

Stoffe – Teilchen– Struktur – Eigenschaften (S. 441 – 443)

Zu den Aufgaben

A1 Ein permanenter Dipol weist ständig aufgrund seines Aufbaus (seiner Struktur) zwei getrennte Ladungsschwerpunkte mit einer positiven und einer negativen Teilladung (Partiellladung) auf. Ein temporärer Dipol weist kurzzeitig eine positive und eine negative Teilladung (Partiellladung) auf. Elektrostatische Anziehungskräfte können zwischen permanenten Dipolen, sie können zwischen temporären Dipolen, sie können auch zwischen permanenten und temporären Dipolen wirken. Die Anziehungskräfte zwischen temporären Dipolen bezeichnet man als London-Kräfte. Die London-Kräfte gehören zu den Van-der-Waals-Kräften.

Sind in einem Molekül Wasserstoff-Atome an ein Sauerstoff-, Stickstoff- oder Fluor-Atom gebunden, so tragen die Wasserstoff-Atome aufgrund der großen Elektronegativitätsdifferenz besonders große positive Teilladungen. Die Wasserstoff-Atome treten in Wechselwirkung mit den nicht bindenden Elektronenpaaren der Sauerstoff-, Stickstoff- bzw. Fluor-Atome anderer Moleküle.

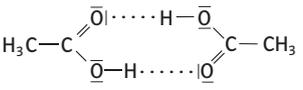
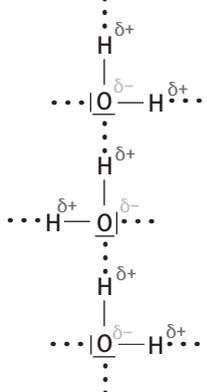
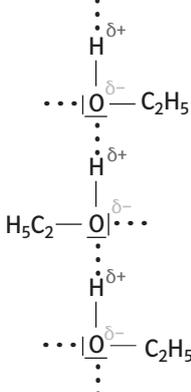
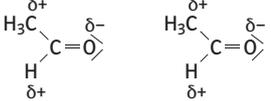
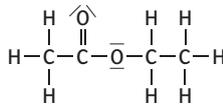
Die Ionen werden durch elektrostatische Kräfte, die Ionenbindung, zusammengehalten.

A2 Die Elektronegativität ermöglicht für jedes Paar von Atomen, das an einer Bindung beteiligt ist, eine Elektronegativitätsdifferenz (ΔEN) zu berechnen. Je größer diese Differenz ist, desto größer ist die Polarität der Atombindung. Ab einer Elektronegativitätsdifferenz $\Delta EN \approx 1,8$ liegt meist eine Ionenbindung vor, wenn diese Bindung aus einem Metall-Atom und einem Nichtmetall-Atom gebildet worden ist.

Verbindung	NaCl	MgCl ₂	AlCl ₃	SiCl ₄	PCl ₃	SCl ₂	Cl ₂
ΔEN	2,1	1,8	1,5	1,2	0,9	0,5	0
Bindungstyp	Ionenbindung	Ionenbindung	Feststoff: Bindung mit Ionencharakter; Schmelze/Dampf: Al ₂ Cl ₆ -Moleküle	Polare Elektronenpaarbindung			Unpolare Elektronenpaarbindung
	←		zunehmende Polarität der Bindung				→

Elektronegativitätsdifferenz und Bindungstypen am Beispiel der Chloride der 3. Periode

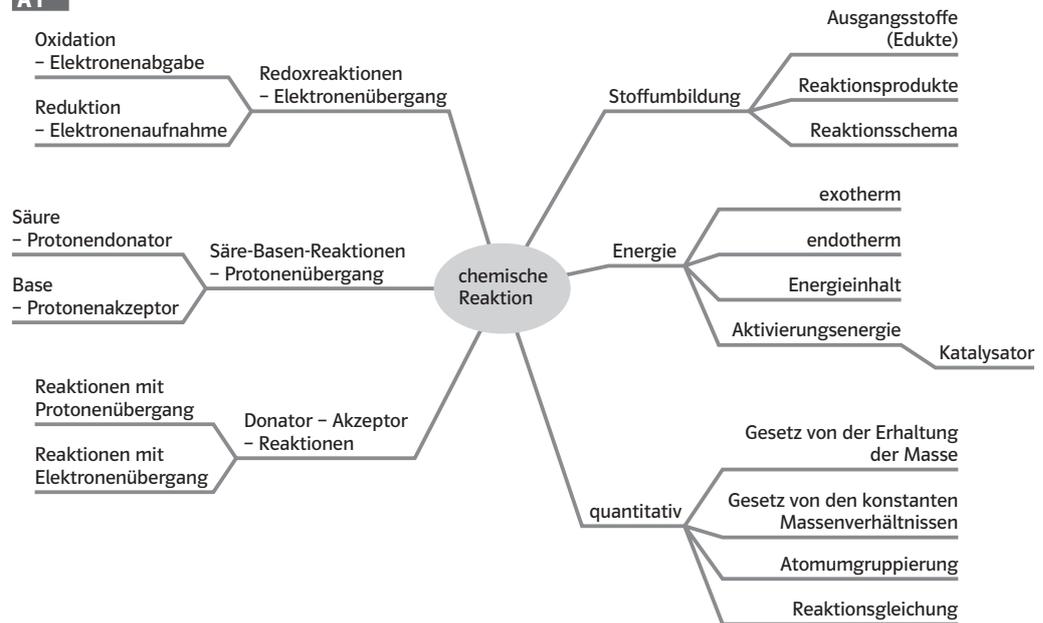
A3 Zunächst sucht man nach dem Bindungstyp und stellt bei Molekülverbindungen die Strukturformeln auf. Bei den Molekülverbindungen identifiziert man polare Bindungen und überlegt bei dem Vorliegen polarer Bindungen und der Betrachtung des Molekülaufbaus, ob permanente Dipole vorliegen. Liegen permanente Dipole vor, schaut man, ob Wasserstoffbrücken zwischen den Molekülen gebildet werden können. Weiterhin betrachtet man die Größe der Moleküle. Zwischen Molekülen treten auch London-Kräfte auf, die von der Größe der Moleküle bzw. der Größe der Kontaktfläche zwischen den Molekülen abhängen.

<p>Natriumchlorid ist eine Ionenverbindung. Zwischen den positiv geladenen Natrium-Ionen und den negativ geladenen Chlorid-Ionen herrschen starke Anziehungskräfte. Von den aufgeführten Stoffen hat Natriumchlorid die höchste Siedetemperatur. Siedetemperatur des Natriumchlorids: 1461 °C</p>	
<p>Die Essigsäure-Moleküle weisen die Carboxygruppe auf, diese weist eine polare C=O-Doppelbindung und eine polare O-H-Bindung auf. Zwei Essigsäure-Moleküle können deshalb durch zwei Wasserstoffbrücken untereinander verknüpft sein. Siedetemperatur der Essigsäure: 118 °C</p>	
<p>Zwischen den Wasser-Molekülen können sich starke Wasserstoffbrücken bilden. Siedetemperatur des Wassers: 100 °C</p>	
<p>Zwischen Ethanol-Molekülen wirken über die Hydroxygruppe Wasserstoffbrücken und über die Ethylgruppe London-Kräfte. Siedetemperatur des Ethanols: 78 °C</p>	
<p>Ethanal-Moleküle sind Dipole, zwischen ihnen treten Dipol-Dipol-Wechselwirkungen und London-Kräfte auf. Siedetemperatur Ethanal: 21 °C</p>	
<p>Die Ethansäureethylester-Moleküle sind Dipole. Zwischen den Molekülen wirken Dipol-Dipol-Kräfte und London-Kräfte. Die London-Kräfte sind aufgrund der größeren Ethylgruppe stärker als die London-Kräfte zwischen Ethanal-Molekülen. Siedetemperatur von Ethansäureethylester: 77 °C</p>	

Chemische Reaktion (S. 444 – 445)

Zu den Aufgaben

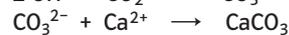
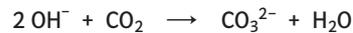
A1



A2



b) Kohlenstoffdioxid lässt sich mit Kalkwasser nachweisen:



Wasser lässt sich mit Wassertestpapier über eine Farbreaktion des Papiers mit Wasser oder mit wasserfreiem (weißem) Kupfer(II)-sulfat nachweisen:



c) $m(\text{Nonan}) = V(\text{Nonan}) \cdot \rho(\text{Nonan}) = 7000 \text{ ml} \cdot 0,72 \text{ g/ml} = 5040 \text{ g}$

$$n(\text{Nonan}) = \frac{m(\text{Nonan})}{M(\text{Nonan})} = \frac{5040 \text{ g}}{128 \text{ g/mol}} = 39,375 \text{ mol}$$

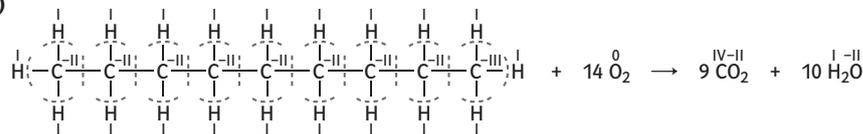
Laut Reaktionsgleichung a) gilt:

$$n(CO_2) = 9 \cdot n(\text{Nonan}) = 9 \cdot 39,375 \text{ mol} = 354,375 \text{ mol}$$

$$m(CO_2) = n(CO_2) \cdot M(CO_2) = 354,375 \text{ mol} \cdot 44 \text{ g/mol} = 15592,5 \text{ g}$$

Bei der vollständigen Verbrennung von 7 l Nonan entstehen 15592,5 g, also rund 15,6 kg Kohlenstoffdioxid.

d)

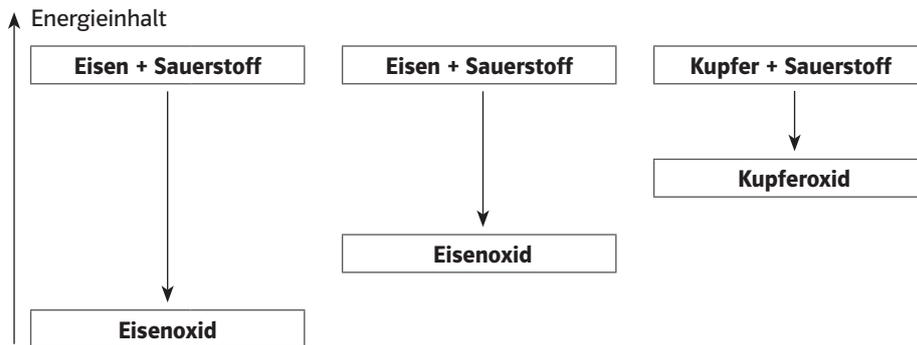


Die Oxidationszahl der Kohlenstoff-Atome steigt von -II bzw. -III auf IV, es liegt also eine Oxidation vor. Die Oxidationszahl der Sauerstoff-Atome sinkt von 0 auf -II. Es liegt also eine Reduktion vor. Oxidation und Reduktion laufen gekoppelt ab, es liegt damit eine Redoxreaktion vor.

Ursprünglich bezog sich der Oxidationsbegriff auf die Reaktion eines Stoffes mit Sauerstoff. Die Reduktion bezog sich auf die „Zurückführung“ eines Metalloxids zum Metall. Damit war eine Oxidation auch nicht unbedingt mit einer Reduktion verknüpft.

Die Oxidation als Elektronenabgabe und die Reduktion als Elektronenaufnahme sind nur auf der Ebene der Atome, Moleküle und Ionen, also der Teilchenebene, denkbar. Dabei stimmt die Anzahl der abgegebenen Elektronen mit der Anzahl der aufgenommenen Elektronen überein. Eine Oxidation ist immer mit einer Reduktion verknüpft. Es liegt damit immer eine Redoxreaktion vor.

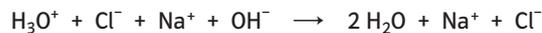
A3 Die Heftigkeit einer Reaktion ist ein Indiz für eine exotherme Reaktion und die Größe des Unterschiedes zwischen den Energieinhalten der Ausgangsstoffe und der Reaktionsprodukte.



A4 Die schrittweise Oxidation hat den Vorteil, dass diese in der Regel bei niedrigeren Aktivierungsenergien abläuft. Dazu ist die Teilnahme von Katalysatoren, hier: Biokatalysatoren (Enzyme), notwendig.

A5

1. Saure und alkalische Lösungen reagieren zu einem Salz, das häufig gelöst vorliegt, und Wasser.



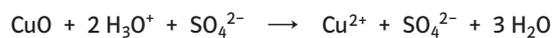
Es liegt eine Säure-Base-Reaktion vor, es erfolgt der Protonenübergang von Oxonium-Ionen auf Hydroxid-Ionen.

2. Ein (unedles) Metall reagiert mit einer sauren Lösung zu einem Salz, das häufig gelöst vorliegt, und Wasserstoff.



Es liegt eine Redoxreaktion vor. Magnesium-Atome geben Elektronen ab, diese werden von Oxonium-Ionen aufgenommen.

3. Ein Metalloxid reagiert mit einer sauren Lösung zu einem Salz und Wasser.



Es liegt eine Säure-Base-Reaktion vor, Protonen gehen von Oxonium-Ionen auf Oxid-Ionen über.

4. Metalle reagieren mit Nichtmetallen zu Salzen.



Es liegt eine Redoxreaktion vor. Die Metall-Atome geben Elektronen ab, diese werden von den Atomen des Nichtmetalls aufgenommen.