

Was kannst Du (schon)? Salze und Ionenbindung D

- Falte zunächst das Blatt entlang des Pfeils nach hinten.
- Mache Dir zunächst alleine Gedanken über Deine Fähigkeiten und kreuze an.
- Tausche Dich im Folgenden mit Deinem Nachbar aus bzw. falte das Blatt auf, um die Fördermaßnahmen zu sehen. Weitergehend kannst Du auch andere Mitschüler oder den Lehrer befragen.



Kompetenz des Schülers/der Schülerin		sicher	zieml. sicher	unsicher	sehr unsicher	Schau nach
1	Ich kann beschreiben, was man unter der Edelgasregel versteht.					S. 151
2	Ich kann die Edelgasregel für die Ionenbildung anwenden.					Heft
3	Ich kann mir die Ionenladung der Ionen eines Salzes ableiten, wenn ich deren Verhältnisformel kenne.					Heft
4	Ich kann mir die Verhältnisformel eines Salzes ableiten, wenn ich die Ionenladungen der aufbauenden Ionen kenne.					Heft
5	Ich kann mir die Verhältnisformel eines Salzes ableiten, wenn ich den Namen des Salzes kenne.					S. 111
6	Ich kann angeben, was man unter einer "Elektrolyse" versteht.					S. 162f
7	Ich kann die bei einer Elektrolyse ablaufenden Prozesse benennen und erklären.					Heft
8	Ich kann die Begriffe Oxidation, Reduktion und Redoxreaktion auf eine Elektronenübertragungsreaktion anwenden.					S. 159
9	Ich kann den Begriff Ionengitter im Zusammenhang mit der Erklärung des Baus von Salzkristallen sinnvoll verwenden.					S. 152f
10	Ich kann erklären, warum Salze spröde sind.					S. 158
11	Ich kann die Unterschiede der Schmelztemperaturen verschiedener Salze erklären.					S. 158

Aufgaben

- Gib die Edelgasregel an. (1)
- Gib die Ionenladungen der folgenden Ionen an: (2)
Natriumion, Magnesiumion, Iodidion, Oxidion
- Gib die Ionenladungen der Ionen in den folgenden Verbindungen an: (3)
 - ZnCl₂
 - CuCl
 - Al₂O₃
 - CuS
 - FeBr₃
- Gib die Verhältnisformeln der folgenden Salze an: (2, 3, 4)
 - Natriumoxid
 - Strontiumchlorid
 - Aluminiumfluorid
 - Magnesiumbromid
 - Calciumiodid
- Die wässrige Lösung von Zinkiodid (ZnI₂) kann man elektrolysieren.
 - Erkläre, was man unter einer Elektrolyse versteht. (6)
 - Schreibe die Vorgänge die an den jeweiligen Elektroden ablaufen auf. (7)
 - Zeichne eine Skizze vom Versuchsaufbau und beschrifte die beiden Elektroden.
- Magnesium reagiert mit Schwefel stark exotherm zu Magnesiumsulfid. Formuliere die Reaktionsgleichungen zur Oxidation, Reduktion und Redoxreaktion. (8)
- Aluminium reagiert unter Funkensprühen mit flüssigem Brom.
 - Gib den Namen des entstehenden Salzes an. (5)
 - Gib die Verhältnisformel des entstandenen Salzes an. (2, 3, 4)
 - Formuliere die Reaktionsgleichung für die Reaktion.
 - Beschreibe die Elektronenübertragung. (8)
- Die Zerlegung von Silberoxid (Ag₂O) in die Elemente wird von einer Schülerin als Reduktion bezeichnet, von ihrer Nachbarin als Redoxreaktion. Wer hat recht? Begründe deine Antwort mit Hilfe von Reaktionsgleichungen. (8)
- Beim Anblick seines rostigen Fahrrads fragt ein Schüler: "Woher kommen bloß diese rostigen Stellen?" Sein Nachbar antwortet: "Das blanke Eisen oxidiert an der Luft!" Stimmt das so? (8)
- Erkläre, weshalb Salze spröde sind. (11)
- Erkläre die unterschiedlichen Schmelztemperaturen der folgenden Salze: (12)

MgO	CaO	NaF	NaCl	NaBr	NaI	KI
2800 °C	2570 °C	992 °C	801 °C	747 °C	660 °C	681 °C

Lösungen

1. Wenn bei Chemischen Reaktionen aus Atomen Ionen entstehen, so haben diese meist die gleiche Elektronenanzahl und –verteilung wie das im PSE am nächsten stehende Edelgasatom.
2. Na^+ , Mg^{2+} , I^- , O^{2-}
3.
 - a) Na_2O
 - b) SrCl_2
 - c) AlF_3
 - d) MgBr_2
 - e) CaI_2
4.
 - a) Zn^{2+} , Cl^-
 - b) Cu^+ , Cl^-
 - c) Al^{3+} , O^{2-}
 - d) Cu^{2+} , S^{2-}
 - e) Fe^{3+} , Br^-
5.
 - a) Eine Elektrolyse ist eine endotherme Redoxreaktion, die durch Zufuhr von elektrischer Energie hervorgerufen wird.
 - b) +-Pol: $2\text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{e}^-$ --Pol: $\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$
 - c) Skizze siehe Heft
6. Oxidation: $\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^-$ Reduktion: $\text{S} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{S}^{2-}$ Redox: $\text{Mg} + \text{S} \rightarrow \text{MgS}$
7.
 - a) Aluminiumbromid
 - b) Al_2Br_3
 - d) $4\text{Al} + 3\text{Br}_2 \rightarrow 2\text{Al}_2\text{Br}_3$
 - e) (4) Al-Atome geben jeweils 3 Elektronen ab. (6) Br-Atome nehmen jeweils ein 1 Elektron auf
- 8) Redox: $2\text{Ag}_2\text{O} \rightarrow 4\text{Ag} + \text{O}_2$ Oxidation: $2\text{O}^{2-} \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{e}^-$ Reduktion: $4\text{Ag}^+ + 4\text{e}^- \rightarrow 4\text{Ag}$
Betrachtet man den Vorgang auf der **Teilchenebene**, so handelt sich um eine Redoxreaktion.
Betrachtet man den Vorgang aus der Sicht des **Stoffes** Silberoxid, so wird dieser reduziert.
- 9) Das Eisen reagiert mit dem Sauerstoff der Luft zu Eisenoxid. Es handelt sich dabei um eine Redoxreaktion.
- 10) Durch das Verschieben der einzelnen Schichten im Kristall um den Durchmesser eines Ions, liegen gleichgeladenen Ionen nebeneinander, so dass die Abstoßungskräfte überwiegen. Der Kristall zerbricht.
- 11) Die Anziehungskräfte sind umso größer, je höher die Ladung der Ionen ist. Deshalb schmelzen die Erdalkalimetalloxide bei höheren Temperaturen als die Alkalimetallhalogenide.
Die Anziehungskräfte sind umso größer, je geringer ihr Abstand ist. Deshalb nimmt die Schmelztemperatur in der Reihe NaI , NaBr , NaCl , NaF zu.