

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.

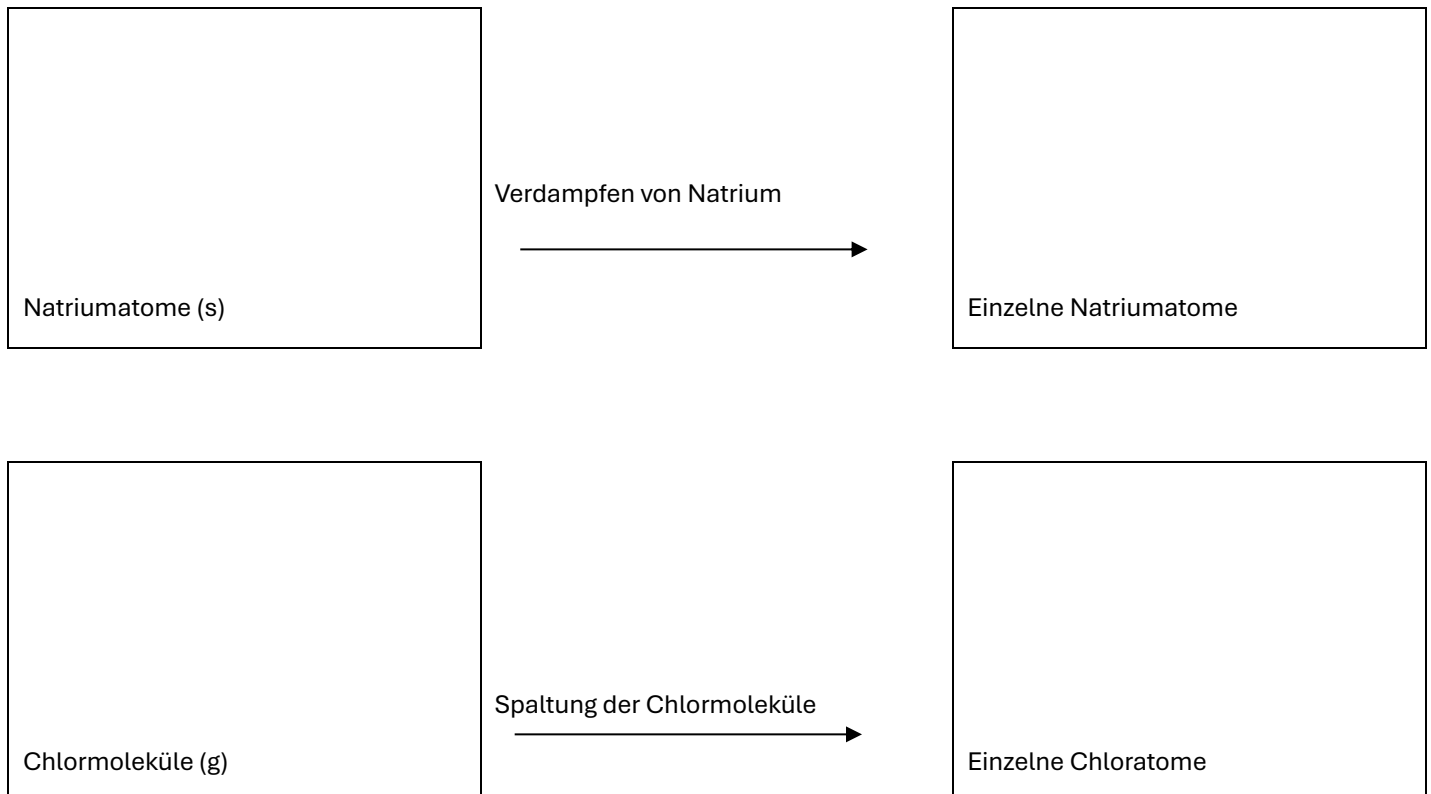
Beobachtung:

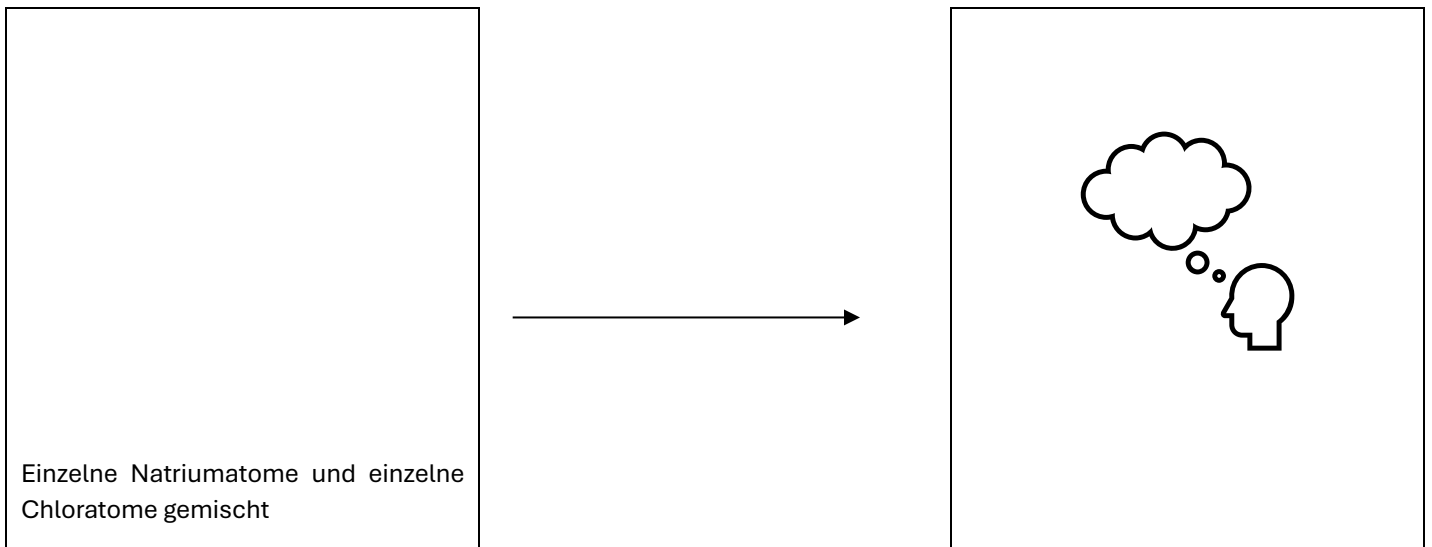
Vervollständigen Sie folgende **Merksätze**:

- 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:**

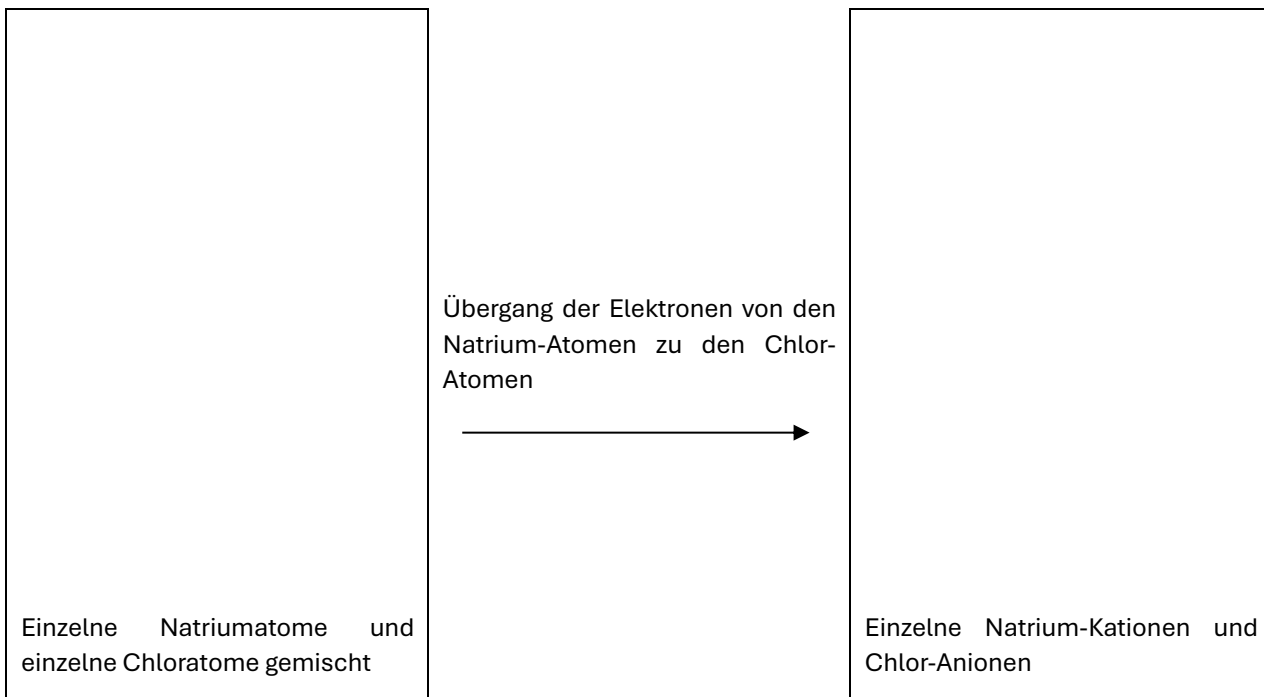
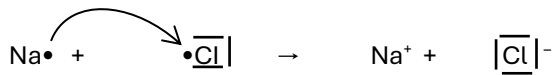
1. Ist eine Kovalenzbindung zwischen Natrium- und Chloratomen möglich? Erklären Sie Ihr „Ja“ bzw. „Nein“.
2. Ist eine Elektronenübertragung zwischen einem Natrium- und einem Chloratom möglich? Erklären Sie Ihr „Ja“ bzw. „Nein“.

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.

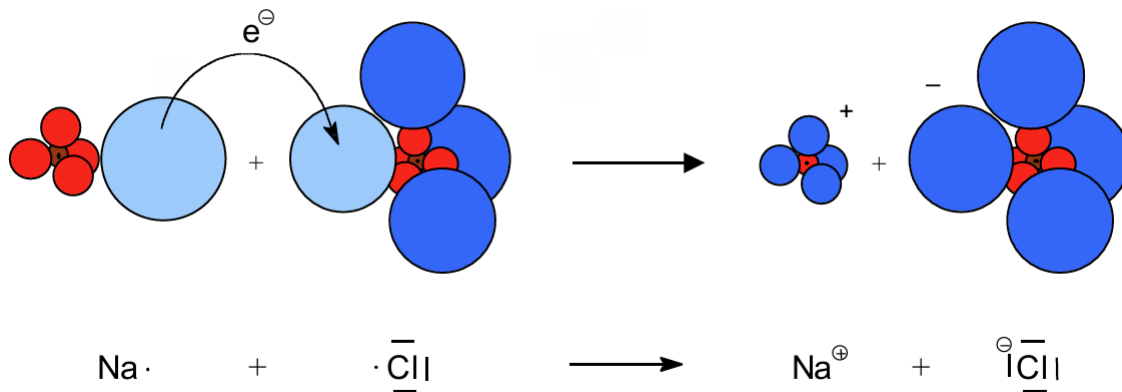
Natürlich gibt es auch Ausnahmen. So sind z.B. beständige Kovalenzbindungen zwischen Blei-Atomen und Kohlenstoff-Atomen bekannt. Die Regel ist aber, dass Metall-Atome und Nichtmetall-Atome aus dem oben genannten Grund im Normalfall nicht durch Kovalenzbindungen zusammengehalten werden.

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^+	$\overset{\ominus}{\text{Cl}}$
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	

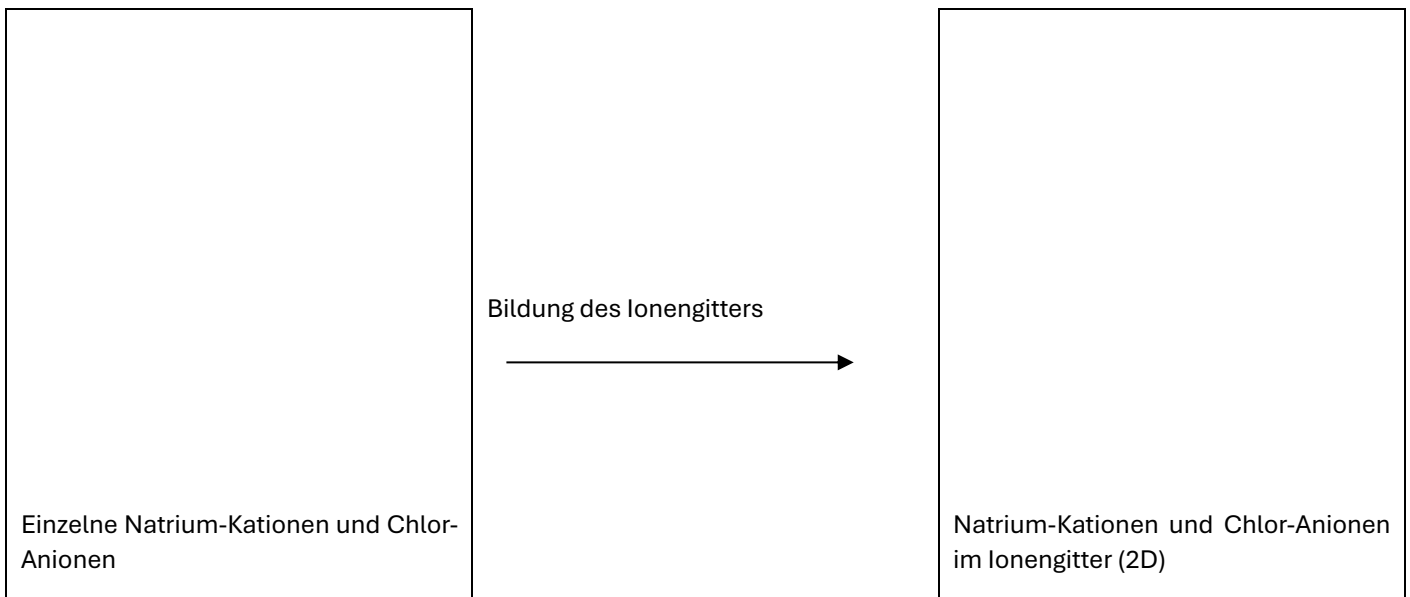
Aufgabe 2: Welche Ionensorten entstehen aus den folgenden Atomsorten in der Tabelle, wenn diese miteinander Elektronen austauschen? Schreiben Sie – so wie abgebildet – die entsprechenden Ionen-Formeln auf.

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.

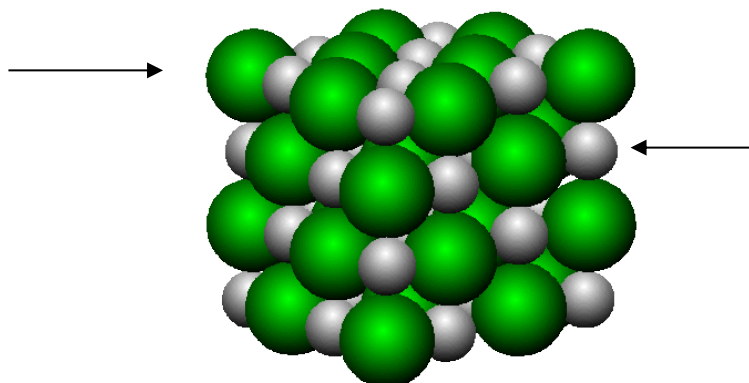
4. Bildung eines Ionengitters

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.

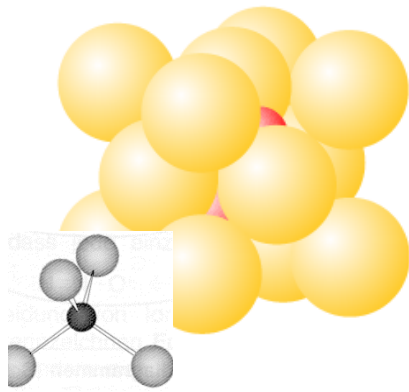
Das Beispiel zeigt die Anordnung der Ionen in einem Kochsalzkristall (3D):



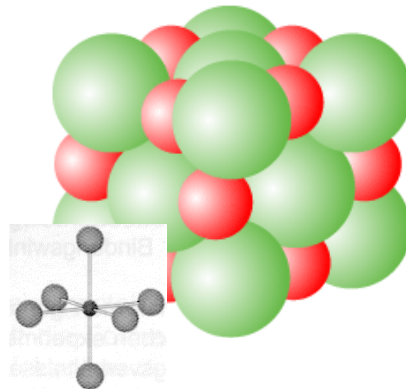
Das so genannte kubische Gitter von Kochsalz ist nur ein Beispiel von vielen verschiedenen Gittertypen. Man kann sich sehr gut vorstellen, dass die Kombination von verschiedenen Ionen zu unterschiedlichen Kristallgeometrien führen kann. Diese wird im Wesentlichen durch das Zahlenverhältnis der Ionen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

4.1 Kristallgeometrien

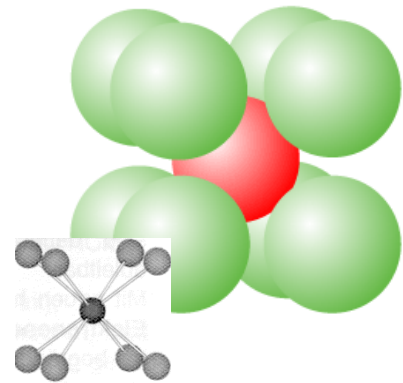
Als Beispiele sollen die Kristallgeometrien von Zinksulfid und Cäsiumchlorid im Vergleich mit Natriumchlorid angeführt werden:



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).

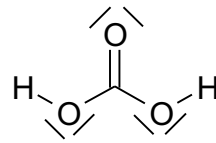
Nebst den vielen einatomigen Ionen finden sich auch einige mehratomige Ionen gelöst im Wasser wie z.B. Ammonium (NH_4^+), Nitrat (NO_3^-), Sulfat (SO_4^{2-}) oder Hydrogencarbonat (HCO_3^-).

Wie können mehratomige Ionen entstehen?

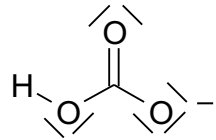
Ionen können nicht nur aus einzelnen Atomen sondern auch aus Molekülen durch heterolytische Bindungsspaltung gebildet werden.

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)

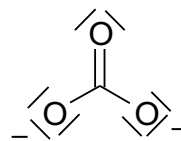


Durch eine heterolytische Spaltung der H-O – Bindung entstehen zwei Ionen, das HCO_3^- - Ion und das „ H^+ “ - Ion, weil das bindende Elektronenpaar nun als Ganzes dem elektronegativeren O-Atom gehört und das H-Atom leer ausgeht. Das „ H^+ “ - Ion ist als solches nicht allein existenzfähig. Es findet 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.

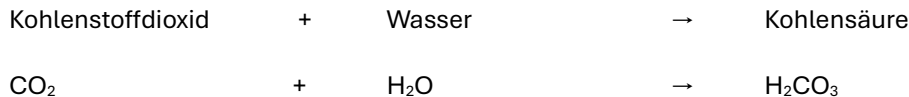
Aufgabe: Welches Anion erhalten Sie aus Blausäure-Molekülen (HCN), wenn diese ein H^+ - Ion abspalten? Zeichnen Sie die entsprechende Lewis-Formel inkl. Ladung.

Exkurs: Carbonate

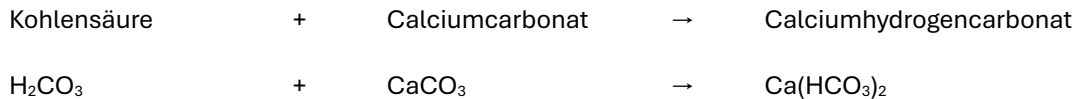
Salze, welche Carbonat-Ionen enthalten, kommen in der Natur überall vor. Sie werden als Carbonate bezeichnet und treten meist in Form verschiedener Minerale auf. Wichtige bzw. bekannte Vertreter der Carbonate sind unter anderem die Calciumcarbonate „Aragonit“ oder „Calcit“ (Kalk); das Eisencarbonat „Siderit“ (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:

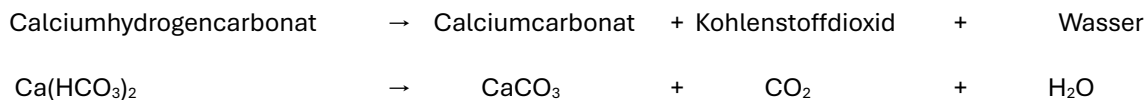
1. Schritt: Kohlenstoffdioxid in der Luft löst sich gerne im Wasser, deshalb enthält das Regen- oder das Grundwasser immer gelöstes Kohlenstoffdioxid bzw. Kohlensäure:



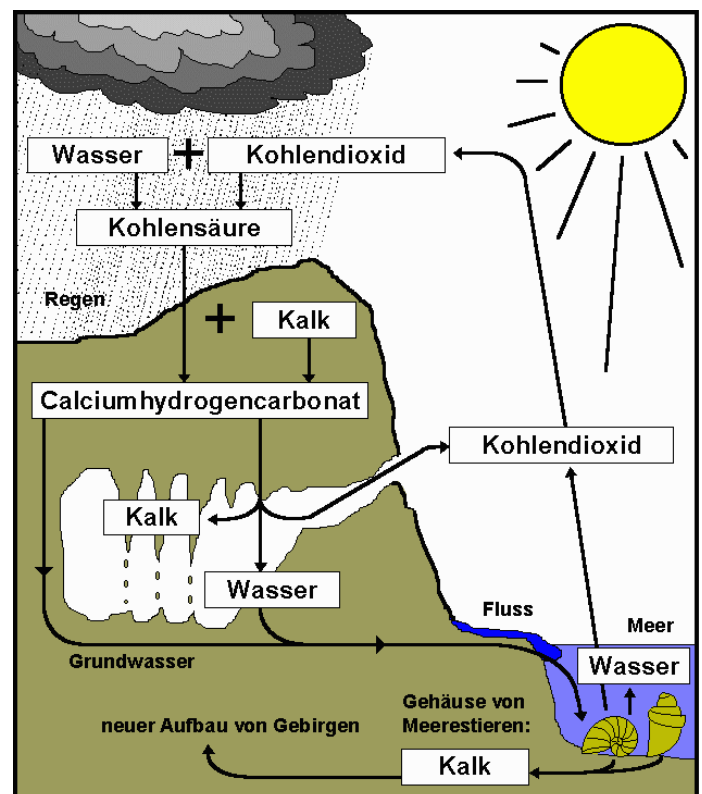
2. Schritt: Fließt das kohlensäurehaltige Wasser über Carbonate wie z.B. Kalkstein, wird der Kalk durch die Kohlensäure zu wasserlöslichem Calciumhydrogencarbonat zersetzt:



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

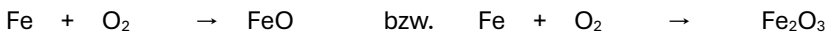
4. Wie heisst das Salz mit der Verhältnisformel Fe_2S_3 mit seinem systematischen Namen?

6.4 Reaktionsgleichungen für die Bildung von Salzen

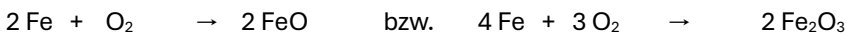
Eisen und Stahl sind wichtige Gebrauchsmaterialien und sind in der technischen Welt nahezu allgegenwärtig. Aber: Eisen und die gewöhnlichen technischen Eisen-Sorten werden an feuchter Luft und in Sauerstoff- bzw. Kohlendioxid-haltigem Wasser verhältnismässig leicht angegriffen.

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:

7. Zwei weitere Eigenschaften von Salzen

7.1 Härte von Salzen

Wie alle Stoffe besitzen auch Salze für sie typische chemische und physikalische Eigenschaften. In diesem Teil betrachten wir die Härte von Salzen etwas genauer.

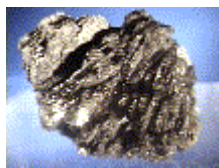
Unter dem Begriff „Härte“ versteht man den Widerstand, den ein Festkörper dem Eindringen in seine Oberfläche entgegensetzt. Diese Definition stammt aus der Mineralogie. Etliche Mineralien sind Verbindungen aus Ionen. Wir betrachten im Folgenden die Härte von Salzen am Beispiel von Mineralien.

Ein härteres Mineral ritzt stets ein weicheres und lässt sich von diesem nicht ritzen. Da die Härte jeder Mineralienart konstant ist, stellt die Härteprüfung ein rasches und einfaches Verfahren zur Bestimmung unbekannter Mineralien dar. Die dabei meist verwendete Härteskala nach Mohs reicht von 1 bis 10, wobei jeder Grad der Härte eines bestimmten Leitminerals entspricht:

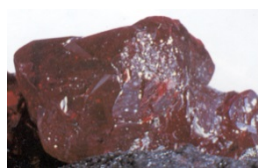
- 1. Talk
- 2. Gips
-
- 7. Quarz
- 8. Topas
- 9. Korund
- 10. Diamant

Bei der Härte des Minerals handelt es sich um eine physikalische Eigenschaft. Diese hängt von der Zusammensetzung des Minerals sowie seiner räumlichen Struktur ab.

Im Folgenden haben Sie eine Auswahl an Mineralien tabellarisch zusammengestellt.



Pyrrhotin



Metacinnabarit



Bleiglanz

Tabelle 1:

Name des Minerals	Pyrrhotin	Metacinnabarit	Bleiglanz
Ionen des Minerals	$Fe^{2+} S^{2-}$	$Hg^{2+} S^{2-}$	$Pb^{2+} S^{2-}$
Ionenladungszahlen	2+, 2-	2+, 2-	2+, 2-
Gitterabstand (im pm)	262	286	303
Kristallhärte (nach Mohs)	3.5 – 4.5	3.0	2.5

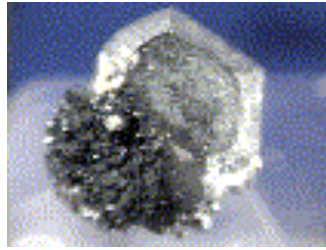
Aufgaben:

- 1. Interpretieren Sie die Tabelle 1 mit Hilfe des Coulomb-Gesetzes!
- 2. Ergänzen Sie mit Hilfe Ihrer Überlegungen aus Aufgabe 1 den folgenden Merksatz:

Je der, destodie Härte.



Halit



Hämatit



Korund

Tabelle 2:

Name des Minerals	Halit	Pyrrhotin	Hämatit	Korund
Ionen des Minerals	Na ⁺ Cl ⁻	Fe ²⁺ S ²⁻	Fe ³⁺ O ²⁻	Al ³⁺ O ²⁻
Ionenladungszahlen	1+, 1-	2+, 2-	3+, 2-	3+, 2-
Gitterabstand (in pm)	283	262	204	183
Kristallhärte (nach Mohs)	2.0	3.5 – 4.5	5.5 – 6.5	9.0

Aufgaben:

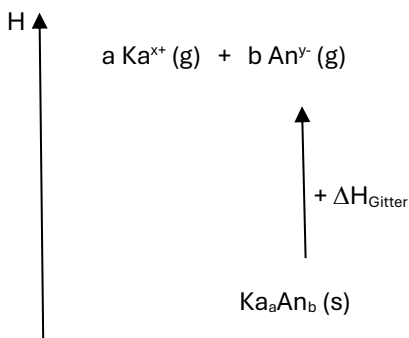
1. Interpretieren Sie die Tabelle 2 mit Hilfe des Coulomb-Gesetzes!
2. Ergänzen Sie mit Hilfe Ihrer Überlegungen aus Aufgabe 2 den folgenden Merksatz:

Je die Ladungen der Ionen, destodie Härte.

7.2 Schmelz- und Siedepunkte von Salzen

Ebenso wie die Härte der Salze sind auch ihre Schmelzpunkte von den Anziehungskräften der Ionen im Gitter abhängig. Wenn ein Salz geschmolzen wird, müssen die Ionen aus dem Gitter herausgebrochen werden, d.h. der geometrisch strenge Gitterverband muss zerstört werden. Dazu ist ein Grossteil der Ionenbindung zu überwinden. Da die Ionen echte ganze Ladungen aufweisen und dicht an dicht im Ionengitter angeordnet sind, wirken entsprechend starke Kräfte. So kann es nicht weiter verwundern, dass salzartige Stoffe üblicherweise einen enorm hohen Schmelzpunkt aufweisen. Nur unter extremen Bedingungen - wenn überhaupt - ist dann auch noch eine Überführung in die Gasphase möglich.

Um bei verschiedenen Salzen die Stärken der Anziehungskräfte zwischen den Ionen im Gitter miteinander vergleichen zu können, wurde die so genannte **Gitterenergie** ΔE_{Gitter} (Gitterenthalpie ΔH_{Gitter}) eines Salzes eingeführt. Darunter versteht man die Energie (Enthalpie), die umgesetzt wird, wenn 1 mol eines Salzes in die gasförmig gedachten, d.h. voneinander vollständig getrennten Ionen überführt wird.



Die folgende Tabelle zeigt einige ausgewählte Gitterenthalpien:

Gitterenthalpien in kJ/mol

LiF	1019	LiCl	838	MgO	3929	CaF ₂	2611
LiCl	838	NaCl	766	CaO	3477	CaCl ₂	2146
LiBr	798	KCl	703	BaO	3042	CaBr ₂	2025
LiI	742	RbCl	665	Al ₂ O ₃	15100	CaI ₂	1920
		CsCl	623				
NaOH	736			MgS	3347		
NH ₄ Cl	683			CaS	3048		
AgF	910			BaS	2707		

Die Grösse der Gitterenthalpie und damit auch der Schmelz- bzw. Siedepunkt eines Salzes hängt hauptsächlich – wie auch die Härte von Salzen - von zwei Parametern ab:

- **Die Grösse der im Gitter eingebauten Ionen:**
Je kleiner die Ionenradien, umso grösser der Betrag der Gitterenergie.
- **Die Ladung der im Gitter eingebauten Ionen:**
Je grösser die Ladungen der Ionen, umso grösser der Betrag der Gitterenergie.

Die Grösse der Ionen:

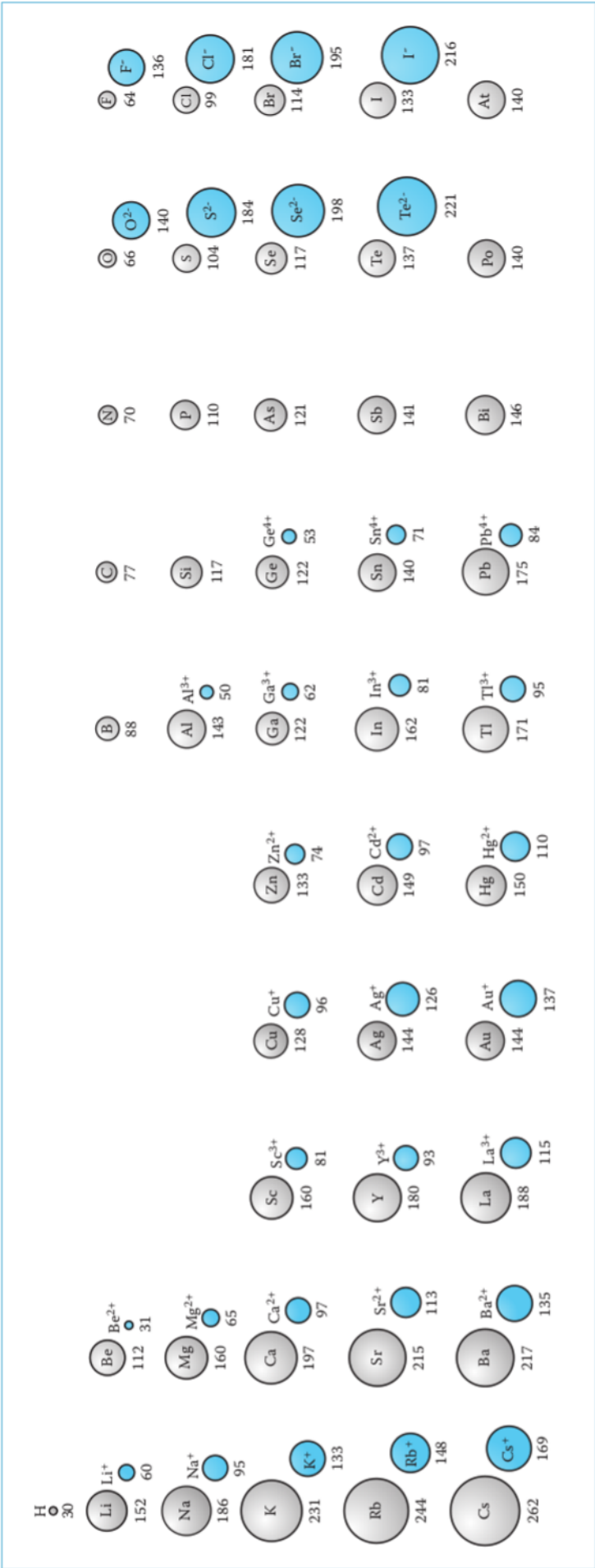
- **Einatomige Kationen** sind stets kleiner als die ihnen zugrunde liegenden Atome.
Infolge der Elektronenabgabe aus der Valenzschale des Metall-Atoms können die verbleibenden Elektronen enger zusammenrücken und gelangen damit auch näher zum Kern. In sehr vielen Fällen (z.B. bei praktisch allen Hauptgruppen-Metallen) fällt beim Kation – vom Atom ausgehend – die Valenzschale weg.
- **Einatomige Anionen** sind stets grösser als die ihnen zugrunde liegenden Atome.
Infolge der Elektronenaufnahme in die Valenzschale des Nichtmetall-Atoms müssen die Valenzelektronen etwas weiter voneinander wegrücken und sich damit etwas weiter vom Kern entfernen.
- **Mehratomige Anionen** sind meist grösser als einatomige Anionen.
Diese Feststellung ist trivial, da mehratomige Ionen ja auch aus mehreren kovalent gebundenen Atomen gebildet werden, deren Verband insgesamt eine Ladung trägt.

Die Abbildung auf der folgenden Seite zeigt einige ausgewählte Atom- und Ionenradien. Die angeführten Zahlen sind in der Einheit pm = 10⁻¹² m angegeben.

Aufgaben:

1. Der Betrag der Gitterenthalpie nimmt gemäss obiger Tabelle in der Reihe von Lithiumfluorid über Lithiumchlorid und Lithiumbromid zu Lithiumiodid stetig ab. Wie lässt sich dieser Befund auf der Ebene der kleinsten Teilchen erklären?
2. Wie erklären Sie sich die hohe Gitterenthalpie von Aluminiumoxid Al₂O₃?
3. Ordnen Sie den beiden Salze MgO und PbS die Schmelzpunkte 2852 °C und 1114 °C zu.

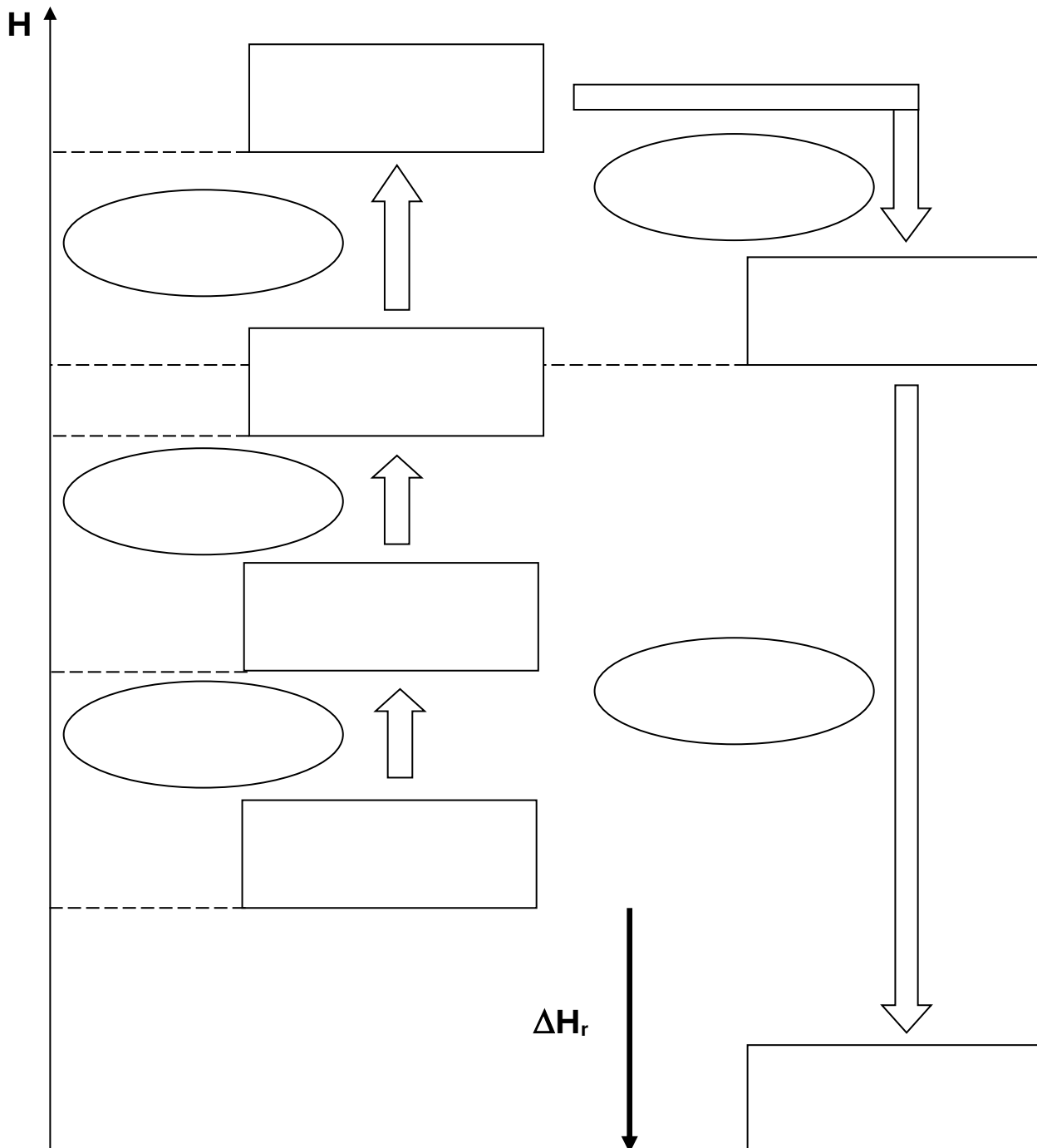
Atom- und Ionenradien in pm (10^{-12} m)



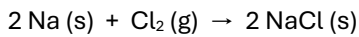
8. Energetik der Salzbildung

Nachdem wir bereits besprochen haben, wie Natrium und Chlor zu Kochsalz reagieren, betrachten wir uns diesen Vorgang nun vom energetischen Standpunkt aus. So reagieren Natrium und Chlor nach Zufuhr von genügend Aktivierungsenergie unter beträchtlicher Energieabgabe mit Flammerscheinung zu einem weissen, kristallinen Pulver, nämlich Kochsalz. Folglich muss auf der Ebene der kleinsten Teilchen etwas passiert sein, was zu einem energetisch günstigeren Zustand geführt hat als die ursprünglichen Natrium-Atome und Chlor-Moleküle.

Schauen wir uns die Bildung von Kochsalz aus energetischer Sicht genauer an:



Die Salzbildung aus den Elementen erfolgt letztlich darum exotherm, weil bei der Entstehung des Ionengitters aus den freien Ionen sehr viel Energie in Form von Licht und Wärme abgegeben wird. Kennt man die Energieumsätze der Teilschritte, lässt sich die Reaktionsenthalpie der Salzbildung wie folgt berechnen:

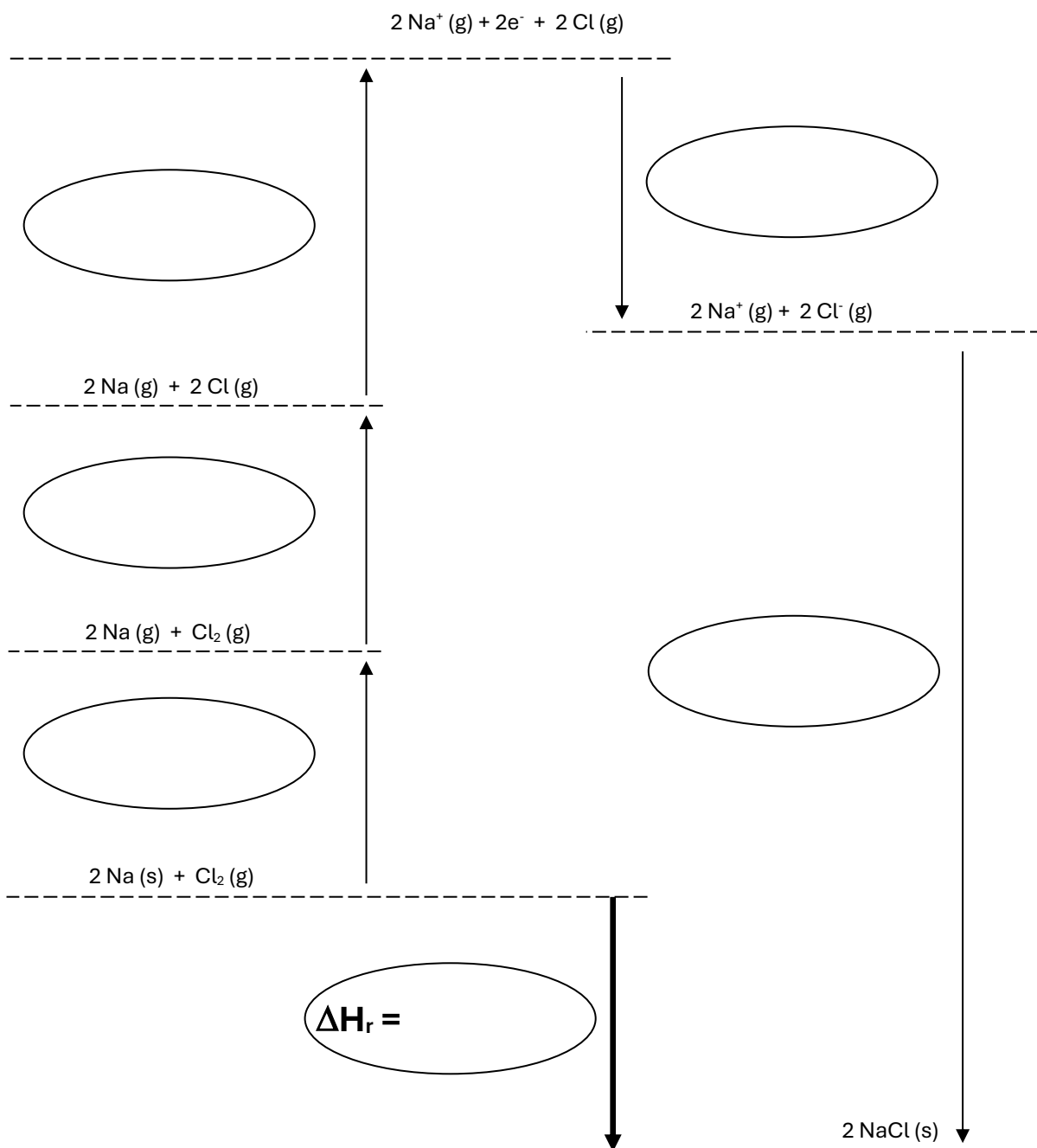


$$\Delta H_r = 2 \Delta H_{\text{Subl}}(\text{Na}) + 2 \Delta H_{\text{Ion}}(\text{Na}) + \Delta H_{\text{X-Y}}(\text{Cl}_2) + 2 \Delta H_{\text{Aff}}(\text{Cl}) - 2 \Delta H_{\text{Gitter}}(\text{NaCl})$$

Aufgabe:

Berechnen Sie die Reaktionsenthalpie ΔH_r bei der Bildung von 2 mol Kochsalz aus den Elementen mit Hilfe von tabellierten Werten (in Ihren Unterlagen) und der folgenden Zahlenwerte: $\Delta H_{\text{Subl}}(\text{Na})$: 107 kJ/mol; $\Delta H_{\text{Ion}}(\text{Na})$: 496 kJ/mol; $\Delta H_{\text{Aff}}(\text{Cl})$: -349 kJ/mol

Tragen Sie die Zahlenwerte an der richtigen Stelle in die ovalen Felder der folgenden Abbildung ein.



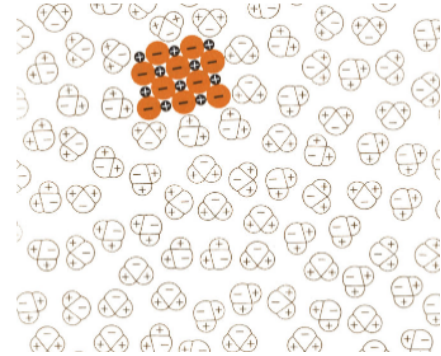
9. Das Lösen von Salzen in Wasser

Wir haben zu Beginn des Themas Ionenbindung die Löslichkeit der Salze kennen gelernt. Grundsätzlich sind alle Salze wasserlöslich, aber unterschiedlich gut. Was geschieht eigentlich beim Lösen eines Salzes auf der Ebene der kleinsten Teilchen?

9.1 Lösungsvorgang eines Salzes in Wasser

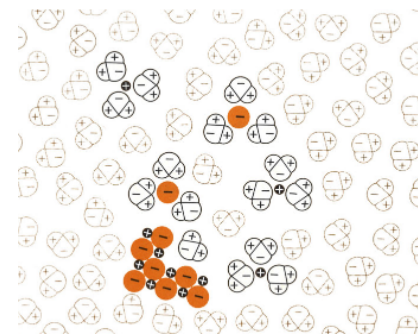
Beim Auflösen eines Salzes entsteht eine homogene Lösung, d.h. die Kristalle sind für unsere Augen „verschwunden“. Auf der Ebene der kleinsten Teilchen heisst das, dass sich die Ionen aus dem Gitter befreit und sich gleichmässig in der Lösung verteilt haben.

Ein Salz-Kristall im Wasser kommt an seiner Oberfläche mit den Wasser-Molekülen in Kontakt. Wegen des Gitteraufbaus finden sich vor allem an den Ecken, aber auch an den Kanten und in den Kristallflächen Ionen, die nur von wenigen Gegen-Ionen umgeben sind und daher weit weniger festgehalten werden als Ionen im Innern des Gitters. Ihre kaum abgeschirmten Ladungen ziehen die stark polaren Wasser-Moleküle an. Negativ polarisierte Sauerstoffatome der Wasser-Moleküle lagern sich an die Kationen, positiv polarisierte Wasserstoff-Atome der Wasser-Moleküle an die Anionen an.



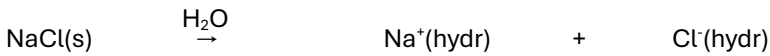
Die Anlagerung der Wasser-Moleküle – ihres Zeichens starke Dipole - an die Ionen setzt Energie frei. Die Ionen des Gitters können diese Energie aufnehmen und dadurch erhöht sich ihre Zitterbewegung. Diese Zitterbewegung kann schliesslich so stark werden, dass sich die Ionen gegen die Anziehung der Gegen-Ionen aus dem Gitter herauslösen können.

Die freien Ionen werden nun sofort allseitig von Wasser-Molekülen umgeben. Dabei wird weitere Energie freigesetzt. Abgeleitet vom griechischen Begriff „Hydro“ für Wasser nennt man diesen Vorgang **Hydratation**. Die dabei freiwerdende Energie heisst entsprechend **Hydratationsenthalpie (ΔH_{hydr})**. Sie weist ein negatives Vorzeichen auf. Einige Werte finden sie in der Tabelle auf der folgenden Seite.



Die **hydratisierten** oder **aquatisierten Ionen** verteilen sich auf Grund der Eigenbewegung der Wasser-Moleküle in der gesamten zur Verfügung stehenden Flüssigkeit. Diese von selbst ablaufende Durchmischung aufgrund der Eigenbewegung der kleinsten Teilchen nennt man Diffusion.

In einer Gleichung lässt sich der Lösevorgang von Kochsalz so darstellen:



9.2 Energetische Betrachtung des Lösevorgangs

Wie auf der vorangehenden Seite mit Worten beschrieben und mit den Abbildungen gezeigt, sind beim Lösen eines Salzes also zwei Vorgänge zu berücksichtigen:

- Einerseits die Zerstörung des Gitters, wobei die Gitterenthalpie aufzuwenden ist.
- Andererseits die Anlagerung der Wassermoleküle an die Ionen, wobei die Hydrationsenthalpien freigesetzt werden.

Angesichts der hohen Gitterenthalpie-Werte, welche wir bereits kennen gelernt haben, mag es überraschend sein, dass sich Salze überhaupt spontan auflösen können! Um das besser verstehen zu können, machen wir ein Experiment.

Experiment: Zwei Spatel von Ammoniumchlorid (NH_4Cl) bzw. von Natriumhydroxid (NaOH) werden in ein mit 30 ml Wasser gefülltes Becherglas gegeben. Die Lösung wird mit dem Magnetrührgerät gerührt, während die Temperatur kontinuierlich überwacht wird.

Ergebnisse: Beim Lösen von Ammoniumchlorid die Temperatur.

Beim Lösen von Natriumhydroxid die Temperatur.

Salze können sich also exotherm oder endotherm lösen. Nach dem **Energieminimum-Prinzip** würde man erwarten, dass sich Salze nur dann lösen, wenn der Lösevorgang Energie abgibt. Wie wir aber schon früher beim Mischen von flüchtigen Stoffen gehört haben, kann auch die Zunahme von Unordnung (Entropie) den Ablauf einer Reaktion begünstigen (**Unordnungsmaximums-Prinzip**). Da der Übergang vom hochgeordneten Ionengitter zu den homogen verteilten hydratisierten Ionen in der Lösung eine grosse Entropiezunahme bedeutet, können viele Salze trotz endothermer Lösungswärme gelöst werden.

Ob sich Salze nun grundsätzlich exo- oder endotherm lösen, lässt sich aus der Gitterenthalpie bzw. der Hydrationsenthalpie ausrechnen.

Die **Lösungswärme** (ΔH_{solv}) lässt sich somit als Summe der beiden Enthalpien berechnen:

$$\Delta H_{\text{solv}} = \Delta H_{\text{gitter}} - \Delta H_{\text{hydr}}(\text{Kation}) - \Delta H_{\text{hydr}}(\text{Anion})$$

Beispiel: Löst sich das Salz Calciumchlorid exo- oder endotherm?

Lösungsvorgang :

$$\Delta H_{\text{solv}} =$$

Hydratationsenthalpien in kJ/mol

Li^+	508	Mg^{2+}	1908	H_3O^+	1084	F^-	510
Na^+	398	Ca^{2+}	1577	NH_4^+	293	Cl^-	376
K^+	314	Ba^{2+}	1289			Br^-	342
Rb^+	289			OH^-	364	I^-	298
Cs^+	256	Al^{3+}	4602	CN^-	349		
		Fe^{2+}	1958	NO_3^-	255		
Ag^+	468	Fe^{3+}	4485				

Aufgaben:

1. Ist das Salz Calciumbromid vom Standpunkt der Entropie bzw. der Enthalpie gut wasserlöslich?

2. Um wie viel Grad verändert sich die Temperatur von 500 ml Wasser, wenn Sie darin 4 g Kochsalz lösen. Tipp: Um 1 l Wasser um 1 °C zu erwärmen, benötigen Sie 4.18 kJ Energie.

10. Salzhydrate

Viele Salze zeigen beim Erwärmen bzw. Erhitzen ein interessantes Verhalten. Schauen wir uns das am Beispiel von Kupfer(II)-sulfat an.

Experiment: In ein Reagenzglas werden 2 cm blaues Kupfer(II)-sulfat eingefüllt. Das Reagenzglas wird mit Hilfe einer Holzklammer schräg in die Gasbrennerflamme gehalten. Es wird vorsichtig erhitzt.

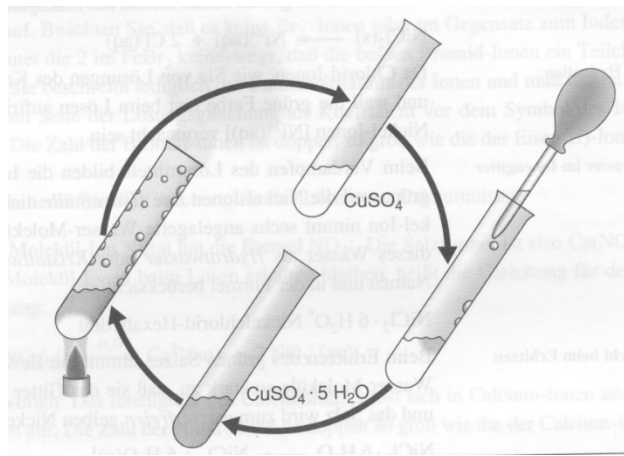
Beobachtung:

Experiment: Nachdem das Reagenzglas etwas abgekühlt ist, gibt man mit Hilfe einer Pasteurpipette langsam etwas destilliertes Wasser zum Salz im RG.

Beobachtung:

Das Verhalten vom blauen Kupfersulfat zeigt, dass im Salzgitter auch noch Wasser eingeschlossen war. Durch das Erhitzen ist dieses Wasser aus dem Gitter freigesetzt worden. Dabei hat sich wasserfreies, weisses Kupfersulfat gebildet. Ausserdem ist der Vorgang reversibel. Deshalb färbt sich das weisse Kupfersulfat durch die Aufnahme von Wasser wieder blau.

Die folgende Abbildung fasst unser Experiment zusammen:



Zur Erklärung dieses seltsamen Farbwechsels beginnen wir mit dem ersten Teil des Experiments.

Die blauen Salzkristalle – obwohl sie ganz trocken erscheinen - enthalten Wasser. Beim Erhitzen nimmt die Bewegungsenergie der eingebundenen Wasser-Moleküle so stark zu, dass sie das Gitter verlassen: Das Wasser verdampft. Dieses Wasser nennt man **Kristallwasser** oder **Hydratwasser**. Interessanterweise enthalten die Kristalle das Wasser in exakt stöchiometrischen Verhältnissen. Das Hydratwasser wird im Namen und in der Formel berücksichtigt: $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$, d.h. Kupfer(II)-sulfat-Pentahydrat.

Die Dipole der Wassermoleküle liegen im Gitter ausserdem räumlich exakt ausgerichtet vor. Das heisst, die Moleküle sind über Ion-Dipol-Wechselwirkungen oder über Wasserstoffbrücken mit den Ionen des Gitters in starker anziehender Wechselwirkung.

Durch die Wärmezufuhr wird das blaue Salz zum **wasserfreien** weissen Kupfer(II)-sulfat:



blau farblos

Kommen wir zum zweiten Teil des Experiments: Bei Zugabe des Wassers zerfällt das Ionengitter und die Ionen werden hydratisiert:



Weil die blaue Farbe erst beim Lösen auftritt, muss sie von den hydratisierten Ionen, in diesem Fall den Kupfer(II)-Ionen ($\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$), verursacht sein.

Wie gelangt das Wasser in die Salzgitter?

- a) Beim Verdampfen des Lösemittels bilden die Ionen ein Gitter. Die Kristalle sind blau, weil die Kupfer(II)-Ionen ihre Wasserhülle nicht vollständig verlieren. Jedes Kupfer(II)-Ion nimmt angelagerte Wasser-Moleküle ins Gitter mit.

Viele Salze kristallisieren aus den wässrigen Lösungen als Hydrate, wobei das Hydratwasser häufig an die Kationen gebunden ist. Die Anzahl der Wasser-Moleküle, die ein Ion bindet, ist nicht bei allen Salzen gleich. Sie liegt meist zwischen zwei und sechs.

- b) Salze, die Hydrate bilden, zeigen eine grosse Tendenz, Wasser auch aus der Luft aufzunehmen. Man bezeichnet sie als **hygroskopisch**. Sie können als **Trocknungsmittel** verwendet werden. Das heisst, hygroskopische Salze können z.B. beim Transport von optischen, feinmechanischen und elektronischen Bauteilen innerhalb der Verpackung eingesetzt werden, um diese vor Schaden durch Luftfeuchtigkeit zu schützen. Die aufgenommenen Wasser-Moleküle werden ins Kristallgitter eingebaut und lassen sich durch Erwärmen wieder entfernen.

Die Farbänderung bei der Aufnahme von Wasser ins Kristallgitter kann zum Nachweis von Wasser oder Wasserdampf verwendet werden. So färbt sich bei Kontakt mit feuchter Luft oder Wasser das blassblaue Cobalt(II)-chlorid rötlich. Auch Wetterfiguren, die sich bei Trockenheit blau, bei Regenwetter rosa färben, sind meist mit Cobalt(II)-chlorid überzogen.

Die Bildung der Salzhydrate ist enthalpisch günstig, wie das folgende Experiment zeigt:

Experiment: Etwas wasserfreies Kupfer(II)-sulfat wird in ein Reagenzglas eingefüllt. Anschliessend wird etwas Wasser zugetropft. Dabei wird die Temperatur gemessen.

Beobachtung:

Erklärung:

Aufgabe: Benennen Sie die folgenden Salze fachlich korrekt

Alltagsname	Formel	Systematischer Name
Gips	$\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$	
Soda	$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$	
Alaun	$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$	

11. Aufgaben

1. Vervollständigen Sie die folgende Tabelle

Name	Verhältnisformel	Name	Verhältnisformel
Blei(II)-oxid			PbO ₂
	Cu ₂ O	Kupfer(II)-oxid	
Kupfer(I)-chlorid		Kupfer(II)-chlorid	

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

- Hydrogenphosphat-Ionen und Aluminium-Ionen bilden ein Gitter aus.
- Sauerstoff reagiert mit Blei.

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

- FeCl₃
- CaCO₃

4. Welche Verhältnisformel besitzt das Salz Zinkhydrogensulfid?

5. Geben Sie die Ionensorten und die Verhältniszahlen des folgenden Salzes an: Fe₃O₄.

6. Formulieren Sie die Reaktionsgleichungen für die Bildung der folgenden Salze aus den Elementen:

- Calciumnitrid
- Kupferchlorid

7. Stellen Sie die korrekten Reaktionsgleichungen auf für die Salzbildung beim Verdunsten von Wasser einer Lösung aus

- Kalium- und Hydroxid-Ionen
- Eisen(III)- und Sulfid-Ionen

8. Muss bei der Bildung von Magnesiumchlorid (MgCl₂) aus den Elementen das Chlor-Molekül gespalten werden? Erklären Sie Ihre Antwort kurz.

9. Calcium-Ionen besitzen einen viel kleineren Radius als Calcium-Atome. Worauf ist dieser Umstand zurückzuführen?

10. Die Elektronenübertragung zwischen einem Kalium-Atom und einem Brom-Atom erfolgt unter Energieaufwand. Warum kommt sie dennoch zustande?

11. Berechnen Sie die Reaktionsenthalpie ΔH_{R} bei der Bildung von 1 mol Magnesiumfluorid aus den Elementen mit Hilfe von tabellierten Werten (in Ihren Unterlagen) und der folgenden Zahlenwerte.

$$\Delta H_{\text{Subl}}(\text{Mg}): 137 \text{ kJ/mol}; \Delta H_{\text{Ion}}(\text{Mg}): 2188 \text{ kJ/mol}; \Delta H_{\text{Aff}}(\text{F}): -334 \text{ kJ/mol}; \Delta H_{\text{Gitter}}: 2961 \text{ kJ/mol}$$

12. Ist das Salz Magnesiumfluorid wohl gut wasserlöslich ($\Delta H_{\text{Gitter}}: 2961 \text{ kJ/mol}$)?

13.

- Bestimmen Sie die Geometrie des Chlorit-Ions (ClO₂⁻).
- Leiten Sie die Geometrie des Thiocyanat-Ions (SCN⁻) her.

14. Welche Ladung x muss das mehratomige Ion mit der Formel SiO₄^{x-} aufweisen?

12. Lösungen

1.

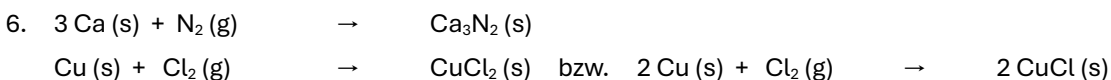
Name	Formel	Name	Formel
Blei(II)-oxid	PbO	Blei(IV)-oxid	PbO ₂
Kupfer(I)-oxid	Cu ₂ O	Kupfer(II)-oxid	CuO
Kupfer(I)-chlorid	CuCl	Kupfer(II)-chlorid	CuCl ₂

2.

- a) Ionenformeln: HPO₄²⁻ und Al³⁺ Verhältnisformel: Al₂(HPO₄)₃
 b) Ionenformeln: O²⁻ und Pb²⁺ bzw. Pb⁴⁺ Verhältnisformeln: PbO bzw. PbO₂

3.

- a) FeCl₃ Ionen im Salzgitter: Fe³⁺ und Cl⁻
 b) CaCO₃ Ionen im Salzgitter: Ca²⁺ und CO₃²⁻

4. Zinkhydrogensulfid besitzt die Verhältnisformel: Zn(HS)₂.5. Fe₃O₄: 4 x 2- der Oxid-Ionen ergibt in Summe: 8- ; 3 Eisen-Ionen müssen in Summe die Ladung 8+ haben; Eisen-Ionen können nur 2+ oder 3+ sein → 2x Fe³⁺ und 1x Fe²⁺ sind in diesem Salzgitter eingebaut.

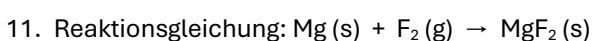
7.

- a) $\text{K}^+ \text{(aq)} + \text{OH}^- \text{(aq)} \rightarrow \text{KOH (s)}$
 b) $2 \text{Fe}^{3+} \text{(aq)} + 3 \text{S}^{2-} \text{(aq)} \rightarrow \text{Fe}_2\text{S}_3 \text{(s)}$

8. Ja, denn im Chlor-Molekül sind die Chlor-Atome in edelgasähnlichem Zustand, d.h. beide Chlor-Atome besitzen doppelt besetzte Kugelwolken und sind so gar nicht in der Lage, zusätzliche Elektronen in die Valenzschale aufnehmen zu können. Erst wenn das Molekül in die Atome gespalten wird, können die nun einfach besetzten Kugelwolken der Chlor-Atome mit zusätzlichen Elektronen gefüllt werden, wodurch dann die Chlorid-Ionen entstehen.

9. Calcium-Ionen haben ihre zwei Valenzelektronen abgegeben. Sie haben somit also ihre ursprüngliche Valenzschale geleert und man sagt daher, dass diese nicht mehr existiert. Somit besitzen die Calcium-Ionen eine Hauptschale weniger wie die Calcium-Atome, wodurch sich die Abnahme des Radius gut erklären lässt. Zusätzlich nimmt die Abstossung unter den nun weniger gewordenen Elektronen ab, was ebenfalls dazu beiträgt, dass sie näher zum Kern rücken.

10. Bei der Bildung des Ionengitters aus den gebildeten Kalium- und Bromid-Ionen wird der recht grosse Betrag der Gitterenergie freigesetzt. Dieser Betrag ist in der Regel für die exotherme Bildung eines Salzgitters aus den Elementen verantwortlich. Bis zur Bildung der Ionen musste in Summe Energie aufgewendet werden, was ungünstig ist. Doch die Freisetzung der Gitterenergie ist so viel entscheidender, dass in Summe die Reaktion exotherm und freiwillig abläuft.



$$\Delta H_r = \Delta H_{\text{Subl}}(\text{Mg}) + \Delta H_{\text{Ion}}(\text{Mg}) + \Delta H_{\text{X-Y}}(\text{F}_2) + 2 \Delta H_{\text{Aff}}(\text{F}) - \Delta H_{\text{Gitter}}(\text{MgF}_2) = 137 \text{ kJ/mol} + 2188 \text{ kJ/mol} + 159 \text{ kJ/mol} + 2 \cdot -334 \text{ kJ/mol} - 2961 \text{ kJ/mol} = \underline{\underline{-1145 \text{ kJ/FU}}}$$

12. Die Lösungswärme von 1 mol Magnesiumfluorid beträgt:

$$\Delta H_{\text{Solv}} = 2961 \text{ kJ/mol} - 1908 \text{ kJ/mol} - 2 \cdot 510 \text{ kJ/mol} = \underline{\underline{+33 \text{ kJ/FU}}}$$

Das Salz löst sich vom entropischen Standpunkt her gut, da durch das Lösen der Ionen aus dem Gitter die Unordnung insgesamt zunimmt. Aber vom enthalpischen Standpunkt aus ist das Salz nur schlecht in Wasser löslich, da Wärme zum Lösen investiert werden muss.

13.

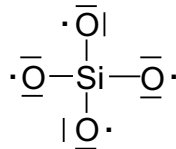
- a) Anzahl Valenzelektronen: $(1 \times 7 + 2 \times 6) = 19$
 Ladung 1- (entspricht 1 Elektron): 1
 Totale Zahl Elektronen: 20
 Anzahl Elektronenpaare: 10



- b) Anzahl Valenzelektronen: $6 + 4 + 5 = 15$
 Ladung des Ions: 1- : 1
 Totale Anzahl Elektronen: 16
 Anzahl Elektronenpaare: 8



14. Si-Atome haben 4 einfach besetzte Kugelwolken, somit kann je eine Kugelwolke mit je einer einfach besetzten Kugelwolke eines O-Atoms überlappen. Dadurch sind die vier O-Atome an das zentrale Si-Atom gebunden:



Damit jedes Sauerstoff-Atom die Edelgasregel erfüllen kann, fehlt je ein Elektron pro O-Atom. Wenn nun – von irgendwoher – vier Elektronen zur Verfügung stehen, dann können die Kugelwolken der O-Atome doppelt besetzt werden (edelgasähnlicher Zustand!). Somit weist das Teilchen letztlich die Ladung 4- auf: SiO_4^{4-} .