischer Glanz

II) Die Ionenbindung (Metall-Nichtmetall-Bindung)

Metalle besitzen besonders wenige Valenzelektronen, sie stehen links im PSE. Nichtmetalle besitzen besonders viele Valenzelektronen, ihnen fehlen nur noch wenige bis zur Edelgaskonfiguration.

Indem die Metalle ihre Außenelektronen dauerhaft auf die Nichtmetalle übertragen, erreichen beide stabile Außenschalen. Die Metalle machen ihre tiefer liegenden Schalen zur neuen Außenschale und die Nichtmetalle füllen ihre fast volle Außenschale auf.

Durch die dauerhafte Übertragung von Elektronen entstehen geladene Atome, die man als Ionen bezeichnet.

Metalle besitzen dann mehr Protonen als Elektronen und bilden daher positiv geladene Ionen – so genannte Kationen.

Nichtmetalle besitzen als Ion mehr Elektronen als Protonen und bilden daher negativ geladene Ionen – so genannte Anionen.

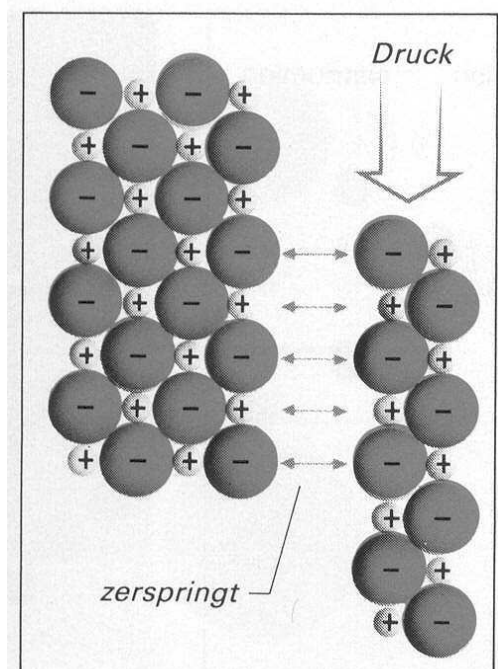
Durch die gegensätzliche Ladung der Kationen und Anionen ziehen sich diese an und bilden ein festes Gitter. Die Verbindung aus Kationen und Anionen nennt man Salz.

Ladungsdichte

Je mehr Ladungen sich auf einem bestimmtem Raum konzentrieren, umso höher ist die Ladungsdichte eines Ions. Li^{1+} besitzt eine hohe Ladungsdichte, die nach K^{1+} abnimmt. Die Ladungsdichte von Be^{2+} ist dagegen noch größer als die von Li^{1+} , da sich zwei positive Ladungen auf noch kleinerem Raum konzentrieren.

Gitterenergie

Die Gitterenergie eines Salzes, also die Anziehungskraft zwischen den positiven Kationen und den negativen Anionen, ist umso größer, je größer die Ladungsdichten der Ionen sind.



III) Die Atombindung (Nichtmetall-Nichtmetall-Bindung)

Nichtmetalle besitzen jeweils fast volle Außenschalen. Sie nähern sich so weit einander an, dass sie einige Valenzelektronen gemeinsam nutzen. Die Elektronenschalen verschmelzen miteinander. Schließlich ist dann die Summe der freien, eigenen und der bindenden, gemeinsam genutzten Elektronen ausreichend, um die Schale zu stabilisieren – der Edelgaszustand ist erreicht.

Die miteinander verbundenen Atome bezeichnet man als Molekül.

Die Atombindung wird oft auch als kovalente Bindung bezeichnet.

Elektronegativität (EN)

Elektronegativität ist ein Maß für die Anziehung der Valenzelektronen und damit auch der gemeinsam genutzten Bindungselektronen.

Ein Atom mit höherer EN nutzt die gemeinsamen Bindungselektronen partiell stärker als sein Bindungspartner. Hierdurch erhält das EN-stärkere Atom eine negative Partialladung, während sein EN-schwächerer Bindungspartner eine positive Partialladung trägt.


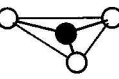
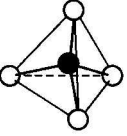
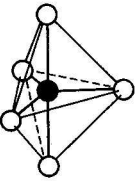
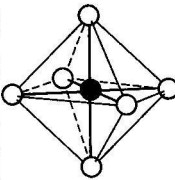
Die EN nimmt im PSE nach rechts oben hin zu Fluor zu.

Oxidationszahlen

Oxidationszahlen geben die „gedachte Ionenladung“ innerhalb einer Atombindung an.

Regeln zur Ermittlung:

1. Ermittle für alle Atome die EN.
2. Vergleiche jeweils zwei Bindungspartner und rechne jenem die beiden Bindungselektronen zu, der die höhere EN besitzt. Besitzen beide die gleiche EN, rechne jedem jeweils eines der Elektronen zu.
3. Vergleiche die zugerechneten und die als Atom ursprünglich vorhandenen Valenzelektronen miteinander.
 - a) Besitzt das Atom nun mehr Elektronen, erhält es eine negative Oxidationszahl über diesen Betrag.
 - b) Besitzt das Atom nun weniger Elektronen, erhält es eine positive Oxidationszahl über diesen Differenzbetrag.

Formel (Bsp.)	Elektronenpaare am Zentralatom	Struktur
AB ₂ (BeCl ₂)	2	 linear
AB ₃ (BF ₃)	3	 trigonal
AB ₄ (CH ₄)	4	 tetraedrisch
AB ₅ (PCl ₅)	5	 trigonal-bipyramidal
AB ₆ (SF ₆)	6	 oktaedrisch

Elementare Stoffe besitzen immer die Oxidationszahl 0.

Die Oxidationszahl (-stufe) wird in römischen Zahlen geschrieben, das Vorzeichen steht voran.

Zum Vergleich:

Ionenladungen werden in arabischen Ziffern geschrieben mit nachgestelltem Ladungssymbol.

Prüfregel:

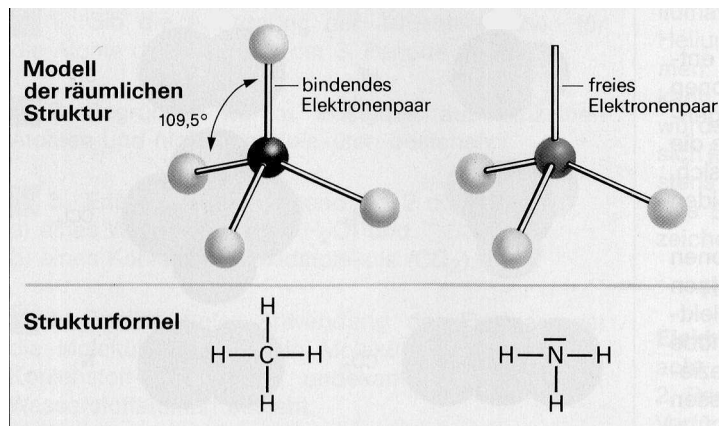
Die Summe der Oxidationszahlen innerhalb eines Moleküls ergibt immer null.

Die Summe der Ionenladungen einer Formeleinheit ergibt immer null.

Räumlicher Bau von Molekülen

Valenz-Elektronenpaar-Abstoßungsmodell (VEPA) oder „Tetraeder-Modell“

Ein Atom ordnet alle Elektronenpaare (bindende und nicht-bindende) um sich herum so an, dass sie möglichst weit voneinander entfernt sind. Da ein Atom meist vier Bindungen hat, ist das Grundmuster ein Tetraeder. Je nachdem, wie viele Bindungspartner das Atom besitzt, sind die Ecken des Tetraeders besetzt.



Kräfte zwischen Molekülen (Intermolekulare Wechselwirkungen)

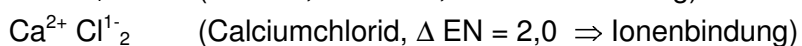
Zwischen Molekülen, also chemischen Verbindungen mit kovalenten Atombindungen, herrschen verschiedene Kräfte, die die Moleküle sich einander annähern lassen. Diese intermolekularen (= *zwischen den Molekülen*) Kräfte sind viel schwächer als echte chemische Bindungen.

Bezeichnung	van-der-Waals Kraft	Dipol-Wechselwirkung	Wasserstoff-Brückenbindung
Stärke	schwach		stark
Ursache	spontane, wechselnde Dipole durch Verschiebung in Elektronenhülle	EN-Unterschiede der Atome <u>und</u> gewinkelter Bau	positiv polarisierter Wasserstoff <u>und</u> freies Elektronenpaar
Zunahme mit	Größe des Moleküls	Stärke der EN-Differenzen	Polarisierung des Wasserstoffs
Beispiele	jedes Molekül	H ₂ CO	H ₂ O, HF
	<p>Symmetrische Elektronenverteilung</p> <p>spontaner Dipol</p> <p>induzierte Dipole</p>		<p>$\delta^+ \delta^- \delta^+ \delta^- \delta^+ \delta^-$</p> <p>$\cdots \text{H}-\text{F} \cdots \text{H}-\text{F} \cdots \text{H}-\text{F} \cdots$</p> <p>$\delta^+ \delta^- \delta^+ \delta^- \delta^+ \delta^-$</p> <p>$\cdots \text{H}-\text{O} \cdots \text{H}-\text{O} \cdots \text{H}-\text{O} \cdots$</p> <p>$\text{H} \delta^+ \text{H} \delta^+ \text{H} \delta^+$</p>

Ionen- oder Atombindung?

Die Differenz der EN ist ein Maß dafür, ob eine Bindung eher ionischen oder kovalenten Charakter besitzt. Ab einer Differenz von 1,5 kann man von einer Ionenbindung ausgehen. Ist die Differenz kleiner, liegt eine Atombindung vor.

Beispiel:



Übersicht über Bindungsarten

	Ionenbindung	Atombindung (kovalente Bindung)	Metallbindung
<i>Bindungspartner</i>	Metall / Nichtmetall	Nichtmetall / Nichtmetall	Metall / Metall
<i>Elektronegativität</i>	$\Delta EN > 1,5$	$\Delta EN < 1,5$	$\Delta EN = 0$
<i>Bindungsmechanismus</i>	vollständige Abgabe weniger bzw. Aufnahme fehlender Außenelektronen ; Ionenbildung (Kationen / Anionen)	Zwei Bindungspartner nähern sich und teilen sich die Außenelektronen, sie sind zwischen den beiden Bindungspartnern austauschbar. (Elektronenpaarbindung)	Elektronen sind als Wolke zwischen allen Atomrümpfen frei beweglich
<i>Aufbau</i>	festes Gitter gegensätzlich geladener Ionen	eigenständige Moleküle	festes Gitter aus positiven Atomrümpfen mit negativer Elektronenwolke
<i>beschreibende Einheit</i>	Formeleinheit	Summenformel oder Valenzstrichformel	
<i>Beispiele</i>	Na Cl , Mg Cl ₂	NH ₃ , H ₂ O	
<i>elektrische Leitfähigkeit</i>	fest: nein / flüssig: ja Strom wird von den Ionen transportiert	fest: nein / flüssig: nein Strom wird nicht transportiert	fest: ja / flüssig: ja Strom wird von den freien Elektronen transportiert

chemische Reaktion

Bei einer chemischen Reaktion werden aus Ausgangsstoffen (*Edukte*) neue Endstoffe (*Produkte*) gebildet, die andere Eigenschaften besitzen. Dabei wird Energie von den Stoffen abgegeben (*exotherm*) oder aufgenommen (*endotherm*). Die beiden Merkmale einer chemischen Reaktion sind also Stoffveränderung und Energieumsatz.

exotherme und endotherme Reaktion

Chemische Reaktionen, die unter Energieabgabe ablaufen, bezeichnet man als exotherm (*exo* = heraus, *therm* = Wärme). Wird Energie von den Stoffen aufgenommen, bezeichnet man dies als endotherm (*endo* = hinein).

Aktivierungsenergie

Die Aktivierungsenergie ist die erforderliche Anfangsenergie, die zum Auslösen der Reaktion zu Beginn zugeführt werden muss.

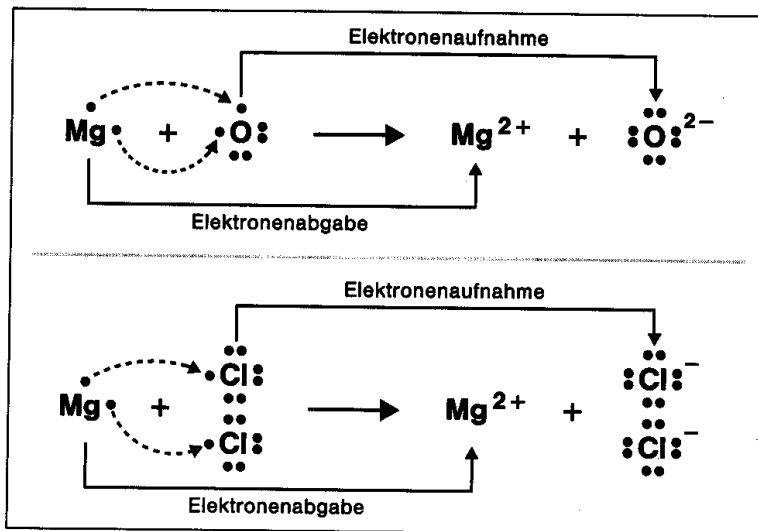
Arten chemischer Reaktionen

Oxidation und Reduktion (Elektronentausch-Reaktion)

Klasse 7
Klasse 10

<i>Oxidation</i>	<i>Reduktion</i>
Aufnahme von Sauerstoff	Abgabe von Sauerstoff
Abgabe von Elektronen	Aufnahme von Elektronen

Eine Reaktion, bei der die Reduktion des einen und die Oxidation eines anderen Stoffes gleichzeitig ablaufen, nennt man Redox-Reaktion (Reduktions-Oxidationsreaktion).



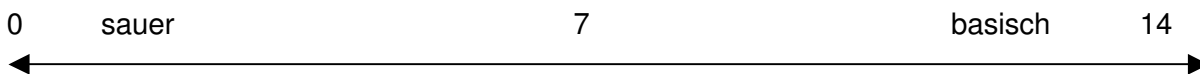
Säure-Base-Reaktion (Protonentausch-Reaktion)

Säuren sind Protonendonatoren.

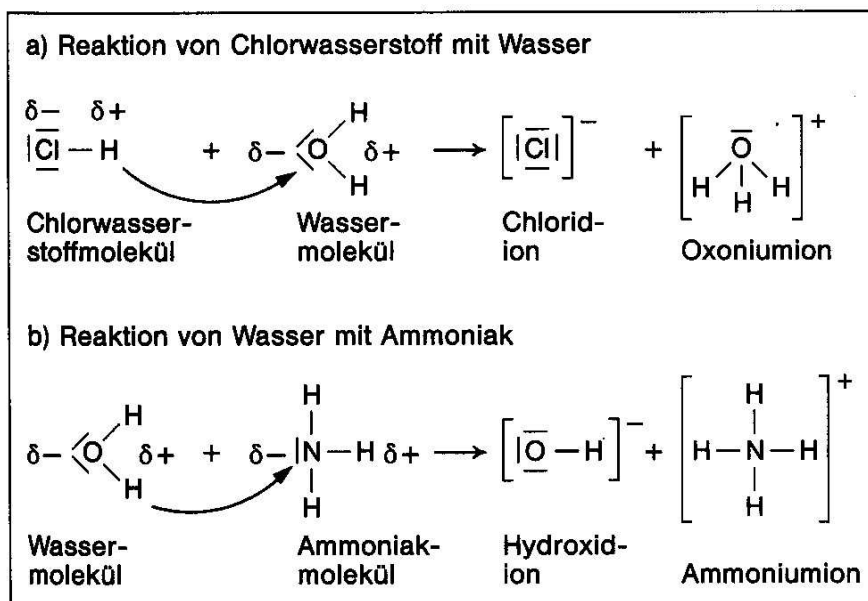
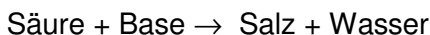
Basen sind Protonenakzeptoren. (Laugen sind wässrige Lösungen von Basen.)

Protonen bilden in Wasser Oxonium-Ionen (H_3O^+).

Der pH-Wert ist ein Maß für den sauren Charakter einer Lösung: je kleiner der pH-Wert ist, desto saurer ist die Lösung.



Reagieren Säuren mit Basen, nennt man dies eine Neutralisation:



B1 Säure-Base-Reaktionen als Protonenübertragungsreaktionen

Grundgrößen des chemischen Rechnens

relative Atommasse

Die Masse der Atome wird im Vergleich zueinander angegeben. Die Einheit lautet [u] als Abkürzung für „unit“ (engl.: Einheit), als Größensymbol schreibt man „ $m_r(X)$ “.

Beispiel: $m_r(\text{Na}) = 23 \text{ u}$

Die relative Atommasse lässt sich in die absolute Einheit Gramm umrechnen. Demnach entspricht

$$1 \text{ u} = 0,0000000000000000000000001661 \text{ g}$$

Dies kann man verkürzt schreiben als $1,661 \cdot 10^{-24} \text{ g/u}$

Die Stoffmenge - das „chemische Dutzend“

Da die Anzahl der Atome in Stoffportionen derart groß ist, fasst man jeweils

$$602\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000$$

zu einem Mol zusammen.

Diese Zahl kann man auch schreiben als $6,02 \cdot 10^{23}$.

Diese feste Anzahl bezeichnet man auch als die Avogadro-Konstante. Als Symbol verwendet man „ N_A “.

Als Symbol für die Stoffmenge verwendet man „ $n(X)$ “, die Einheit lautet [mol].

Beispiel: $n(\text{Na}) = 0,5 \text{ mol}$ bedeutet, dass $3,01 \cdot 10^{23}$ Teilchen des Elements Natrium (Na) in der Stoffportion vorhanden sind.

Molare Masse

Statt die Masse nur eines Atoms anzugeben, verwendet man für Rechnungen meist die Masse eines ganzen Mols an Teilchen, also von $6,02 \cdot 10^{23}$.

Diese Masse bezeichnet man dann als Molare Masse, Symbol $M(X)$, mit der Einheit [g/mol]

Der Zahlenwert für jedes Element ist gerade so groß wie die der relativen Atommasse, sodass man die Zahlenwerte im PSE ablesen kann.

Beispiel: $M(\text{Na}) = 23 \text{ g/mol}$

Sucht man die Molare Masse einer Verbindung aus verschiedenen Elementen, addiert man einfach die einzelnen Molaren Massen.

Beispiel: $M(\text{NaCl}) = 1 \cdot M(\text{Na}) + 1 \cdot M(\text{Cl}) = 23 \text{ g/mol} + 35,5 \text{ g/mol} = 58,5 \text{ g/mol}$

$M(\text{CaCl}_2) = 1 \cdot M(\text{Ca}) + 2 \cdot M(\text{Cl}) = 40,1 \text{ g/mol} + 2 \cdot 35,5 \text{ g/mol} = 111,1 \text{ g/mol}$

Konzentration

Wird eine bestimmte Stoffmenge in einem Lösungsmittel gelöst, kann man angeben, wie viele Teilchen oder eben wie viel Stoffmenge in einem Liter der Lösung enthalten ist. Diese Größe bezeichnet man als Konzentration, Symbol $c(X)$, und verwendet die Einheit [mol/l].

Beispiel: $c(\text{Na}) = 2 \text{ mol/l}$ bedeutet, dass 2 mol an Natriumteilchen, also $12,04 \cdot 10^{23}$, in einem Liter vorhanden sind.

Übersicht

Größe	Symbol	Einheit
Masse	$m(X)$	g
molare Masse	$M(X)$	g / mol
Volumen	$V(X)$	L, m ³
Dichte	$D(X)$	g/cm ³ , kg/L
Teilchenanzahl	$N(X)$	1
Stoffmenge	$n(X)$	mol
Avogadro-Konst.	N_A	6,02 * 10 ²³ 1/mol

Gleichung	„Was heißt das?“
$m(X) = n(X) * M(X)$	Die gesamte Masse (m) setzt sich zusammen aus den einzelnen speziellen Masse (M) aller Teilchen (n).
$c(X) = n(X) / V(Lsg)$	Die Konzentration (c) ist eine bestimmte Menge an Teilchen (n) in einem bestimmten Volumen (V).
$D(X) = m(X) / V(X)$	Die Dichte eines Stoffes (D) beschreibt, wie „schwer“ (m) der Stoff pro einer bestimmten Abfüllmenge (V) ist.