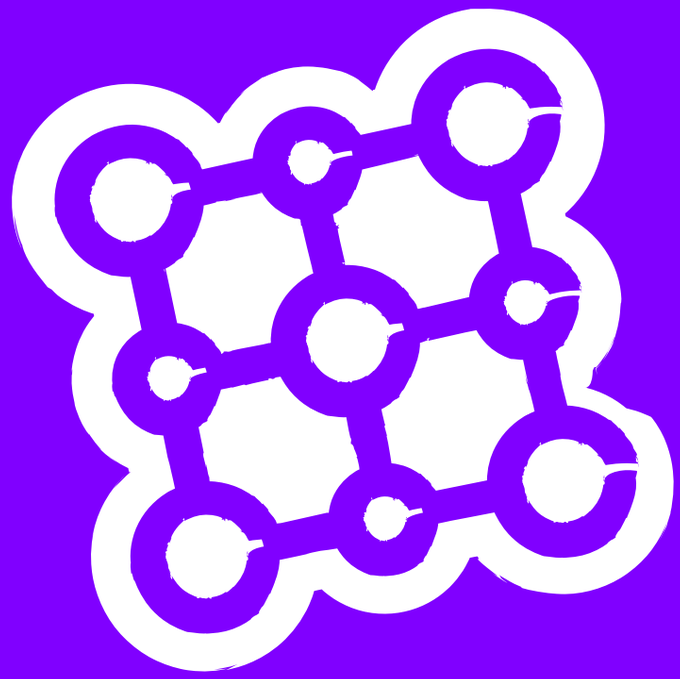


LÖSUNGSBEISPIELE ZUM THEMA

SALZE

Autor: Eva Kölbach

Herausgeber: Katrin Schüßler, Markus Emden und Elke Sumfleth

Quelle: Kölbach, E. (2011). Kontexteinflüsse beim Lernen mit Lösungsbeispielen. Berlin: Logos Verlag

» **TEIL I:** Löslichkeitsversuch .....

» **TEIL II:** Kaliumpermanganatversuch .....

UNIVERSITÄT DUISBURG ESSEN

Offen im Denken

Pädagogische Hochschule Schwäbisch Gmünd

University of Education

Müller-Reitz-Stiftung

SALZE

TEIL I: Löslichkeitsversuch

Das erwartet dich hier

Mithilfe des folgenden Textes kannst du lernen, wie durch Elektronenaufnahme oder -abgabe negativ (Anion) oder positiv (Kation) geladene Ionen entstehen. Durch die Elektronenaufnahme oder -abgabe erreichen die jeweiligen Atome die Edelgaskonfiguration. Anionen und Kationen ziehen sich auf Grund ihrer unterschiedlichen Ladungen gegenseitig an. Diese Anziehung wird als Ionenbindung bezeichnet. Du lernst auch, dass Ionen von Wassermolekülen hydratisiert werden können, indem sich die Wassermoleküle mit ihren entgegengesetzt polarisierten Enden um ein Ion anlagern.

Zur Arbeit mit dem Material

Es ist wichtig, dass du dir den folgenden Text aufmerksam durchliest, so dass du möglichst viel lernst. Wenn du zwischendurch zurückblättern möchtest, um etwas noch einmal nachzuschauen oder eine Textstelle noch einmal zu lesen, kannst du dies jederzeit machen.

Der Text besteht aus Abschnitten. Um erfolgreich mit dem Text lernen zu können, solltest du dir am Ende jedes Abschnitts überlegen:

1. Was habe ich in diesem Abschnitt Neues erfahren?

2. Wie passt das, was ich neu erfahren habe, zu dem, was ich vorher schon wusste oder bereits gelesen habe?

3. Welche Fragen habe ich noch?

Lies erst danach den nächsten Abschnitt.

Zum Aufbau des Materials

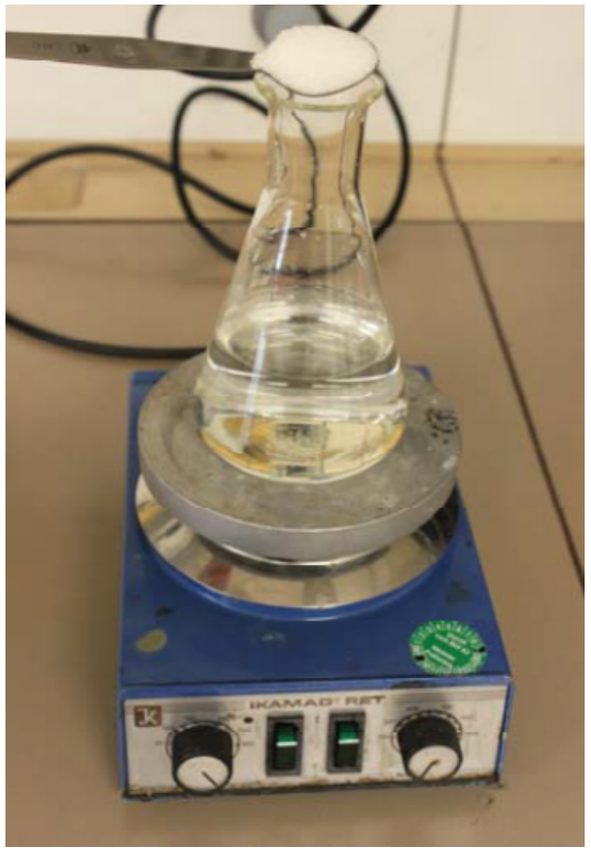
Am Ende jedes Textes erwarten dich zusammenfassende Aufgaben, mit denen du überprüfen kannst, was du gelernt hast. Außerdem gibt es am Ende jedes Textes noch einmal eine Übersicht, in der die wichtigsten neuen Begriffe kurz erklärt werden. Diese Übersicht kannst du auch nutzen, um zu überprüfen, ob du die letzte Aufgabe richtig gelöst hast.

Diese Aufgabe kannst du direkt am Bildschirm bearbeiten und deine Lösung abspeichern.

Jetzt geht es los mit

TEIL I: Löslichkeitsversuch

Es gibt eine große Vielfalt an Salzen, die aufgrund ihrer Zusammensetzung aus unterschiedlichen Elementen abweichende Eigenschaften aufweisen. Im Schülerlabor werden unter dem Themenkomplex „Salze – Entstehung und Eigenschaften“ momentan die Gemeinsamkeiten und Unterschiede von verschiedenen Salzen untersucht.



Heute wird ein Versuch zur Löslichkeit von Salzen durchgeführt. Dazu wird Kaliumiodid (KI) in ein mit Wasser gefülltes Becherglas gegeben, bis sich ein Bodensatz bildet. Anschließend wird das Salz–Wasser–Gemisch auf einer Heizplatte erhitzt. Beim Durchführen des Versuchs beobachtet Tom, dass sich bei zunehmender Temperatur mehr Salz im Wasser löst. Der zuvor gebildete Bodensatz löst sich mit zunehmender Temperatur. Das kann Tom sich überhaupt nicht erklären. Daher bittet er den Laborassistenten Karl ihm bei der Auswertung des Versuches zu helfen.

„Warum löst sich der Bodensatz beim Erwärmen?“

SALZE

TEIL I: Löslichkeitsversuch

„Um den chemischen Hintergrund deiner Frage besser verstehen zu können“, beginnt Karl, „ist es sinnvoll sich zuerst mit dem Salz an sich, mit dem Kaliumiodid (KI), zu beschäftigen. Ich schlage vor, erst einmal zu klären, was Kaliumiodid aus der Sicht von Chemikern ist, wie es entsteht und wie es aufgebaut ist. Mit Hilfe dieser Grundlagen ist es einfacher deine Beobachtungen aus dem Experiment zu verstehen und deine Frage zu beantworten. Werfen wir also einen Blick in das Periodensystem der Elemente.

Wenn du einen Blick ins Periodensystem der Elemente wirfst, erkennst du, dass Kalium (K) in einem gelben Feld steht. Alle Stoffe, die hier gelb markiert sind, gehören zu der Gruppe der Metalle. Kalium ist also ein Metall. Der andere Bestandteil des Salzes – Iod (I) – ist orange markiert und gehört somit zu den Nichtmetallen. Metalle und Nichtmetalle unterscheiden sich in ihren Eigenschaften. Dies liegt unter anderem an der Anzahl der Elektronen auf der Außenschale ihrer Atome. Metallatome haben in der Regel ein bis drei Elektronen auf der äußeren Schale. Das Kaliumatom zum Beispiel hat ein Elektron auf seiner Außenschale. Nichtmetallatome haben in der Regel vier bis sieben Elektronen auf der äußeren Schale. Das Iodatom hat sieben Außenelektronen. Ich denke, du weißt, warum das wichtig ist“, fügt Karl hinzu.

Haupt-gruppen-Elemente		Nebengruppen-Elemente								Hauptgruppen-Elemente							
IA 1	IIA 2	IIIB 3	IVB 4	VB 5	VIB 6	VIIB 7	VIII B 8	9	10	IB 11	IIB 12	IIIA 13	IVA 14	VA 15	VIA 16	VIIA 17	VIII A 18
H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Ab	Te	I	Xe
Cs	Ba	La*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Ti	Pb	Bi	Po	At	Rd
Fr	Ra	Ac*	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Uuu	Uub		Uuq				

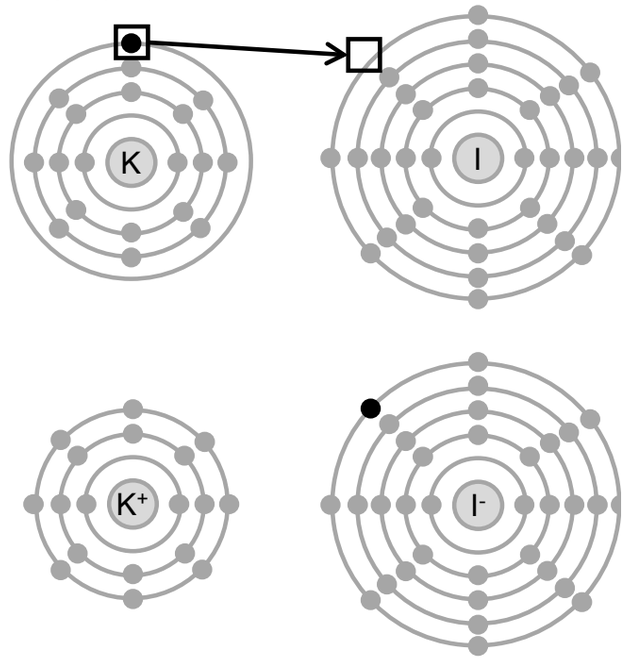
* Lantanoide und Actinoide sind hier nicht abgebildet

Metalle Nichtmetalle Halbmetalle

Als Tom den Kopf schüttelt, erklärt Karl weiter: „Aus der Schule solltest du bereits wissen, dass der stabilste Zustand der Atome die Edelgaskonfiguration ist. Metallatome geben in der Regel ihre Elektronen ab, um die Edelgaskonfiguration zu erreichen. Das Kaliumatom zum Beispiel erreicht die Edelgaskonfiguration, wenn es genau ein Elektron abgibt. Nichtmetallatome hingegen erreichen die Edelgaskonfiguration durch die Aufnahme von Elektronen. Durch Abgabe oder Aufnahme von Elektronen entstehen positiv und negativ geladene Teilchen – die Ionen. Negativ geladene Teilchen nennt man Anionen. Sie entstehen, wenn Atome Elektronen aufnehmen. Positiv geladene Teilchen nennt man Kationen. Sie entstehen, wenn Atome Elektronen abgeben. Elektronenaufnahme und -abgabe finden immer gleichzeitig statt.

Aber nun zurück zu deinem Versuch. Eventuell weißt du jetzt schon, was im Kaliumiodid das Anion und was das Kation ist.

Aus der Bezeichnung Kaliumiodid kann man ableiten, dass dieser Stoff aus den Elementen Kalium (K) und Iod (I) entstanden ist. Wir haben festgestellt, dass ein Kaliumatom ein Elektron auf seiner Außenschale besitzt. Ein Iodatom besitzt 7 Elektronen auf der äußeren Schale. Zur Erreichung der Edelgaskonfiguration (= 8 Elektronen auf der Außenschale) fehlt dem Iodatom also genau ein Elektron, während das Kaliumatom genau ein Elektron zu viel auf der äußeren Schale besitzt, um die Edelgaskonfiguration zu erreichen. Auf dem Bild siehst du die Reaktion eines Kaliumatoms mit einem Iodatom schematisch dargestellt. Während der Reaktion überträgt das Kaliumatom ein Elektron (schwarz) auf das Iodatom. Es bildet sich ein positiv geladenes Kaliumkation (K^+) und ein negativ geladenes Iodidanion (I^-). Sowohl das Kaliumkation als auch das Iodidanion haben nun acht Elektronen auf ihrer Außenschale und erreichen damit die Edelgaskonfiguration. Das Kaliumiodid aus deinem Versuch besteht also aus Kaliumkationen und Iodidanionen.



SALZE

TEIL I: Löslichkeitsversuch

Die positiv und negativ geladenen Ionen ziehen sich gegenseitig an. Die Zusammenlagerung der Ionen führt zur Bildung eines sogenannten Ionenkristalls – einem Salz. Jedes Salzkörnchen in einem Salz (Bild 1) ist ein kleiner Salzkristall. Jeder Salzkristall wiederum ist aus unzähligen Kationen und Anionen aufgebaut, die sich in einer bestimmten Anordnung zueinander befinden (Bild 2).

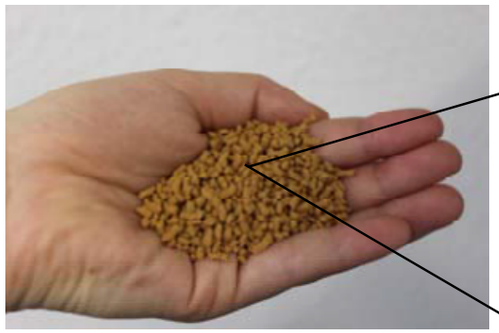


Bild 1

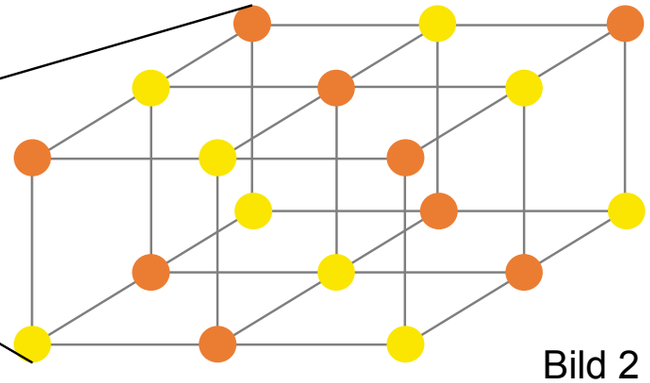


Bild 2

Im Falle deines Kaliumiodids ist jedes Kaliumkation (gelb) von Iodidanionen (orange) umgeben (und umgekehrt). Die Anziehung der Ionen beruht allein auf den verschiedenen Ladungen und wird als Ionenbindung bezeichnet.

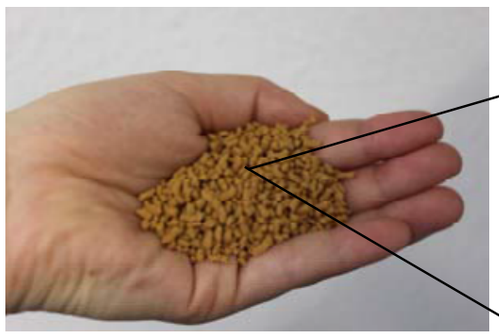


Bild 1

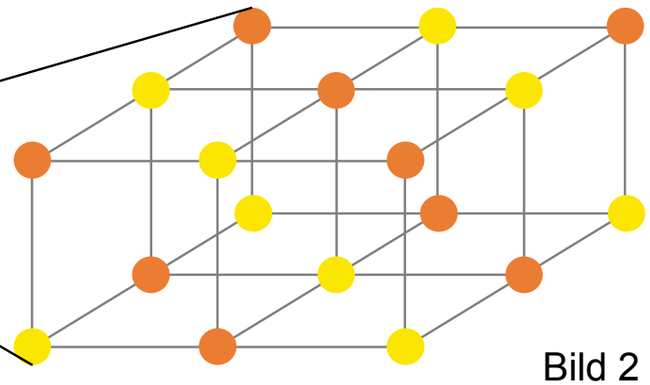
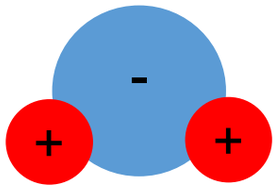
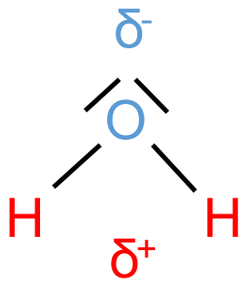


Bild 2

Nur weil ein Salz aus Ionen aufgebaut ist, ist es in Wasser löslich und kann somit deine Beobachtungen ermöglichen. Vielleicht weißt du ja schon, warum das so ist. Als Tipp: Nicht nur die Struktur des Salzes, sondern auch die Struktur des Wassers spielt dabei eine entscheidende Rolle.“

Da Tom abermals mit dem Kopf schüttelt, fährt Karl mit seiner Erklärung fort: „Nun, wenn ein fester Salzkristall mit Wassermolekülen in Kontakt kommt, lösen sich die einzelnen kleinen Salzkristalle aufgrund ihrer Gitterstruktur im Wasser. Entscheidend hierfür ist der Aufbau des Wassermoleküls. Das Wassermolekül ist ein Dipol. Das bedeutet, dass ein Wassermolekül unterschiedliche Ladungsschwerpunkte aufweist. Das Sauerstoffatom (O) – hier blau dargestellt – zieht die Elektronen im Wassermolekül stärker zu sich heran und ist daher partial, das heißt *zum Teil*, negativ geladen, was das δ^- Zeichen in der Abbildung zum Ausdruck bringen soll. Die Wasserstoffatome (H) – hier rot dargestellt – sind partial positiv geladen (δ^+). Nähern sich Wassermoleküle dem Salzkristall, so ziehen die positiv polarisierten Wasserstoffatome des Wassermoleküls die negativ geladenen Iodidanionen an, während die negativ polarisierten Sauerstoffatome der Wassermoleküle sich an die positiv geladenen Kaliumkationen anlagern. Merk dir: Salze können nur wegen der Polarität des Wassers in diesem gelöst werden.

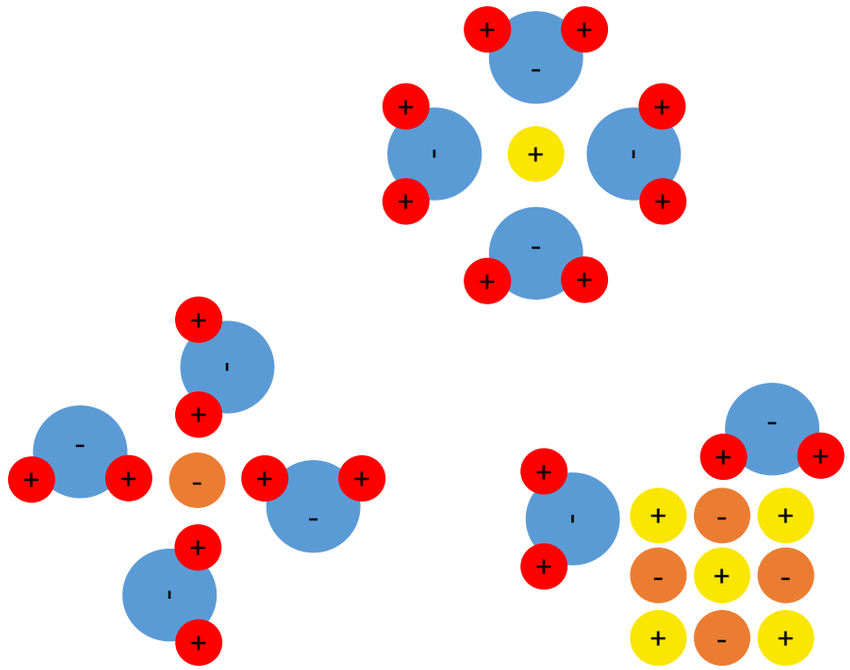




SALZE

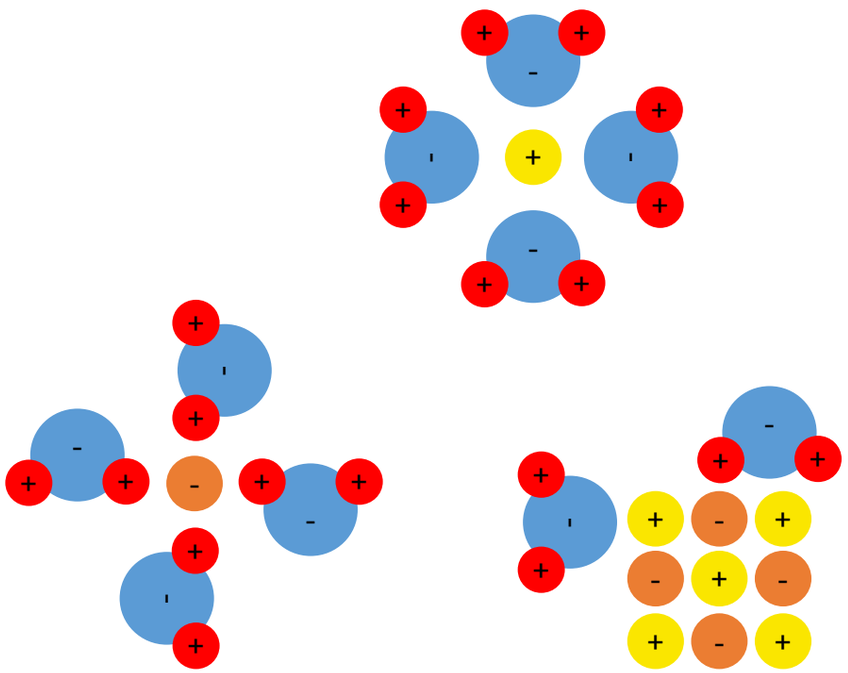
TEIL I: Löslichkeitsversuch

Schau mal: In der Abbildung ist einen Salzkristall schematisch dargestellt. Die gelben Punkte symbolisieren die positiv geladenen Kaliumkationen, die orangen Punkte die negativ geladenen Iodidanionen. Die Wassermoleküle sind als Dipole dargestellt. Die blauen Punkte mit dem Minuszeichen symbolisieren die negativ polarisierten Sauerstoffatome, die roten Punkte mit dem Pluszeichen die positiv polarisierten Wasserstoffatome.



Kommt Wasser mit dem Salzkristall in Kontakt, lösen die Wassermoleküle einzelne Ionen des Salzes aus dem Kristall heraus und umhüllen sie. Die Hülle, die dadurch entsteht, wird als Hydrathülle bezeichnet. Dabei richten sich die Wassermoleküle in der Hydrathülle so aus, dass die negativ polarisierten Enden der Wasserdipole in Richtung der Kaliumkationen und die positiv polarisierten Enden der Dipole in Richtung der Iodidanionen zeigen. Im Verlauf des Lösungsvorgangs wird jedes einzelne Ion von Wassermolekülen umhüllt (hydratisiert) und von dem Kristall abgetrennt. Durch diesen Prozess löst sich das Salz im Wasser. Dabei beginnt der Lösungsprozess an den Kanten des Kristalls und schreitet so lange voran, bis sich kein weiterer Feststoff mehr im Wasser lösen lässt. Ist dies der Fall, wird die Lösung als gesättigt bezeichnet. Der Rest des Salzes setzt sich als Bodenkörper auf dem Boden des Becherglases ab."

„Aber warum löst sich denn der Bodensatz jetzt bei hohen Temperaturen?", will Tom wissen.



„Du konntest in deinem Experiment beobachten, dass sich der Bodensatz gelöst hat, je höher die Temperatur wurde. Wir haben eben gesehen, dass sich Salze bilden, wenn sich Ionen zu einem Ionengitter zusammenlagern. Durch diese Zusammenlagerung ist ein Salz fest. Da dies energetisch günstig ist, wird bei der Bildung von Salzen in der Regel Wärmeenergie frei. Wenn ein Salzkristall mit Wasser in Berührung kommt, dann werden die Ionen wieder aus ihrem Kristallverband gelöst. Um die Ionen lösen zu können, müssen die Ionenbindungen gebrochen werden. Dazu muss derselbe Energiebetrag aufgewendet werden, der zuvor bei der Bildung des Salzes frei geworden ist. Um Salze zu lösen, benötigt man also Energie, zum Beispiel Wärmeenergie.

Wie wir eben gesehen haben, werden die Salze aber nicht nur gelöst, sondern auch von den Wassermolekülen umhüllt (hydratisiert). Durch die Hydratation sind die Ionen im Wasser besonders stabil, was den Vorgang der Hydratation energetisch begünstigt.“

„Wie jetzt genau?“, will Tom von Karl wissen.

Karl fährt fort: „Die meisten Salze lösen sich endotherm – also unter Wärmeaufnahme – im Wasser; so auch das Kaliumiodid in deinem Versuch. Ein Salz löst sich, wie eben angedeutet, immer in zwei Schritten. Im ersten Schritt werden die Ionen aus dem Ionenverband herausgelöst. Dieser Schritt benötigt immer Energie, die zum Beispiel in Form von Wärme zur Verfügung gestellt wird.

Im zweiten Schritt werden die Ionen von den Wassermolekülen umhüllt, wobei die Anionen von den Wasserstoffatomen der Wassermoleküle und die Kationen von den Sauerstoffatomen der Wassermoleküle umgeben werden. Dieser Schritt ist immer exotherm, das heißt es wird Energie in Form von Wärme an das Wasser zurückgegeben.

Im Falle des Kaliumiodids wird im ersten Schritt viel mehr Energie benötigt als im zweiten Schritt frei wird. Der Gesamtlösungsvorgang des Salzes ist somit endotherm – er läuft unter Aufnahme von Wärmeenergie ab. Diese Wärmeenergie wird dem Wasser entzogen. Damit gilt: Je wärmer das Wasser, desto mehr Kaliumiodid kann sich lösen. Daher hat sich während deines Versuches mehr Kaliumiodid gelöst, je höher die Temperatur war. Der Bodensatz besteht immer aus dem Anteil an Salz, der sich nicht mehr lösen kann. Je mehr Salz sich lösen konnte, desto geringer wurde dementsprechend der Bodensatz.“

TESTE DEIN WISSEN

TEIL I: Löslichkeitsversuch

Erkläre die folgenden Begriffe kurz in eigenen Worten, bevor du weiter liest:

1) Salz

2) Kaliumiodid

3) Edelgaskonfiguration

4) Ion

5) Kation

6) Anion

7) Ionenbindung

8) Hydratisierung

TESTE DEIN WISSEN

TEIL I: Löslichkeitsversuch

1) **Salz:**
Besteht aus Anionen und Kationen, die sich gegenseitig anziehen und zu einem Salzkristall zusammenlagern.

2) **Kaliumiodid:**
Salz, das entsteht, wenn Kaliumatome je ein Elektron auf Iodatome übertragen, so dass positiv geladene Kaliumkationen und negativ geladene Iodidanionen entstehen, die sich gegenseitig anziehen.

3) **Edelgaskonfiguration:**
Zustand, in dem ein Atom eine volle Außenschale aufweist.

4) **Ion:**
geladenes Teilchen, das aus einem ungeladenen Teilchen durch die Aufnahme oder Abgabe von Elektronen entsteht.

5) **Kation:**
Positiv geladenes Teilchen, das entsteht, wenn ein ungeladenes Teilchen mindestens ein Elektron abgibt.

6) **Anion:**
Negativ geladenes Teilchen, das entsteht, wenn ein ungeladenes Teilchen mindestens ein Elektron aufnimmt.

7) **Ionenbindung:** Die Anziehung zwischen Anionen und Kationen auf Grund ihrer unterschiedlichen Ladungen führt dazu, dass sich Anionen und Kationen so anordnen, dass jedes Anion von Kationen umgeben wird und jedes Kation von Anionen umgeben wird.

8) **Hydratisierung:** Umhüllen eines Ions durch Wassermoleküle. Wenn das Ion ein Kation ist, ordnen sich die Wassermoleküle so an, dass die negativ polarisierten Enden der Wasserdipole in Richtung des Kations zeigen. Wenn das Ion ein Anion ist, ordnen sich die Wassermoleküle so an, dass die positiv polarisierten Enden der Wasserdipole in Richtung des Anions zeigen.

SUPER, DAS WAR TEIL I

Zum nächsten Teil:

» **TEIL II:** Kaliumpermanganatversuch .....

SALZE

TEIL II: Kaliumpermanganatversuch

Das erwartet dich hier

Mithilfe des folgenden Textes kannst du lernen, dass Kaliumpermanganat ein Salz ist, das aus einem positiv geladenen Kaliumkation und einem negativ geladenen Permanganatanion besteht. Ein Ion ist ein geladenes Teilchen, das aus ungeladenen Teilchen durch die Aufnahme oder Abgabe von Elektronen entsteht. Ionen lagern sich zu Ionengittern zusammen, dabei ordnen sich Anionen und Kationen so an, dass jedes Anion von Kationen umgeben wird und jedes Kation von Anionen umgeben wird. Du lernst, dass das Umhüllen eines Ions durch Wassermoleküle als Hydratisierung bezeichnet wird. Wenn das Ion ein Kation ist, ordnen sich die Wassermoleküle so an, dass die negativ polarisierten Enden der Wasserdipole in Richtung des Kations zeigen. Wenn das Ion ein Anion ist, ordnen sich die Wassermoleküle so an, dass die positiv polarisierten Enden der Wasserdipole in Richtung des Anions zeigen.

Zur Arbeit mit dem Material

Es ist wichtig, dass du dir den folgenden Text aufmerksam durchliest, so dass du möglichst viel lernst. Wenn du zwischendurch zurückblättern möchtest, um etwas noch einmal nachzuschauen oder eine Textstelle noch einmal zu lesen, kannst du dies jederzeit machen.

Der Text besteht aus Abschnitten. Um erfolgreich mit dem Text lernen zu können, solltest du dir am Ende jedes Abschnitts überlegen:

1. Was habe ich in diesem Abschnitt Neues erfahren?

2. Wie passt das, was ich neu erfahren habe, zu dem, was ich vorher schon wusste oder bereits gelesen habe?

3. Welche Fragen habe ich noch?

Lies erst danach den nächsten Abschnitt.

Zum Aufbau des Materials

Am Ende jedes Textes erwarten dich zusammenfassende Aufgaben, mit denen du überprüfen kannst, was du gelernt hast. Außerdem gibt es am Ende jedes Textes noch einmal eine Übersicht, in der die wichtigsten neuen Begriffe kurz erklärt werden. Diese Übersicht kannst du auch nutzen, um zu überprüfen, ob du die letzte Aufgabe richtig gelöst hast.

Diese Aufgabe kannst du direkt am Bildschirm bearbeiten und deine Lösung abspeichern.

Jetzt geht es los mit

TEIL II: Kaliumpermanganatversuch

Es gibt eine große Vielfalt an Salzen. Die meisten Salze sind bei Raumtemperatur Feststoffe mit hohen Schmelzpunkten. Zahlreiche Salze sind in Wasser gut löslich, andere wiederum lösen sich eher schlecht in Wasser. Die Löslichkeit eines Salzes ist damit eine Eigenschaft, die zur Charakterisierung von Salzen genutzt werden kann. Daher sollen heute im Schülerlabor Versuche zu den Lösungseigenschaften von Salzen durchgeführt werden. Bei dem heutigen Versuch handelt es sich um einen Versuch zur Lösungseigenschaft von Kaliumpermanganat in Wasser bei verschiedenen Temperaturen. Für diesen Versuch löst Sarah Kaliumpermanganat, ein violettes Salz, in Wasser. Dazu werden je 50 mL Wasser in zwei Bechergläser gefüllt. Ein Becherglas wird danach mit einem Siedestab versehen und über dem Bunsenbrenner bis zum Sieden erhitzt. Anschließend wird in jedes Becherglas eine Spatelspitze des Kaliumpermanganatsalzes ($KMnO_4$) gegeben. Sarah kann beobachten, dass sich das kalte Wasser rosa bis violett verfärbt, während das heiße Wasser sehr schnell eine intensiv violette Färbung annimmt. Sarah hat sehr gewissenhaft gearbeitet und in jedes Becherglas die gleiche Menge an Wasser und Salz hinzugefügt. Wodurch also kommen die unterschiedlichen Färbungen zustande? Sarah weiß keine Erklärung für ihre Beobachtung und beschließt den Laborassistenten Gustav um Hilfe zu bitten.

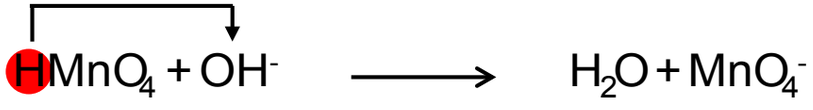
„Wieso nehmen die beiden Lösungen unterschiedliche Farben an, obwohl gleiche Mengen Salz in gleichen Mengen Wasser gelöst wurden?“

SALZE

TEIL II: Kaliumpermanganatversuch

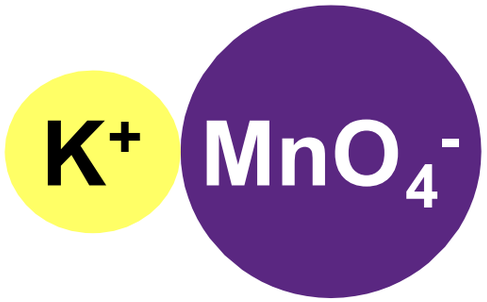
„Um deine Beobachtungen besser verstehen zu können“, beginnt Gustav, „wäre es sehr sinnvoll sich erst einmal zu verdeutlichen, was ein Salz chemisch gesehen eigentlich ist. Daher sollten wir zunächst klären, wie sich das Kaliumpermanganatsalz zusammensetzt. Dann fällt es dir später leichter nachzuvollziehen, wie es zu deinen unterschiedlichen Beobachtungen kommt. Eventuell kennst du die Formel von Kaliumpermanganat ja schon aus deinem Schulunterricht.

Die chemische Formel von Kaliumpermanganat lautet: $KMnO_4$. Anhand der Formel kann man erkennen, dass es aus einem Kaliumion und einem Permanganation besteht. Permanganationen sind chemisch gesehen die Anionen der Permangansäure ($HMnO_4$). Permanganationen entstehen, wenn Permangansäure das Proton (H^+) auf ein anderes Teilchen überträgt. Ich habe dir diese Reaktion hier einmal aufgeschrieben:



Hier reagiert ein Permangansäuremolekül mit einem OH^--Ion. Dabei wird das H^+-Ion der Säure auf eine Base, also das OH^--Ion, übertragen und es entstehen ein Wassermolekül und das Permanganatanion. Dieses ist einfach negativ geladen. Es hat schließlich ein Proton (eine positive Ladung) abgegeben.

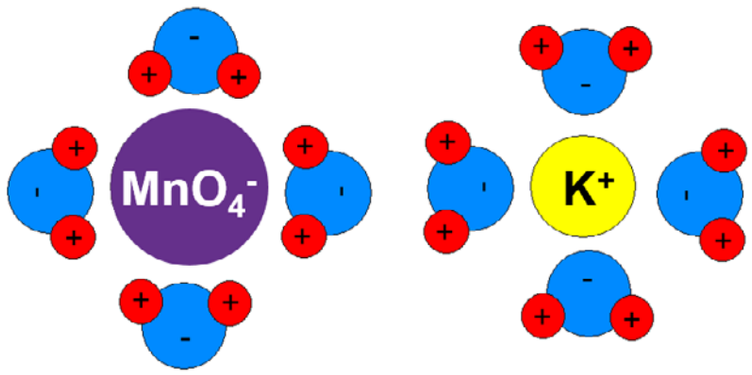
Soviel also zu unserem Permanganatanion. Wie sieht es nun mit dem Kaliumion aus. Nun, das Element Kalium gehört zu der Gruppe der Metalle. Kaliumatome sind sehr reaktiv und können leicht jeweils ein Elektron abgeben. Nach Abgabe eines Elektrons liegt ein Kaliumatom als einfach positiv geladenes Kaliumkation vor. Sowohl das Permanganatanion als auch das Kaliumkation liegen somit als Ionen vor. Dabei ist ein Kaliumkation einfach positiv geladen, ein Permanganatanion hingegen einfach negativ. Positiv und negativ geladene Ionen ziehen sich gegenseitig an. Das Salz Kaliumpermanganat entsteht, wenn sich Permanganatanionen mit Kaliumkationen zusammenlagern, wie du hier auf der schematischen Abbildung sehen kannst. Kaliumpermanganat ist – wie alle Salze – eine ionische, also eine aus Ionen aufgebaute, Verbindung. Das Kaliumkation stellt hierbei den metallischen Ionenpartner, das Permanganatanion stellt den nichtmetallischen Ionenpartner dar. Vielleicht fragst du dich, warum es so wichtig ist die chemische Struktur von Kaliumpermanganat zu kennen. Nun, wenn man die Zusammensetzung von Kaliumpermanganat kennt, ist es einfacher deine Beobachtungen zu deuten.



Halten wir fest: Kaliumpermanganat besteht aus Kaliumkationen und Permanganatanionen. Ein Kaliumpermanganatsalz besteht somit aus winzigen Salzkristallen, die aus der Zusammenlagerung von Kaliumkationen und Permanganatanionen zu einem Ionengitter entstehen. Innerhalb des Ionengitters wird jedes Kaliumkation von Permanganatanionen umgeben – und umgekehrt. Zwischen den Ionen herrschen Kräfte – sogenannte elektrostatische Wechselwirkungen –, die den Salzkristall zusammenhalten. Wenn dieses Salz nun in dem Becherglas mit Wasser in Berührung kommt, beginnt der Löseprozess.

Auf der schematischen Abbildung kannst du sehen, was passiert, wenn ein Kaliumpermanganat-Salzkristall mit Wasser in Kontakt kommt: Sobald ein Salzkristall mit dem Wasser im Becherglas in Berührung kommt, findet eine Wechselwirkung zwischen den Wassermolekülen und dem Salzkristall statt. Dabei werden die positiv geladenen Kaliumkationen (gelb) von den negativ polarisierten Sauerstoffatomen (blau) angezogen, während die negativ geladenen Permanganatanionen (violett) von den positiv polarisierten Wasserstoffatomen (rot) der Wassermoleküle angezogen werden. Schließlich werden die Ionen komplett von Wassermolekülen umgeben (hydratisiert) und lösen sich so in Wasser. Der Lösungsvorgang beginnt an den Kanten eines Salzkristalls und schreitet solange voran, bis sich kein weiteres Salz mehr im Wasser lösen kann. Ein entscheidender Faktor für die Löslichkeit eines Salzes ist die Temperatur des Wassers, was dir auch der Versuch gezeigt hat.

Du hast beobachtet, dass sich das kalte Wasser rosa bis violett und das warme Wasser intensiv violett gefärbt hat. Um das zu verstehen, müssen wir uns den Lösevorgang von Kaliumpermanganat genauer vor Augen führen.



Das Wasser in dem ersten Becherglas hatte Raumtemperatur (~25 °C), das Wasser in dem zweiten Becherglas hatte Siedetemperatur (~100 °C). Durch die hohe Temperatur konnte sich mehr Salz lösen. Das hängt mit den Eigenschaften von Salzen zusammen.

Wenn du ein Salz in Wasser löst, passieren während des Löseprozesses zwei Dinge: Zum einen werden die Anionen und Kationen aus dem Salzgitter gelöst und zum anderen werden sie von Wassermolekülen umschlossen (hydratisiert). Der erste Schritt, das Lösen der Ionen aus dem Ionengitter, benötigt im Falle des Kaliumpermanganats viel mehr Energie als später bei der Hydratation frei gesetzt wird. Damit überwiegt insgesamt die zum Lösen notwendige Energieaufnahme. Das Lösen von Kaliumpermanganat ist daher insgesamt ein endothermer Prozess. Das heißt, dass er unter Energieaufnahme stattfindet. Diese Energie, die für das Lösen benötigt wird, wird dem Wasser in Form von Wärme entzogen. Damit gilt: Je wärmer das Wasser ist, desto mehr Kaliumpermanganatsalz kann sich lösen. Je mehr Kaliumpermanganat sich löst, desto dunkler erscheint die violette Farbe des Wassers. Was nun also passiert ist Folgendes:

Permanganat ist, wie du aus deinem Versuch weißt, ein violettes Salz. Wenn es sich löst, verleiht es dem Wasser eine violette Färbung. Eben wurde festgestellt, dass sich Kaliumpermanganat endotherm, sprich unter Wärmeaufnahme löst. Damit ist klar, dass sich in deinem Versuch mehr Kaliumpermanganat in dem kochenden Wasser (~100 °C) gelöst haben muss als in dem Wasser, das nur Zimmertemperatur hatte. Weiterhin ist klar, dass Kaliumpermanganat das Wasser färbt, wenn es sich löst. Je mehr Kaliumpermanganat sich also im Wasser löst, desto intensiver muss auch die Farbe sein, die das Wasser annimmt. Dementsprechend ist das warme Wasser intensiver (dunkler) violett gefärbt als das kalte Wasser. Im kalten Wasser lösen sich weniger Salzteilchen, wodurch die Lösung nur eine hell rosa beziehungsweise violette Färbung annimmt. Deine Beobachtung beruht allein auf der unterschiedlichen Löslichkeit eines Salzes in Abhängigkeit von der Temperatur. Jetzt solltest du in der Lage sein deine Versuchsbeobachtungen zu deuten.“

TESTE DEIN WISSEN

TEIL II: Kaliumpermanganatversuch

Erkläre die folgenden Begriffe kurz in eigenen Worten, bevor du weiter liest:

1) Salz

2) Kaliumpermanganat

3) Ion

4) Ionengitter

5) Hydratisierung

TESTE DEIN WISSEN

TEIL II: Kaliumpermanganatversuch

1) **Salz:**
Besteht aus Anionen und Kationen, die sich gegenseitig anziehen und daher zu einem Salzkristall zusammenlagern.

2) **Kaliumpermanganat:**
Salz, das aus positiv geladenen Kaliumkationen und negativ geladenen Permanganatanionen besteht.

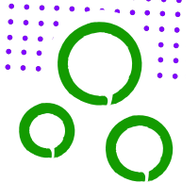
3) **Ion:**
geladenes Teilchen, das aus einem ungeladenen Teilchen durch die Aufnahme oder Abgabe von Elektronen entsteht.

4) **Ionengitter:**
Die unterschiedliche Ladung von Ionen in einem Salz führt dazu, dass sich Anionen und Kationen so anordnen, dass jedes Anion von Kationen umgeben wird und jedes Kation von Anionen umgeben wird.

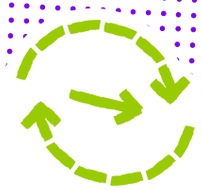
5) **Hydratisierung:**
Umhüllen eines Ions durch Wassermoleküle. Wenn das Ion ein Kation ist, ordnen sich die Wassermoleküle so an, dass die negativ polarisierten Enden der Wasserdipole in Richtung des Kations zeigen. Wenn das Ion ein Anion ist, ordnen sich die Wassermoleküle so an, dass die positiv polarisierten Enden der Wasserdipole in Richtung des Anions zeigen.

SUPER, DAS WAR TEIL II

Weitere THEMENBEREICHE:



STOFFE



REDOXREAKTION

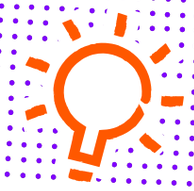
ALKANE

WASSER

ATOMBAU

SÄUREN

MODELL-
VORSTELLUNGEN



ERKENNTNIS-
GEWINNUNG