



Salze DP I Vom Atom zum Ion

Füllen Sie die fehlenden Felder aus. Aluminium ist ein Beispiel.

Elementname	Lewisformel des Atoms	Zahl Elektronen		dazugehöriges Ion	das dem Ion entsprechende Edelgasatom
		abgegeben	aufgenommen		
Aluminium	$\cdot Al \cdot$	3		Al^{3+}	Neon
				F^-	
Beryllium					
Kalium					
			2		Xenon
Neon					
	Ca				
	S				
Stickstoff			3		



Salze DP V Kombinationen zu Salzen

Tragen Sie das entsprechende stabile Kation ein und konstruieren Sie die Salzformel.
(unabhängig davon, ob die Substanz wirklich existiert)

Hierfür sind immer so viele Kationen und Anionen zu kombinieren, dass das Salz nach außen neutral ist.

Beispiel: Kupfer (1. Möglichkeit), Cu^{2+} ; für NO_3^- gilt $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$

Atom	Kation	O^{2-}	Cl^-	S^{2-}	NO_3^-	Br^-	SO_4^{2-}	H_2PO_4^-	CO_3^{2-}
Lithium	Li^+	Li_2O	LiCl	Li_2S	LiNO_3	LiBr	Li_2SO_4	LiH_2PO_4	Li_2CO_3
Magnesium	Mg^{2+}	MgO	MgCl_2	MgS	$\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$	MgBr_2	MgSO_4	$\text{Mg}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$	MgCO_3
Aluminium	Al^{3+}	Al_2O_3	AlCl_3	Al_2S_3	$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$	AlBr_3	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	$\text{Al}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$	$\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$
Ammonium-Ion	NH_4^+	$(\text{NH}_4)_2\text{O}$	NH_4Cl	$(\text{NH}_4)_2\text{S}$	NH_4NO_3	NH_4Br	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	$\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$	$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$
Fe (1. Möglichkeit)	Fe^{2+}	FeO	FeCl_2	FeS	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$	FeBr_2	FeSO_4	$\text{Fe}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$	FeCO_3
Fe (2. Möglichkeit)	Fe^{3+}	Fe_2O_3	FeCl_3	Fe_2S_3	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$	FeBr_3	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	$\text{Fe}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$	$\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$
Natrium	Na^+	Na_2O	NaCl	Na_2S	NaNO_3	NaBr	Na_2SO_4	NaH_2PO_4	Na_2CO_3
Silber	Ag^+	Ag_2O	AgCl	Ag_2S	AgNO_3	AgBr	Ag_2SO_4	AgH_2PO_4	Ag_2CO_3
Mangan (nur Mangan II)	Mn^{2+}	MnO	MnCl_2	MnS	$\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$	MnBr_2	MnSO_4	$\text{Mn}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$	MnCO_3

Arbeitsblatt: Salz-Ion-Formel

Name des Salzes	Kation	LEWIS-Formel des Anions	Verhältnisformel
Natriumsulfat	Na^+	SO_4^{2-}	Na_2SO_4
Kaliumnitrat	K^+	NO_3^-	KNO_3
Calciumphosphat	Ca^{2+}	PO_4^{3-}	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
Ammoniumchlorid	NH_4^+	Cl^-	NH_4Cl
Natriumacetat	Na^+	CH_3COO^-	NaCH_3COO
Blei(II)-sulfid	Pb^{2+}	S^{2-}	PbS
x	x	x	MgSO_3
+	x	x	LiNO_2
Aluminiumcarbid	Al^{3+}	C^{4-}	Al_4C_3
+	x	x	Zn_3N_2
Kaliumpermanganat	K^+	MnO_4^-	KMnO_4
+	x	x	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$

1. Ergänzen Sie die Tabelle.

2. Geben Sie über den Elementsymbolen in der Verhältnisformel jeweils die Oxidationszahl an.



Salze DP IV Salze mit Komplexanionen

Tragen Sie in der Tabelle Namen und Formeln ein.
Kombinieren Sie soviel Kationen und Anionen miteinander, dass das Salz nach aussen neutral ist.

	NO_3^-	CO_3^{2-}	PO_4^{3-}
Na^+	NaNO_3	Natriumcarbonat Na_2CO_3	Na_3PO_4
Mg^{2+}	$\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$	MgCO_3	$\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$
Al^{3+}	$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$	$\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$	AlPO_4

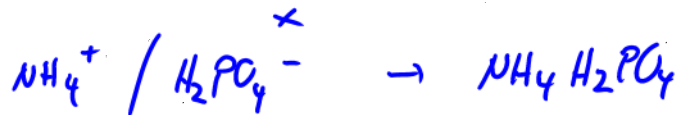
Notieren Sie die Formeln der Salze

Kaliumhydrogencarbonat



~~Ammoniumsulfid~~

Ammoniumdihydrogenphosphat



~~Aluminiumchlorid~~

Chrom(II)-hydrogensulfat



Notieren Sie die Namen der Salze

~~$\text{Ni}(\text{HSO}_4)_2$~~

MgHPO_4

$\text{Co}(\text{NO}_3)_2$

$\text{Al}(\text{OH})_3$

~~NaClO~~

Magnesium (mono)-hydrogenphosphat
Kobalt nitrat
Aluminiumhydroxid



Salze DP VI

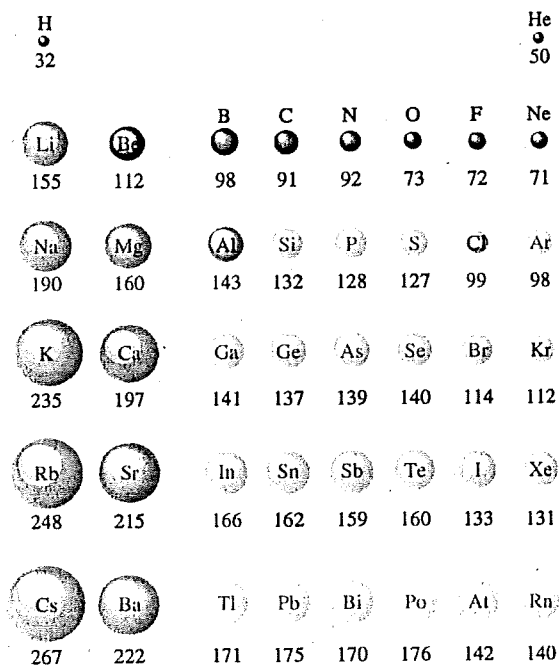
Atomradien und Ionenradien

Diese Übung vereinigt viel Vorwissen: Gesetz von Coulomb, Atommodell nach Bohr, Orbitalmodell, Salze und Salzbildung, Kenntnis der Ordnung im Periodensystem.

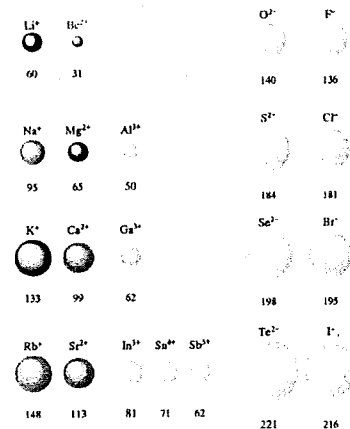
Geben Sie zu allen Fragen die entsprechenden Antworten mit theoretischer Begründung. In den unten stehenden beiden Grafiken sind die absoluten Zahlen völlig unwichtig, einzig und allein zählt "das Prinzipielle".

1. Betrachten Sie das Verhalten von Atomradien in Perioden. Gehen Sie dazu der Einfachheit halber von links nach rechts vor. Notieren Sie Ihren Befund und geben Sie eine theoretische Begründung.
2. Betrachten Sie das Verhalten von Atomradien in Gruppen. Gehen Sie dazu von oben nach unten vor. Geben Sie auch hier wieder eine theoretische Begründung.
3. Betrachten Sie das Verhalten von Ionenradien in Perioden. Gehen Sie auch hier wieder von links nach rechts vor. Achten Sie auf die real möglichen Ionen die entstehen können. Interessant ist es $\text{Na}^+/\text{Mg}^{2+}/\text{Al}^{3+}$ untereinander zu vergleichen (Anzahl der Elektronen?) und das dann mit den Atomen Na/Mg/Al zu vergleichen.
4. Decken sich diese Erkenntnisse mit den Auswertungen aus Aufgabe 1?
5. Betrachten Sie das Verhalten von Ionenradien in Gruppen. Entspricht das Ihren Vorstellungen?

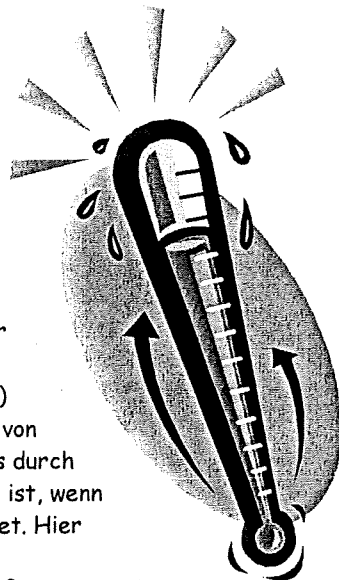
Atomradien (pm)



Ionenradien (pm)



1. Atomradien in Perioden (von links nach rechts) nehmen ab, da mit zunehmender Elektronenzahl auch immer ein Proton hinzukommt. Zwei gegenläufige Effekte sind zu beobachten: einerseits die zunehmende Abstossung der Elektronen selbst. Andererseits ist die zunehmende Anziehung durch den Atomkern so hoch, dass es netto zu einer Reduktion des Radius kommt.
2. Atomradien in Gruppen nehmen sprunghaft zu, da immer eine neue Schale besetzt wird.
3. Ionenradien in Perioden sind gekennzeichnet durch Kationen auf der linken Seite des PSE und Anionen auf der rechten Seite. Betrachtet man den Gang der Kationenradien (von links nach rechts) z.B. Na^+ , Mg^{2+} , Al^{3+} , so haben alle diese Teilchen die gleiche Anzahl von Elektronen aber eine zunehmende Anzahl von Protonen. Der Einfluss durch die Elektronenabstossung ist immer genau gleich, was nicht der Fall ist, wenn man den Gang der Radien bei den entsprechenden Atomen betrachtet. Hier kommt zu jedem Elektron auch ein Proton hinzu. Aus diesem Grund ist der Verlauf der Ionenradien von Na^+ , Mg^{2+} , Al^{3+} sehr deutlich, während der der Atome weniger deutlich ist.



Ionen	95 pm \Leftrightarrow 65 pm \Leftrightarrow 50 pm	entspricht 100% \Leftrightarrow 68.4% \Leftrightarrow 52.6%
Atome	190 pm \Leftrightarrow 160 pm \Leftrightarrow 143 pm	entspricht 100% \Leftrightarrow 84.2% \Leftrightarrow 75.3%

Ein anderer Fall wäre das Auftreten eines Atoms in 2 verschiedenen stabilen Ionenzuständen z.B. $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}$. Bei gleicher Protonenzahl existiert eine unterschiedliche Anzahl von Elektronen. Aufgrund der verminderten Abstossungskräfte drängt sich die Interpretation auf, dass Fe^{3+} kleiner ist als Fe^{2+} .

Ionen auf der rechten Seite des PSE treten als Anionen auf. Der Gang der Radien ist dem der Kationen ähnlich aber nicht so ausgeprägt.

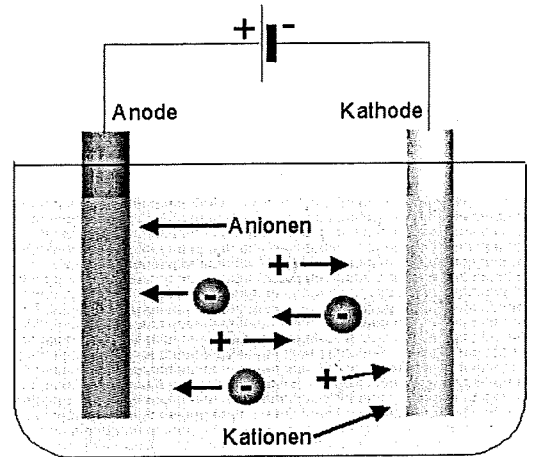
Durch die Aufnahme von Elektronen beim Übergang vom Atom zum Anion wird aufgrund der Abstossungskräfte die Valenzschale aufgebläht. Im Vergleich zum Atomradius ist der Anionenradius etwa doppelt so gross. (nur grob)

Durch die Abgabe von Elektronen beim Übergang vom Atom zum Kation wird die Valenzschale zur nächst kleineren gewechselt. Im Vergleich zum Atomradius ist der Kationenradius etwa halbiert. (nur grob)

4. Der Gang der Ionenradien in Gruppen ist dem der Atomradien korrelierbar.

Arbeitsblatt Lückentext zur Elektrolyse

Taucht man zwei Graphitelektroden in eine Zinkiodidlösung und legt eine Gleichspannung an, so fließt ein elektrischer Strom. An der Elektrode, die mit dem Minuspol verbunden ist, bildet sich metallisches Zink und an der Elektrode, die mit dem Pluspol verbunden ist, scheidet sich Iod ab. Die in der Lösung ablaufenden Vorgänge werden jetzt genauer betrachtet.

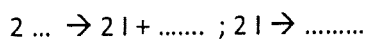


Fülle die Lücken aus:

In die Zinkiodidlösung tauchen zwei Elektroden. Eine davon ist mit dem Minuspol leitend verbunden, sie ist dadurch geladen. Diese Elektrode wird genannt. Sie hat einen Elektronenüberschuss und zieht deshalb Ionen an. Diese Ionen bezeichnet man als, im Beispiel sind es Zn^{2+} -Ionen. Aus der Abscheidung von Zink an der kann man schliessen, dass die Zinkionen an der Kathode aufnehmen und zu werden .



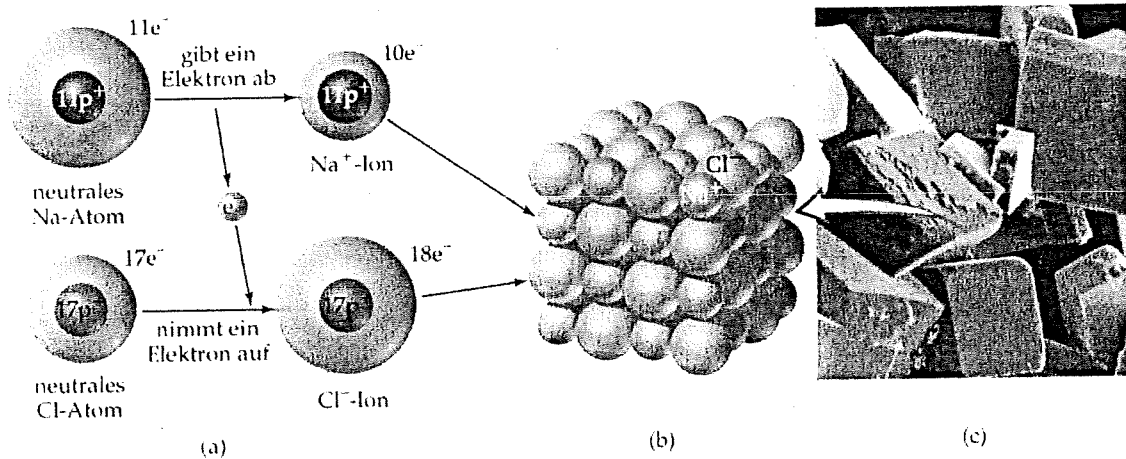
Die mit dem Pluspol verbundene Elektrode wird genannt, sie ist geladen. Sie hat Elektronenmangel und zieht deshalb an. Diese Ionen werden genannt. Im Beispiel sind es I^- -Ionen (Iodidionen). An der Anode geben diese je ab und werden zu Iodatomen, die sich zu zweiatomigen verbinden. An der Anode zeigt sich deshalb das bräunliche Iod.



Durch den elektrischen Strom wird das Salz Zinkiodid in die am Aufbau beteiligten Elemente zerlegt. Die Zerlegung einer Verbindung mithilfe des elektrischen Stroms bezeichnet man als Elektrolyse. An der Kathode werden dabei genau so viele Elektronen abgegeben, wie an der Anode aufgenommen werden. Die Gleichstromquelle muss der Kathode ständig ebenso viele Elektronen nachliefern, wie sie der Anode entzieht. Sie hat demnach die Wirkung einer Elektronenpumpe.

Arbeitsblatt NaCl-Gitter und Gitterenergie

Natrium reagiert in einer exothermen Reaktion mit Chlor zu Natriumchlorid. Dieses ist aus einfach positiv geladenen Natriumionen und einfach negativ geladenen Chloridionen aufgebaut. Um die mit der Veränderung der Teilchen einhergehenden stofflichen und energetischen Veränderungen überschaubarer zu machen, kann man die Reaktion in gedachte Teilschritte zerlegen.



Fülle die Lücken des Textes mit den folgenden Begriffen aus: Bindungsenergie, Sublimationsenergie, Gitterenergie, Ionisierungsenergie, Natriumatom, Natriumion, Chloratom, Chloridionen, Elektron, Anions, Ionengitter, aufnehmen

Um Natriumatome aus einem Atomverband zu isolieren, dh. Natrium zu verdampfen, ist Energie erforderlich, die Ebenso muss zur Spaltung von Chlormolekülen zu Chloratomen die aufgebracht werden. In dieser Modellvorstellung liegen nun Natrium- und Chloratome nebeneinander vor. Damit aus einem Natriumatom ein wird, muss das Atom ein abgeben. Dazu muss die aufgebracht werden. Andererseits wird Energie abgegeben, wenn Chloratom jeweils ein Elektron Und damit zu werden. Die Energieänderung bei der Bildung negativ geladener Ionen bezeichnet man als Elektronenaffinität. Die Bildung eines Kations und eines erfolgt jeweils gleichzeitig durch Übertragung eines Elektrons von einem auf ein Die entgegengesetzt geladenen Ionen ziehen sich an und bilden ein Dabei wird ein sehr grosser Energiebetrag, diefrei.