

Ionenbindung

1. Mineralwasser

Wasser ist eine unserer wichtigsten Lebensgrundlagen. Als erwachsener Mensch benötigen wir pro Tag rund 2,5 Liter Flüssigkeit, davon müssen wir 1,5 Liter trinken. Ein billiges und in der Schweiz fast überall in genügender Menge erhältliches Getränk ist unser Hahnenwasser, das wir ohne Bedenken trinken können. Auch bietet Mineralwasser eine Möglichkeit, seinen Flüssigkeitsbedarf zu decken.

1.1 Wie aus Wasser Mineralwasser wird

Mineralwasser ist nichts anderes als Regenwasser, das vor Jahren, Jahrzehnten oder auch Jahrhunderten auf die Erde fiel. Durch Spalten und Poren versickerte es in die Tiefe und nahm dabei Mineralstoffe aus den verschiedenen Gesteinen auf. Der Mineralstoffgehalt und seine Zusammensetzung ist abhängig von der Art der Gesteinsschichten und von der Tiefe des Wasservorkommens. Wenn zudem Kohlensäure aus früheren vulkanischen Tätigkeiten vorhanden ist, vermag das Wasser mehr Mineralien aus dem Boden zu lösen.

Auf seinem Weg in die Tiefe wird das Wasser gereinigt und gefiltert. Zurück an die Oberfläche gelangt es entweder von selbst durch Druck oder durch Grundwasserbohrungen.

1.2 Wozu Mineralstoffe?

Mineralstoffe sind lebensnotwendige chemische Elemente, die der Körper nicht selber herstellen kann. Eine ausgewogene Ernährung deckt normalerweise unseren Bedarf, der u.a. abhängig ist vom Alter, von der körperlichen Betätigung oder einer Schwangerschaft. Wasser dient den Mineralien als Lösungs- und Transportmittel. Deshalb geht mit der Wasserausscheidung über Schweiß und Urin auch ein Mineralstoffverlust einher, der ersetzt werden muss. Allerdings können nicht nur zu wenig, sondern auch zu viele Mineralstoffe gesundheitsschädigend sein (z.B. bei Ernährung von Säuglingen). Mineralwasser als Mineralstofflieferant ist bei ausgewogener Ernährung unnötig. Es kann jedoch helfen, den Bedarf zu decken, wenn sich jemand sehr einseitig ernährt.

1.3 Die sieben wichtigsten Bestandteile

Aus der manchmal langen Aufzählung von Mineralien, die auf der Flaschenetikette aufgelistet sind, erläutern wir hier die sieben wichtigsten:

Fluorid (empfohlener Tagesbedarf: 1 mg):

Fluorid festigt die Knochen und die Zahnschmelze. Es wirkt vor allem bei Heranwachsenden karieshemmend. In der Schweiz wird es dem Speisesalz beigegeben. Zuviel Fluorid (2 bis 4 mg/Tag) kann bereits zu Flecken auf den Zähnen führen als erstes Anzeichen von Überdosierung. Über längere Zeit kann zu viel Fluorid zu Skelettveränderungen führen.

Kalzium-Ionen (empfohlener Tagesbedarf: 800 mg):

Kalzium-Ionen fördern den Aufbau von Knochen und Zähnen und spielen bei der Blutgerinnung und der Muskeltätigkeit eine wichtige Rolle. Eine ausreichende Kalzium-Ionen-Versorgung über die Nahrung ist vor allem in Zeiten eines erhöhten Kalzium-Ionen-Bedarfs (Wachstum, Schwangerschaft und Stillzeit) in Frage gestellt. Kalzium-Ionenhaltige Mineralwässer können in diesen Zeiten zur Versorgung mit diesem wichtigen Element beitragen (Kalzium-Ionenpräparate sollten hingegen nur nach Rücksprache mit einer Fachperson eingenommen werden).

Natrium-Ionen (empfohlener Tagesbedarf: 2000 bis 3000 mg):

Natrium-Ionen sind Bestandteil des Kochsalzes. Der Natrium-Ionengehalt im Körper ist eng verbunden mit der Regulation des Wasserhaushalts. Na^+ -Ionen spielen auch eine wichtige Rolle bei der Entstehung und Weiterleitung von Erregungen in Nervenzellen (und Muskelfasern). Früher war Kochsalz eine Mangelware, heute jedoch nimmt man mit rund 10 g pro Tag zu viel Kochsalz zu sich. Wer auf eine „natriumarme“ Diät achten muss, soll auch Mineralwasser mit wenig Natrium-Ionen trinken.

Magnesium-Ionen (empfohlener Tagesbedarf: 300 bis 400 mg):

Magnesium-Ionen bauen mit an Knochen und Sehnen und helfen bei der Bildung vieler Enzyme. Sie wirken gefässerweiternd und beugen Herzinfarkten vor. Mangelerkrankungen können auftreten bei allzu fett- und eiweissreicher Kost. Reiche Magnesium-Ionen-Quellen sind grüne Gemüse und Salate, Vollkornprodukte und Weizenkeime. Wer seinen Bedarf über das Mineralwasser ergänzen will, sollte darauf achten, dass darin mindestens 50 mg/l gelöst sind.

Sulfat (keine Empfehlung):

Das bittere Sulfat wirkt auf die Leber, regt die Gallenfunktion an und wirkt als Abführmittel. Wer zu Durchfall neigt, sollte Mineralwasser mit einem Sulfatgehalt von weniger als 250 mg/l konsumieren. Die Lebensmittelverordnung gestattet, dass ab einem Sulfatanteil von 2000 mg/l auf der Mineralwasseretikette der Zusatz „kann abführend wirken“ steht. Ein hoher Sulfatanteil kann dem Wasser einen schalen, gipsigen Geschmack verleihen.

Kohlensäure bzw. Kohlenstoffdioxid:

Kohlenstoffdioxid ist einerseits im Wasser über zwischenmolekulare Kräfte gelöst, andererseits reagiert es mit Wasser zu Kohlensäure (H_2CO_3). Schaden kann das Kohlenstoffdioxid nicht, denn der Mensch erzeugt selber eine Menge davon und atmet es über die Lunge aus. Nebst dem perlenden Effekt hat die Kohlensäure eine keimhemmende Wirkung. Sie hält das Wasser über lange Zeit frisch im Geschmack. Zudem fördert sie die Aufnahmefähigkeit des Magens. Sie erleichtert auch die Resorption des Alkohols und fördert so den Schwips (z.B. beim Champagner).

Nitrat (möglichst wenig):

Im menschlichen Organismus können Nitrate in Nitrite umgewandelt werden, welche in höheren Konzentrationen den Sauerstofftransport im Blut behindern und mit Aminen zu den krebserregenden Nitrosaminen reagieren können. Wir sollten also möglichst wenig davon aufnehmen. Trinkwasser darf höchstens 40 mg/l Nitrat enthalten und enthält meist weit weniger.

2. Drei ausgewählte Eigenschaften von Salz(lösungen)

2.1 Kristallisation

Experiment: Zwei verschiedene Mineralwässer wurden in je eine Kristallisierschale gegeben. Das Wasser wurde im Trockenschrank bei 140°C vollständig verdampft.

Beobachtung:

Auswertung:

Aufgabe: Wie erklären Sie sich die Bildung der Kristalle?

2.2 Wasserlöslichkeit

Experiment 1: Von den folgenden Salzen wird je eine Spatelspitze in je ein sauberes Reagenzglas gegeben. Jedes Reagenzglas wird ca. 5 cm hoch mit entionisiertes Wasser befüllt. Ein sauberer Stopfen wird aufgesetzt und anschliessend gut geschüttelt.

Beobachtung: Für unsere Augen erscheinen die folgenden Salze entweder „wasserlöslich“ oder „nicht wasserlöslich“

Name	Formel	wasser- löslich	nicht wasser- löslich
Kupfersulfat	CuSO_4		
Calciumsulfat (Gips)	CaSO_4		
Calciumcarbonat (Kalk)	CaCO_3		
Natriumhydrogencarbonat	NaHCO_3		

Experiment 2: Die wässrigen Lösungen der obigen Salze werden auf ihre elektrische Leitfähigkeit hin überprüft. Ebenso wird eine Probe von Leitungswasser und entmineralisiertem Wasser auf ihre elektrische Leitfähigkeit hin untersucht.

Name	Elektrisch leitfähig
Entmineralisiertes Wasser	
Leitungswasser	
Kupfersulfat-Lösung	
Calciumsulfat (Gips) – Lösung	
Calciumcarbonat (Kalk) – Lösung	
Natriumhydrogencarbonat – Lösung	

Aufgabe:

- Wie erklären Sie die gemachten Beobachtungen aus Experiment 2?
- Wie beurteilen Sie nun – im Vergleich zu Experiment 1 – die Wasserlöslichkeit der verschiedenen Salze?

2.3 Elektrische Leitfähigkeit

Experiment 3: Etwas festes Kaliumnitrat wird in ein grosses Reagenzglas eingefüllt. Das Salz wird erhitzt und zum Schmelzen gebracht. Die elektrische Leitfähigkeit wird während des Schmelzens überprüft.

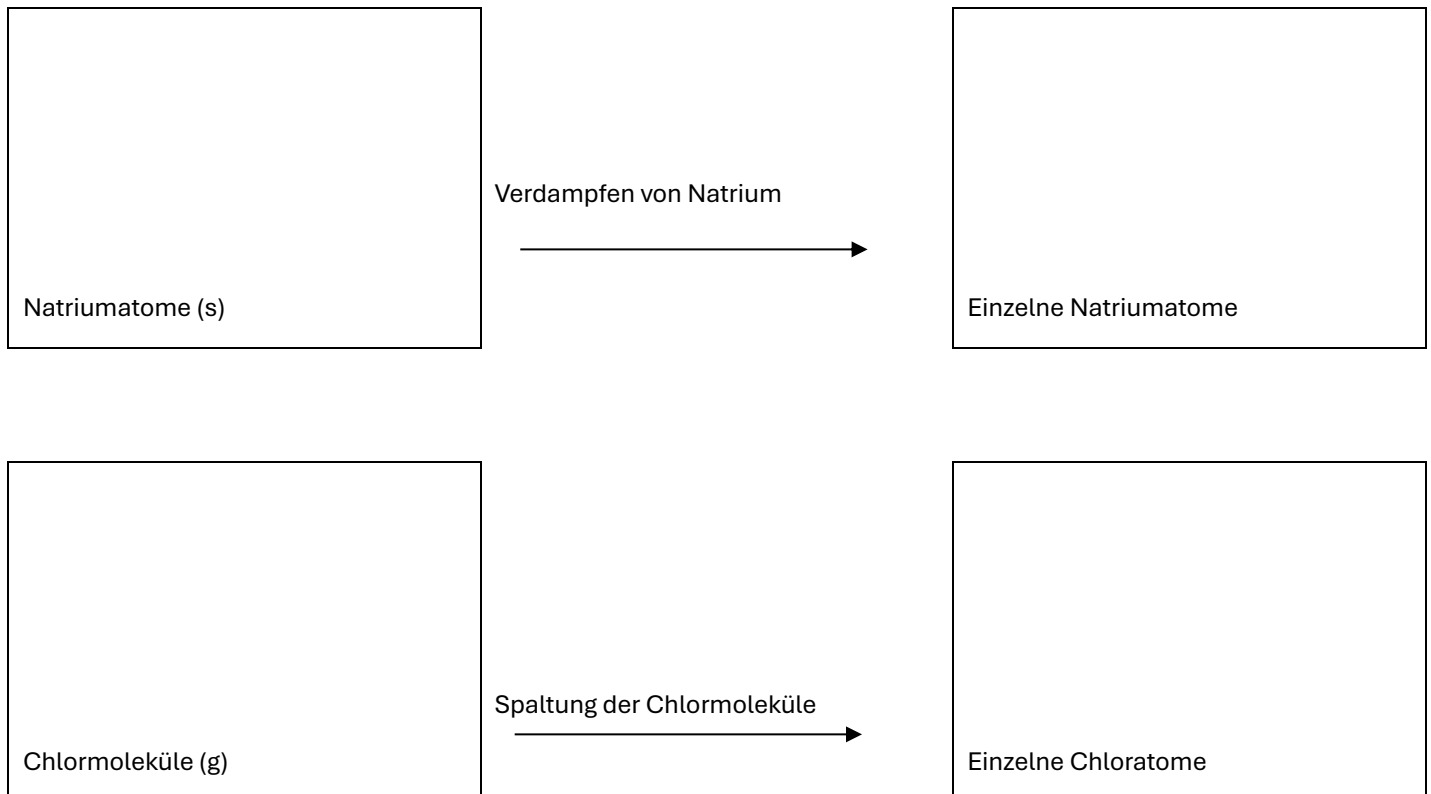
Beobachtung:

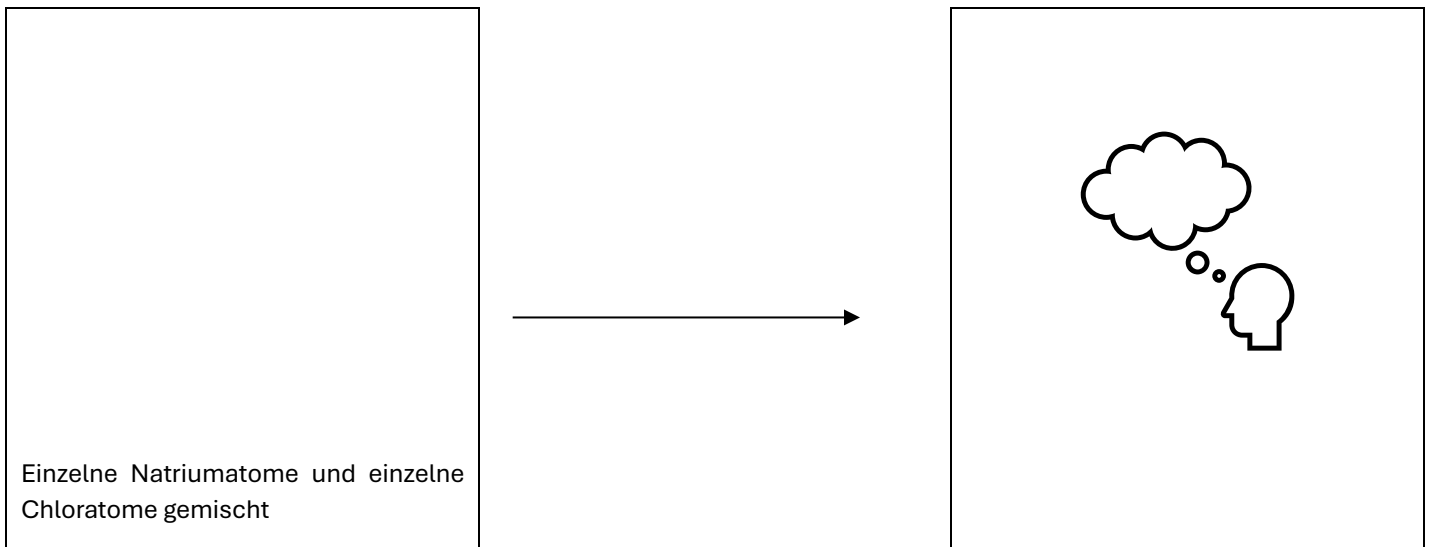
Vervollständigen Sie folgende **Merksätze**:

- Feste Salze leiten den elektrischen Strom, somit sind freibewegliche Ionen vorhanden.
- Wässrige Lösungen von Salzen bzw. geschmolzene Salze leiten den elektrischen Strom, somit sind freibewegliche Ionen vorhanden.

3. Bildung einatomiger Ionen

Wie können die im Mineral- bzw. Leitungswasser vorhandenen Ionen entstanden sein? Wir wollen das anhand der Bildung von Kochsalz näher anschauen.



**Aufgaben:**

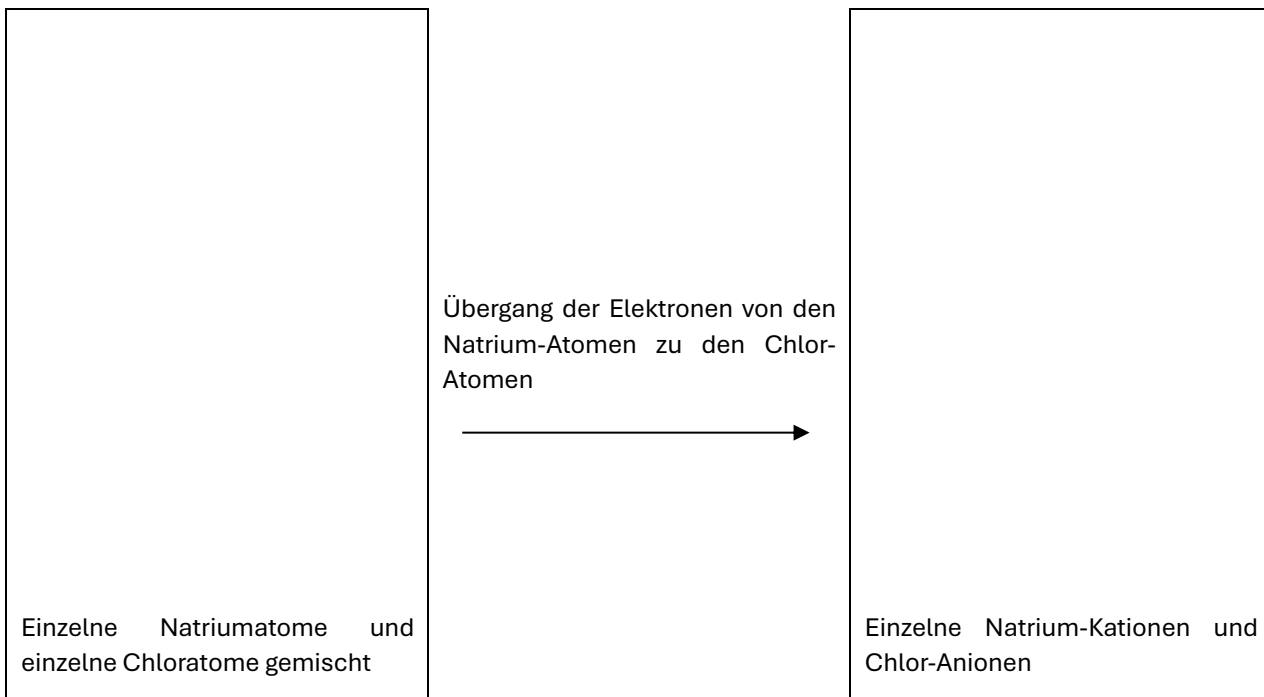
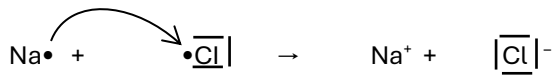
1. Ist eine Kovalenzbindung zwischen Natrium- und Chloratomen möglich? Erklären Sie Ihr „Ja“ bzw. „Nein“.
2. Ist eine Elektronenübertragung zwischen einem Natrium- und einem Chloratom möglich? Erklären Sie Ihr „Ja“ bzw. „Nein“.

Doch warum ist in manchen Fällen keine Kovalenzbindung möglich? Würden die Valenzelektronen eines Metall-Atoms mit denen eines Nichtmetall-Atoms Kovalenzbindungen eingehen, so ergäbe vor allem das folgende Problem:

Der Elektronegativitäts-Unterschied zwischen einem typischen Metall-Atom und einem typischen Nichtmetall-Atom ist beträchtlich. Oft übersteigt ΔEN den Wert von 2. Unter diesen Umständen ist ein gemeinsames Elektronenpaar zwischen den beiden zu bindenden Atomen nicht mehr möglich. Denn das bedeutend elektronegravere Nichtmetall-Atom hat gegenüber dem Metallatom eine so grosse Elektronenanziehung, dass es die für eine Bindung in Frage kommenden Elektronen des Metallatoms vollständig zu sich hin reisst. Als Folge davon kommt es zu leeren Kugelwolken beim Metall-Atom sowie doppelt besetzten Kugelwolken beim Nichtmetall-Atom.

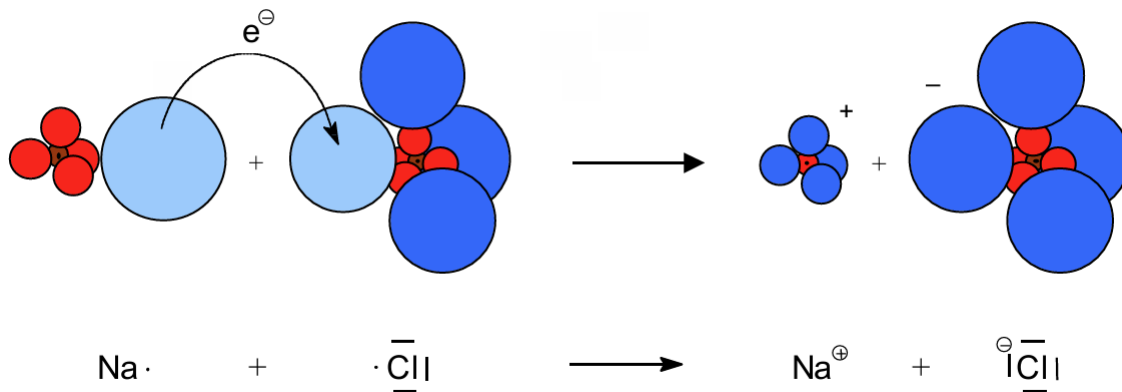
Natürlich gibt es auch Ausnahmen. So sind z.B. beständige Kovalenzbindungen zwischen Blei-Atomen und Kohlenstoff-Atomen bekannt. Die Regel ist aber, dass Metall-Atome und Nichtmetall-Atome aus dem oben genannten Grund im Normalfall nicht durch Kovalenzbindungen zusammengehalten werden.

Der hohe Unterschied der Elektronegativitäten bei Metall/Nichtmetall-Reaktionen führt im Regelfall dazu, dass die Nichtmetall-Atome Elektronen von den Metall-Atomen übernehmen. Für die Bildung von Kochsalz liegt also folgende Situation vor:



Wir stellen fest, dass durch diese **Elektronenübertragung** zwei geladene Teilchen, das **Natrium-Kation** und das **Chlorid-Anion** entstanden sind. Beide erfüllen die Edelgasregel, wobei beim Metall die ehemals zweitäusserste Schale zur neuen Valenzschale des Kations wird.

Der Elektronentransfer von einem Natrium-Atom zu einem Chlor-Atom lässt sich im Kugelwolkenmodell wie folgt darstellen:



Für die Bildung einatomiger Ionen bei einer Metall/Nichtmetall-Bindung gelten folgende Regeln:

- Metalle der 1., 2. und 3. Hauptgruppen: Ionenladung entspricht der Anzahl abgegebener Valenzelektronen (bis die Schale leer ist → Edelgas-Konfiguration wird erreicht; ist gleich der Hauptgruppennummer im PSE).
- Nichtmetalle: Ionenladung entspricht der Anzahl aufgenommener Elektronen bis zur vollen Valenzschale (entspricht Anzahl Felder im PSE bis zum nächstgelegenen Edelgas).

Aufgabe:

Welche Ionensorten entstehen aus den folgenden Atomsorten in der Tabelle, wenn diese miteinander Elektronen austauschen? Schreiben Sie – so wie abgebildet – die entsprechenden Lewis-Formeln vorher bzw. nachher auf.

Metall-Atom	Nichtmetall-Atom		Metall-Kation	Nichtmetall-Anion
Natrium $\text{Na} \cdot$	Chlor $\cdot \underline{\text{Cl}} \cdot$	→	Na^+	$\overset{\ominus}{\text{Cl}} \underline{\text{Cl}}$
Magnesium	Sauerstoff	→		
Lithium	Stickstoff	→		
Aluminium	Brom	→		

Bei Metallen aus einer Nebengruppe im PSE, sowie auch bei wenigen Hauptgruppen-Metallen der letzten zwei Perioden, gestaltet sich die Bestimmung von Ionenladungen etwas schwieriger. Einerseits sind hier oft mehrere verschiedene Ionen möglich; andererseits ist es in vielen Fällen bei der Betrachtung der Elektronenkonfiguration des zugrunde liegenden Metall-Atoms nicht immer einsichtig, warum gerade die heute bekannten Ionenladungen möglich sind, während andere, eigentlich eher erwartete, experimentell nicht gefunden wurden. So tritt z.B. beim Metall Platin mit der Elektronenkonfiguration $[\text{Xe}]4f^{14}5d^96s^1$ kein Pt^+ , wohl aber ein Pt^{2+} auf. Wir sind also wieder einmal an einer Grenze unserer Atom-Modelle angelangt.

Auf experimentellem Wege - und natürlich auch durch die Anwendung des Orbital-Modells - konnten aber die Ladungen sämtlicher gängiger Metall-Kationen ermittelt werden. Man findet sie im PSE als Ionenladungen verzeichnet. Dabei sind nicht alle möglichen, jedoch die häufigsten Ionenladungen aufgeführt.

Aufgabe 1: Ergänzen Sie mit Hilfe des PSE folgende Tabelle

Atomsorte	Mögliche Ionenformeln gemäss PSE
Eisen	
Vanadium	

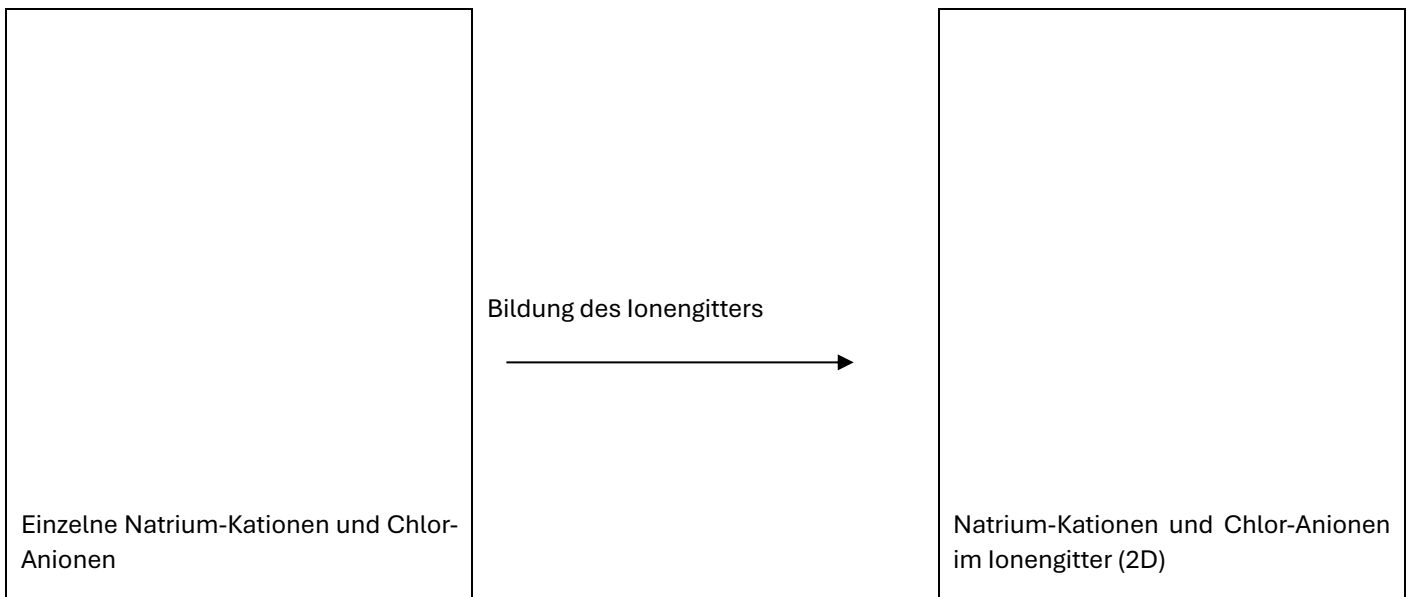
Aufgabe 2: Welche Ionensorten entstehen aus den folgenden Atomsorten in der Tabelle, wenn diese miteinander Elektronen austauschen? Schreiben Sie – so wie abgebildet – die entsprechenden Ionen-Formeln auf.

Metall-Atom	Nichtmetall-Atom		Metall-Kation	Nichtmetall-Anion
Kupfer-Atome	Chlor-Atome	→	Cu^+ oder Cu^{2+}	$ \underline{\text{Cl}} ^-$
Blei-Atom	Schwefel-Atom	→		
Titan-Atom	Sauerstoff-Atom	→		

Eine weitere Besonderheit bei den Ionenverbindungen ist die Ausbildung von mehratomigen Ionen. Dazu werden Sie später mehr erfahren.

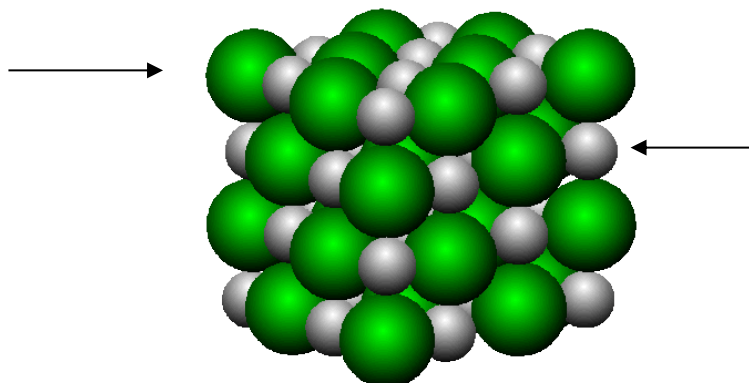
4. Bildung eines Ionengitters

Aus den reaktionsfreudigen Natrium- und Chlor-Atomen sind durch Elektronentausch die reaktionsträgen Na^+ - Ionen und Cl^- - Ionen geworden. Kationen und Anionen ziehen sich aufgrund ihrer ungleichnamigen Ladungen gegenseitig an, während Kationen untereinander und Anionen untereinander sich jeweils wegen ihren gleichnamigen elektrischen Ladungen abstossen. Diese anziehenden und abstossenden Kräfte wirken kugelsymmetrisch, d.h. in alle Richtungen des Raums. Daher bestehen Ionenverbindungen nicht aus isolierten Ionenpaaren. Vielmehr trachten beide Ionensorten danach, sich allseitig mit möglichst vielen entgegengesetzt geladenen Ionen zu umgeben. Dadurch entsteht ein im Prinzip unendlich ausgedehntes Ionengitter, in dem sich Kationen und Anionen in allen drei räumlichen Dimensionen regelmässig abwechseln.



Da zwischen den Natrium- und Chlor-Atomen die Elektronen lediglich ausgetauscht wurden, ist die entstehende Verbindung aus Natrium-Kationen und Chlor-Anionen gegen aussen elektrisch neutral.

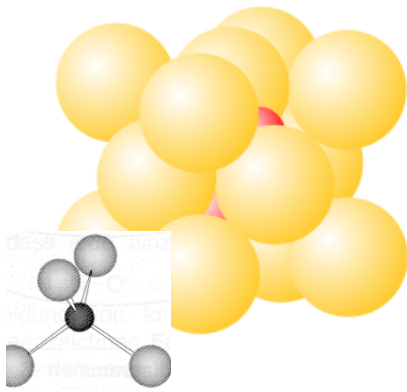
Das Beispiel zeigt die Anordnung der Ionen in einem Kochsalzkristall (3D):



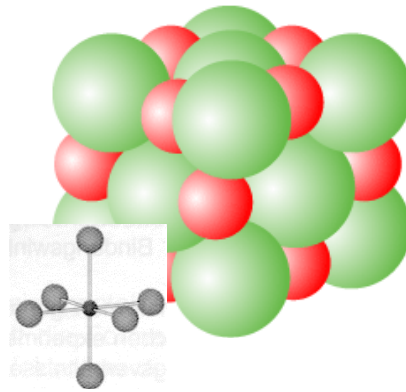
Das so genannte kubische Gitter von Kochsalz ist nur ein Beispiel von vielen verschiedenen Gittertypen. Man kann sich sehr gut vorstellen, dass die Kombination von verschiedenen Ionen zu unterschiedlichen Kristallgeometrien führen kann. Diese wird im Wesentlichen durch das Zahlenverhältnis der Ionen aber auch durch das Grössenverhältnis der Kationen- und Anionen-Radien bestimmt.

4.1 Kristallgeometrien

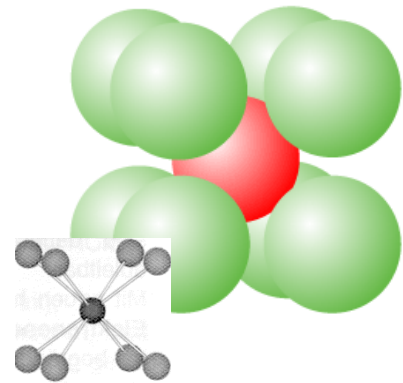
Als Beispiele sollen die Kristallgeometrien von Zinksulfid und Cäsiumchlorid im Vergleich mit Natriumchlorid angeführt werden:



ZnS-Typ



NaCl-Typ



CsCl-Typ

Bei der Bildung einer Ionenverbindung treten also stets entgegengesetzt geladene Ionensorten auf. Da es wegen der immensen Abstoßung unmöglich ist, eine einzelne Ionensorte für sich alleine zu haben, treten Kationen immer zusammen mit Anionen und vice versa auf. Die entsprechenden Reinstoffe aus Kationen und Anionen zeigen die typischen Eigenschaften salzartiger Stoffe. Man kann daher auch sagen:

Salzartige Stoffe sind Verbindungen, die aus Ionen aufgebaut sind.

4.2 Sprödigkeit von Salzen

Genauso wie die Löslichkeit und die elektrische Leitfähigkeit charakteristische Eigenschaften von Salzen sind, ist auch deren Sprödigkeit ganz typisch. Mit dem oben besprochenen Gitterbau der Ionen lässt sich diese Eigenschaft sehr schön nachvollziehen.

Experiment: Im Mörser werden mit einem Pistill einige aufliegende Salzkristalle zerstoßen.

Beobachtung:

Erklärung:

5. Mehratomige Ionen

Wie wir schon in der Einleitung dieses Themas gesehen haben, unterscheiden sich verschiedene Mineralwässer - je nach Herkunft - bezüglich der gelösten Salze z.T. deutlich (vgl. Inhaltstabelle auf den Etiketten).

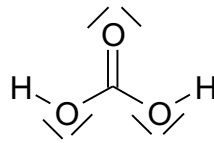
Nebst den vielen einatomigen Ionen finden sich auch einige mehratomige Ionen gelöst im Wasser wie z.B. Ammonium (NH_4^+), Nitrat (NO_3^-), Sulfat (SO_4^{2-}) oder Hydrogencarbonat (HCO_3^-).

Wie können mehratomige Ionen entstehen?

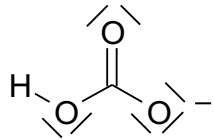
Ionen können nicht nur aus einzelnen Atomen sondern auch aus Molekülen durch heterolytische Bindungsspaltung gebildet werden.

Schauen wir uns das am Beispiel der Bildung von Hydrogencarbonat-Ionen aus Kohlensäure an.

Ursprüngliches Molekül: H_2CO_3 (Kohlensäure)



Erstes daraus abgeleitetes Ion: HCO_3^- (Hydrogencarbonat-Ion)

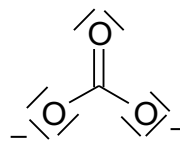


Durch eine heterolytische Spaltung der H-O – Bindung entstehen zwei Ionen, das HCO_3^- - Ion und das „ H^+ “ - Ion, weil das bindende Elektronenpaar nun als Ganzes dem elektronegativeren O-Atom gehört und das H-Atom leer ausgeht. Das „ H^+ “ - Ion ist als solches nicht allein existenzfähig. Es findet in der Regel Unterschlupf bei einem Wassermolekül, woraus dann ebenfalls ein mehratomiges Ion, ein H_3O^+ - Ion, entsteht.

Wie man sieht, erfüllen alle beteiligten Atome innerhalb des mehratomigen Ions weiterhin die Edelgasregel. Dies hilft oft, bei bekannter Formel des mehratomigen Ions dessen Ladung herzuleiten.

Aus Hydrogencarbonat kann in einem zweiten Schritt nochmals ein H^+ - Ion abgespalten werden, wodurch dann ein Carbonat-Ion entsteht:

Zweites abgeleitetes Ion: CO_3^{2-} (Carbonat-Ion)



In manchen Fällen lässt sich die Ionenladung allerdings nicht so einfach und elegant ableiten wie in den obigen Beispielen. Es ist daher sinnvoll, die gängigsten Ionen auswendig zu wissen. Dazu dient die Tabelle auf Seite H 14.

Auch mehratomige Ionen lassen sich wie einatomige Ionen als Bausteine in ein Ionengitter einbauen. Ihre Ladung wirkt ebenfalls kugelsymmetrisch.

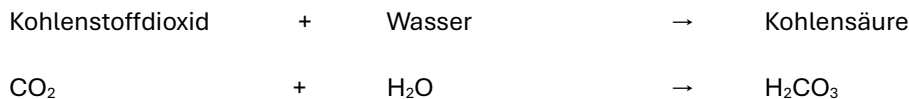
Aufgabe: Welches Anion erhalten Sie aus Blausäure-Molekülen (HCN), wenn diese ein H^+ - Ion abspalten? Zeichnen Sie die entsprechende Lewis-Formel inkl. Ladung.

Exkurs: Carbonate

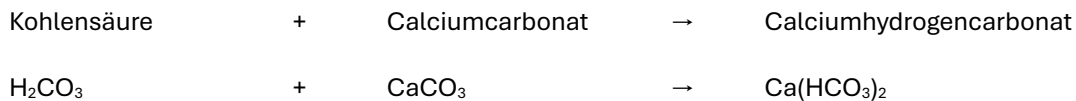
Salze, welche Carbonat-Ionen enthalten, kommen in der Natur überall vor. Sie werden als Carbonate bezeichnet und treten meist in Form verschiedener Minerale auf. Wichtige bzw. bekannte Vertreter der Carbonate sind unter anderem die Calciumcarbonate „Aragonit“ oder „Calcit“ (Kalk); das Eisencarbonat „Siderit“ (Eisenspat); ein weiterer Vertreter der Carbonatfamilie ist „Dolomit“ (Calciummagnesiumcarbonat). Die Calcium- und Magnesiumcarbonate sind bei vielen Gebirgen gesteinsbildend, so auch im Jura oder in den Dolomiten. Die Gesamtmenge der in der Lithosphäre enthaltenen Carbonate beträgt etwa $2.9 \cdot 10^{16}$ t.

Carbonate werden durch das Regen- oder Grundwasser immer auch aufgelöst. Dazu gehören folgende Schritte:

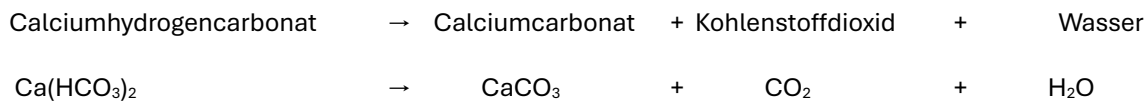
1. Schritt: Kohlenstoffdioxid in der Luft löst sich gerne im Wasser, deshalb enthält das Regen- oder das Grundwasser immer gelöstes Kohlenstoffdioxid bzw. Kohlensäure:



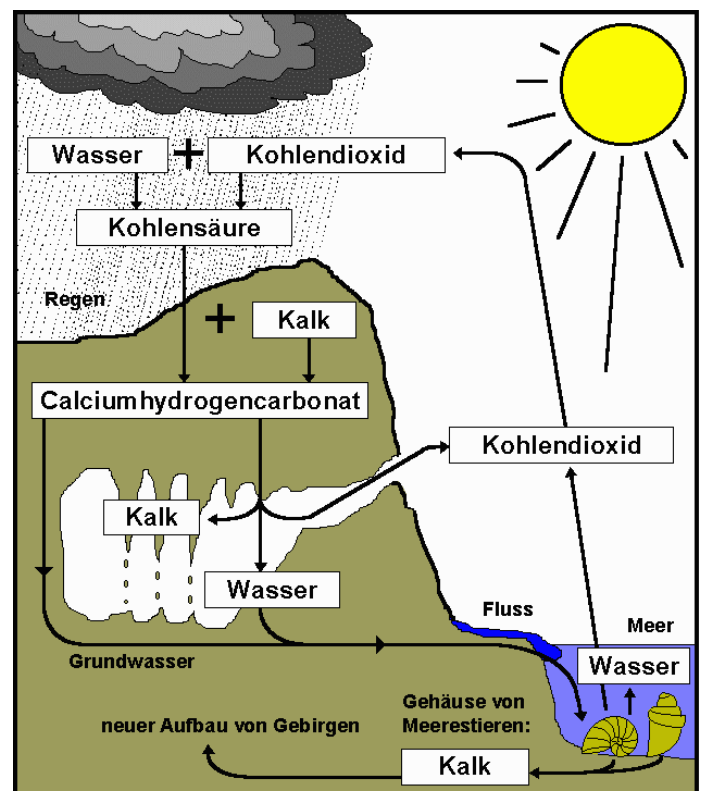
2. Schritt: Fließt das kohlensäurehaltige Wasser über Carbonate wie z.B. Kalkstein, wird der Kalk durch die Kohlensäure zu wasserlöslichem Calciumhydrogencarbonat zersetzt:



3. Schritt: Das calciumhydrogencarbonathaltige Wasser (hartes Wasser) wird über das Grundwasser weggeschwemmt. Überall dort, wo Wasser verdunstet oder erhitzt wird, wandelt sich das Calciumhydrogencarbonat wieder zu Kalk und Kohlendioxid um. Dabei werden die ersten beiden Schritte umgedreht:



Dieser Vorgang findet in der Natur vor allem in Tropfsteinhöhlen statt. Das am Tropfstein herunterfließende Wasser verdunstet langsam und bildet Kalk (Stalaktiten). Die Meerestiere (Korallen, Schnecken und Muscheln) bauen mit Hilfe des harten Wassers ihre Kalkgehäuse und geben dabei Kohlenstoffdioxid und das Wasser an die Umgebung ab.



6. Namen und Formeln von Salzen

6.1 Benennung der Ionen

Nachdem wir jetzt die Entstehung der ein- und mehratomigen Ionen kennen gelernt haben, geht es jetzt noch um deren Namen. Wollen wir Salze benennen oder aus den Namen der Salze deren Bausteine herausfinden, müssen wir erst die Namen der Ionen kennen lernen. Bei der auftretenden Vielfalt an Ionen-Namen ist es sinnvoll, ein paar Regelmässigkeiten zu kennen. Dies erleichtert das Lernen der Ionen-Namen.

Einatomige Kationen: Bei einem Metall-Kation wird der Name des entsprechenden Metalls übernommen, z.B. Natrium-Atom → Natrium-Ion.

Einatomige Anionen: Der Wortstamm leitet sich vom deutschen, englischen oder lateinischen Namen des zugehörigen Elementes ab.

Beim Wortstamm wird die Endung **-id** angehängt.

Beispiele:

Bromid : Br-
Sulfid : S²⁻
Oxid : O²⁻

Sauerstoffhaltige mehratomige Anionen:

Wortstamm: wie bei den einatomigen Ionen.

Das häufigste (stabilste) Anion erhält die Endung **-at**. (Diese muss man lernen!)

Ein O-Atom mehr, jedoch unveränderte Ladung: Vorsilbe **Per-**, Endung **-at**.

Ein O-Atom weniger, jedoch unveränderte Ladung: Endung **-it**.

Zwei O-Atome weniger, jedoch unveränderte Ladung: Vorsilbe **Hypo-**, Endung **-it**.

Beispiele:

Chlorat : ClO₃⁻
Perchlorat: ClO₄⁻
Chlorit : ClO₂⁻
Hypochlorit: ClO⁻

Wasserstoffhaltige mehratomige Anionen:

Wortstamm: Ein Ionenname wie bei den einatomigen bzw. sauerstoffhaltigen mehratomigen Ionen.

Ein H-Atom mehr, Ladung um 1 weniger negativ: Vorsilbe **Hydrogen-** .

Zwei H-Atome mehr, Ladung um 2 weniger negativ: Vorsilbe **Dihydrogen-** .

Beispiele:

Phosphat: PO₄³⁻
Hydrogenphosphat: HPO₄²⁻
Dihydrogenphosphat: H₂PO₄⁻

Formel:		Name:	Formel:		Name:
H ⁻	:	Hydrid	PO ₄ ³⁻	:	Phosphat
F ⁻	:	Fluorid	HPO ₄ ²⁻	:	Hydrogenphosphat
Cl ⁻	:	Chlorid	H ₂ PO ₄ ⁻	:	Dihydrogenphosphat
Br ⁻	:	Bromid	CO ₃ ²⁻	:	Carbonat
I ⁻	:	Iodid	HCO ₃ ⁻	:	Hydrogencarbonat
O ²⁻	:	Oxid	NO ₃ ⁻	:	Nitrat
OH ⁻	:	Hydroxid	NO ₂ ⁻	:	Nitrit
S ²⁻	:	Sulfid	CN ⁻	:	Cyanid
HS ⁻	:	Hydrosulfid	OCN ⁻	:	Cyanat
N ³⁻	:	Nitrid	SCN ⁻	:	Thiocyanat
ClO ⁻	:	Hypochlorit	S ₂ O ₃ ²⁻	:	Thiosulfat
ClO ₂ ⁻	:	Chlorit	MnO ₄ ⁻	:	Permanganat
ClO ₃ ⁻	:	Chlorat	CrO ₄ ²⁻	:	Chromat
ClO ₄ ⁻	:	Perchlorat	Cr ₂ O ₇ ²⁻	:	Perchromat
SO ₃ ²⁻	:	Sulfit	HCOO ⁻	:	Formiat
HSO ₃ ⁻	:	Hydrosulfit	CH ₃ COO ⁻	:	Acetat
SO ₄ ²⁻	:	Sulfat	H ₃ O ⁺	:	Oxonium
HSO ₄ ⁻	:	Hydrosulfat	NH ₄ ⁺	:	Ammonium

6.2 Verhältnisformeln

Da bei Salzen keine in sich abgeschlossenen Ionenpaare auftreten, sondern im Prinzip unendlich ausgedehnte "kleinste Teilchen", Ionengitter nämlich, lassen sich logischerweise auch keine Summenformeln für die entsprechenden Verbindungen angeben. Hier behilft man sich damit, dass man eine Formel angibt, welche das so weit wie möglich gekürzte Zahlenverhältnis beschreibt, mit dem die einzelnen Ionensorten im Gitter vorliegen. Die entsprechende Angabe wird **Verhältnisformel** des Salzes genannt.

In der Verhältnisformel steht das Symbol für das Kation vor dem Symbol des Anions. Sind die Ionen bekannt, die ein bestimmtes Salzgitter aufbauen, so lässt sich die Verhältnisformel der zugehörigen Verbindungen sehr einfach ableiten. Dazu muss nur die folgende Regel berücksichtigt werden:

Ein Salz ist gegen aussen elektrisch neutral. Folglich muss im Gitter die Summe der positiven Ladungen gleich gross sein wie die Summe der negativen Ladungen. Anders ausgedrückt: die Summe der Ladungen aller Ionen im Salzgitter ist gleich Null.

Beispiele:

Kation	Anion	Verhältnis	Verhältnisformel
K^+	Cl^-	$K^+ : Cl^- 1 : 1$	KCl
Ca^{2+}	Br^-	$Ca^{2+} : Br^- 1 : 2$	$CaBr_2$
Na^+	O^{2-}	$Na^+ : O^{2-} 2 : 1$	Na_2O

Auf einen Stolperstein muss noch hingewiesen werden: In Verhältnisformeln werden der besseren Übersichtlichkeit halber die Ladungen sämtlicher Ionen unterschlagen! Ob es sich bei einer Formel um eine Molekülformel handelt oder um die Verhältnisformel eines Salzes, lässt sich also nur indirekt ermitteln. Dies ist aber nicht weiter schwierig, denn eine Salz-Verhältnisformel liegt nur dann vor,

- wenn gleichzeitig ein Metall und ein Nichtmetall in der Verhältnisformel vorkommen
- wenn die Formel von mindestens einem mehratomigen Ion (z.B. NH_4^+) in der Verhältnisformel auftritt.

Aufgabe:

Welche Formeln stehen für Salze (Verhältnisformeln), welche für molekulare Verbindungen (Molekül- oder Summenformel)? Kreuzen Sie die entsprechenden Felder an.

Formel	Verhältnis-Formel	Summen-Formel	Formel	Verhältnis-Formel	Summen-Formel
BaCl ₂			KNO ₃		
HF			H ₂ S		
(NH ₄) ₂ SO ₄			C ₃ H ₈		

6.3 Namensgebung der Salze

Wie für die Formel gilt auch für die Benennung der Salze die Regel, dass die Namen der Kationen vor die Namen der Anionen gestellt werden.

Bei einem Metall-Kation wird der Name des entsprechenden Metalls übernommen. Für die Anionen und einige mehratomige Kationen sind abgewandelte Namen üblich. Diese können Sie der Liste mit Ionennamen entnehmen (Seite H 14).

Kation	Anion	Formeln und Namen
Ca^{2+}	Br^-	CaBr_2
Calcium-Ion	Bromid-Ion	Calciumbromid
Al^{3+}	O^{2-}	Al_2O_3
Aluminium-Ion	Oxid-Ion	Aluminiumoxid

Bei Metallen, die verschiedene Ionen bilden können, ist es notwendig, die Ladung des Kations anzugeben. Dazu wird aber nicht direkt die Ladungszahl verwendet, sondern die Oxidationszahl, mit deren Hilfe wir ja aus dem PSE die möglichen Ladungen von Metall-Kationen bestimmen können. Sie wird, um sie von Ladungen zu unterscheiden, mit römischen Ziffern angegeben und wird in Klammer hinter das betreffende Symbol gesetzt.

Kation	Anion	Formeln und Namen
1 Fe^{2+}	1 O^{2-}	FeO
Eisen(II)-Ion	Oxid-Ion	Eisen(II)-oxid
2 Fe^{3+}	3 O^{2-}	Fe_2O_3
Eisen(III)-Ion	Oxid-Ion	Eisen(III)-oxid

Aufgaben:

1. Vervollständigen Sie die folgende Tabelle handelsüblicher Düngemittel.

Alltagsname	Vorhandene Ionensorten	Verhältnisformel	systematischer Name
Kalisalpeter	$\text{K}^+, \text{NO}_3^-$		
Natronsalpeter	$\text{Na}^+, \text{NO}_3^-$		
Kalkammonsalpeter	$\text{NH}_4^+, \text{NO}_3^- // \text{Ca}^{2+}, \text{CO}_3^{2-}$		
Ammoniumsulfat	$\text{SO}_4^{2-}, \text{NH}_4^+$		

2. Leiten Sie aus den folgenden Angaben die Verhältnisformel des zugehörigen Salzes ab.

- Natrium und Schwefel reagieren miteinander.
- Aluminium wird verbrannt

3. Welche Ionen sind in den Gittern der folgenden Salze enthalten?

- Na_2SO_4
- FeCl_2

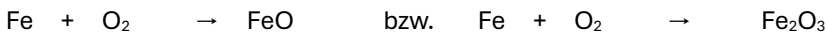
4. Wie heisst das Salz mit der Verhältnisformel Fe_2S_3 mit seinem systematischen Namen?

6.4 Reaktionsgleichungen für die Bildung von Salzen

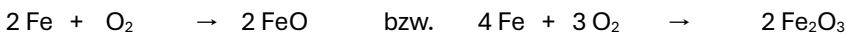
Eisen und Stahl sind wichtige Gebrauchsmaterialien und sind in der technischen Welt nahezu allgegenwärtig. Aber: Eisen und die gewöhnlichen technischen Eisen-Sorten werden an feuchter Luft und in Sauerstoff- bzw. Kohlendioxid-haltigem Wasser verhältnismässig leicht angegriffen.

Wir betrachten nun einen vereinfachten Ablauf für die Reaktion von Eisen mit Luft-Sauerstoff. Einige Sauerstoff-Moleküle werden durch äussere Einflüsse in Atome gespalten. Diese übernehmen von Eisen-Atomen an der Oberfläche des Metalls je zwei Valenzelektronen. Die Eisen-Atome können – je nach gegebenen Bedingungen – neben den beiden Elektronen der Valenzschale noch ein Elektron der 3d-Schale abgeben. So entstehen entweder Eisen(II)- oder Eisen(III)-Ionen. Den Sauerstoff-Atomen genügen je zwei Elektronen, um die Aussenschale auf acht Elektronen zu ergänzen. Es entstehen daher Eisen(II)- oder Eisen(III)-Ionen und Oxid-Ionen im Zahlenverhältnis 1:1 oder 2:3, die Salzformeln sind FeO oder Fe₂O₃.

Die provisorische Reaktionsgleichung für den Vorgang lautet:



Wir ergänzen die Reaktionsgleichung durch Einsetzen der Koeffizienten so, dass links und rechts vom Reaktionspfeil die gleiche Anzahl Vertreter jeder Atom- bzw. Ionen-Sorte stehen:



Beispiel: Formulieren Sie die Reaktionsgleichung für die Reaktion von Calcium mit Fluor

Zuerst ermitteln wir die Ionenladungen: Calcium steht in der zweiten, Fluor in der siebten Hauptgruppe, die Ionen sind daher Ca²⁺ (Calcium-Ion) und F⁻ (Fluorid-Ion).

Nun stellen wir die Verhältnisformel auf: Die Zahl der Fluorid-Ionen muss doppelt so gross sein wie die der Calcium-Ionen: CaF₂, damit die Summe der Ladungen Null ergibt.

Die Reaktionsgleichung lautet daher: $\text{Ca} + \text{F}_2 \rightarrow \text{CaF}_2$

Aufgaben:

1. Formulieren Sie die Reaktionsgleichungen für die Bildung der folgenden Salze aus den Elementen:
 - a) Cäsiumoxid:
 - b) Aluminiumcarbid:
2. Stellen Sie die korrekten Reaktionsgleichungen auf für die Kristallisation von Salzen aus folgenden Lösungen:
 - a) Natrium- und Sulfat-Ionen:
 - b) Magnesium- und Carbonat-Ionen: