

Musterlösung Gk 11 Chemie

Training

Stoffe – von der Vielfalt zur Ordnung – PSE

1. a)

Metallbindung	Ionenbindung	Atombindung
Eisen ein silbernes glänzendes Metall mit guter elektrischer und Wärmeleitfähigkeit, Verformbarkeit	NaCl Ionenverbindung, typisches Salz, fest, spröde, nicht elektrisch leitend, gut wasserlöslich	HCl Molekülverbindung, Gas, niedrige Siedetemperatur

b) NaOH-Ionenverbindungen

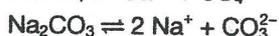
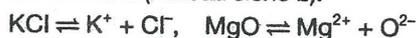
Bindung: Ionenbindung aus positiven Na^+ -Ionen und negativen OH^- -Ionen

Struktur: Gitter aus Na^+ und OH^- , die sich gegenseitig anziehen; Koordinationszahl 6

Eigenschaften:

- Fester kristalliner Stoff durch die Anordnung im Gitter
- Spröde, da beim Ausüben von Druck die Ionen in die gleichgeladene Umgebung gelangen und sich gegenseitig abstoßen
- Hohe Siede- und Schmelztemperatur, die beim Erwärmen die starken Anziehungskräfte zwischen den Ionen im Gitter gelöst werden müssen
- Keine elektrische Leitfähigkeit, da die Ionen an ihre Gitterplätze gebunden sind; in der Schmelze sind sie elektrisch leitfähig, da die Ionen die Gitterplätze verlassen haben
- Gut wasserlöslich: Die Dipol-Moleküle des Wassers dringen von den Rändern her ins Gitter ein und unterbinden die Anziehungskräfte zwischen den Ionen. Das Gitter zerfällt. Die frei beweglichen Ionen werden von Wasser-Molekülen umhüllt und bleiben daher in Lösung.
- In wässriger Lösung elektrisch leitfähig, da die hydratisierten Ionen als Ladungsträger vorhanden sind

c) Alle drei Verbindungen bestehen aus positiv und negativ geladenen Ionen, sind fest, spröde, nicht elektrisch leitend (Aufbau siehe b).



d) Aluminium – Metall

Bindung: Metallbindung aus positiven Metallionen und Elektronen als entgegengesetzt geladene Teilchen

Struktur: Metallgitter aus fest verankerten Metallionen und frei beweglichen Elektronen (Elektronengas)

Eigenschaften:

- Fester Stoff durch das Metallgitter aus Al^{3+} -Ionen und Elektronen – Bleche, Folien, Töpfe
- Metallischer Glanz durch Lichtbrechung an den Elektronen – Folien
- Elektrische Leitfähigkeit durch frei bewegliche Elektronen, die zum Plus-Pol wandern – Elektrokabel
- Wärmeleitfähigkeit durch frei bewegliche Elektronen, die aufgrund der Beweglichkeit mit den Metall-Ionen zusammenstoßen – Töpfe
- Verformbarkeit: die festen Metall-Ionen gelangen wieder in die gleiche Umgebung, die Elektronen können sich weiterhin frei bewegen – Folien

e) Elektrische Leitfähigkeit durch frei bewegliche Elektronen, die zum Plus-Pol (Kathode) wandern – durch Zufuhr von Elektronen treten aus der Kathode Elektronen aus.

f) Atombindung: He

unpolare Atombindung: $\text{N} \equiv \text{N}$, $\text{F} - \text{F}$

polare Atombindung: $\text{O} = \text{C} = \text{O}$, 

g) Im H_2S -Molekül liegt zwischen H-Atomen und S-Atom eine polare Atombindung vor – ein Dipol-Molekül wird gebildet. Zwischen den H_2S -Molekülen gibt es eine Dipol-Dipol-Anziehungskraft und VAN-DER-WAALS-Anziehungskräfte – das sind zwischenmolekulare Bindungen/Kräfte/WW

2. Metall: Aluminium Al (siehe 1d)

Ionenverbindung: Natriumchlorid NaCl

Bindung: Ionenbindung aus positiven Na^+ -Ionen und negativen Cl^- -Ionen

Struktur: Gitter aus Na^+ und Cl^- , die sich gegenseitig anziehen; Koordinationszahl 6

Eigenschaften – Verwendung

- Fester kristalliner Stoff durch die Anordnung im Gitter – Kochsalz
- Spröde, da beim Ausüben von Druck die Ionen in die gleichgeladene Umgebung gelangen und sich gegenseitig abstoßen
- Meist gut wasserlöslich: Die Dipol-Moleküle des Wassers dringen von den Rändern her ins Gitter ein und unterbinden die Anziehungskräfte zwischen den Ionen, das Gitter zerfällt. Die frei beweglichen Ionen werden von Wasser-Molekülen umhüllt und bleiben daher in Lösung – Salzlösung in der Küche.

Molekülverbindung: Kohlenstoffdioxid CO_2

Bindung: polare Atombindung, wobei das Sauerstoff-Atom aufgrund der höheren Elektronegativität die gemeinsamen Elektronenpaare zu sich zieht.

Struktur: linear aufgebautes Molekül nach dem EPA-Modell

o nicht klausurrelevant

Eigenschaften – Verwendung

- Gasförmig, da zwischen den Molekülen nur VAN-DEER-WAALS-Kräfte auftreten – Getränke
- Schlecht in Wasser löslich, da ein unpolares Molekül keine Wechselwirkung mit polarem Wasser eingeht – Getränke
- Nicht elektrisch leitfähig, da keine Ladungsträger vorhanden sind – Löschmittel
- Wirkt erstickend auf den Menschen, da es sich wegen der freien Elektronenpaare am Sauerstoff-Atom gut an das Hämoglobin bindet und die Sauerstoffaufnahme behindert
- Wirkt erstickend auf eine Flamme, da es schwerer als Luft ist und damit den Sauerstoff verdrängt

3. a)-c)

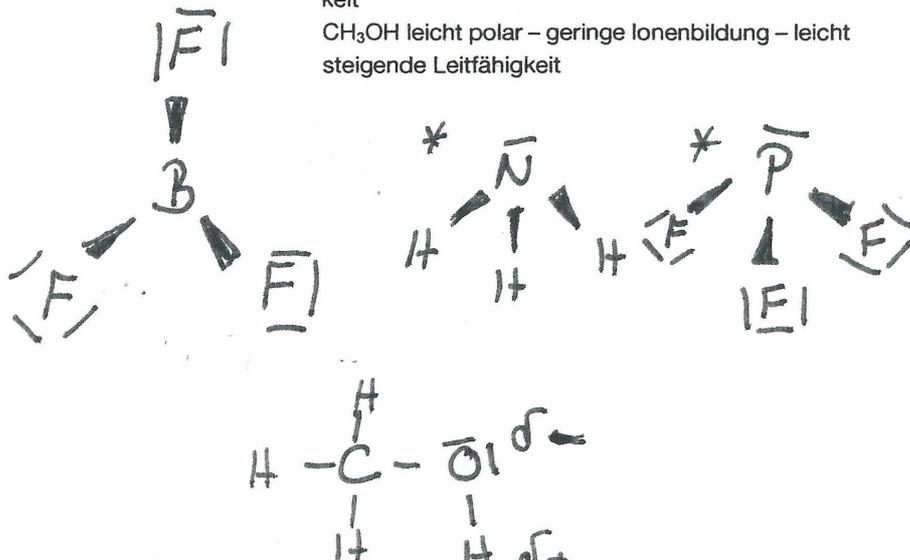
Stoff	LEWIS-Formel	Räumliche Anordnung	Polarität
CCl_4		regelmäßiges Tetraeder	kein Dipol, nicht in Wasser löslich
BF_3		regelmäßiges Dreieck <i>planar</i>	kein Dipol, nicht in Wasser löslich
PF_3		unregelmäßiges Tetraeder <i>Pyramidal</i>	Dipol; in Wasser gut löslich
HCl	H-Cl	linear	Dipol, in Wasser gut löslich
NH_3		unregelmäßiges Tetraeder	Dipol, in Wasser gut löslich

Kein Dipol! Symmetrisch!

d) HCl-Moleküle werden durch den Dipol Wasser in Ionen gespalten, die elektrisch leitfähig sind. Gegen Ende der Reaktion sind entweder keine HCl-Moleküle mehr vorhanden oder der Einfluss des Wassers reicht nicht mehr aus, so dass die Ionenbildung unterbleibt.

e) CCl_4 ist unpolar – daher keine Ionenbildung, wenn HCl eingeleitet wird – keine elektrische Leitfähigkeit

CH_3OH leicht polar – geringe Ionenbildung – leicht steigende Leitfähigkeit



4. a) Je weiter Hauptgruppenelemente im PSE links und unten stehen, desto leichter gehen sie in chemischen Verbindungen Elektronen ab und bilden positive Ionen.

Stehen Hauptgruppenelemente weit rechts und oben nehmen sie leichter Elektronen auf und bilden negative Ionen.

Bei chemischen Reaktionen zwischen ersteren und letzteren bilden sich Ionenbeziehungen und Ionengitter aus (salzartige Stoffen).

b) Elemente der 6. und 7. Hauptgruppe sind meist Nichtmetalle und bilden mit dem Nichtmetall Wasserstoff Moleküle.

c) Metalloxide bestehen aus Ionen – Ionenbindung – salzartige Stoffe.

Nichtmetalloxide bilden Moleküle – polare Atombindung – Molekülverbindungen.

d) Metalllegierungen, z. B. Messing – 2 verschiedene Metalle mit gleicher Struktur und Bindung Bindung: Metallbindung aus positiven Metallionen und Elektronen als entgegengesetzt geladene Teilchen

Struktur: Metallgitter aus fest verankerten Metallionen und frei beweglichen Elektronen (Elektronengas)

Eigenschaften:

- Fester Stoff durch das Metallgitter aus Ionen und Elektronen
- Metallischer Glanz durch Lichtbrechung an den Elektronen
- Elektrische Leitfähigkeit durch frei bewegliche Elektronen, die zum Plus-Pol wandern
- Wärmeleitfähigkeit durch frei bewegliche Elektronen, die aufgrund der Beweglichkeit mit den Metall-Ionen zusammenstoßen
- Verformbarkeit: Die festen Metall-Ionen gelangen wieder in die gleiche Umgebung, die Elektronen können sich weiterhin frei bewegen

5. a) $Na + H_2O \rightarrow NaOH + H_2$; Redoxreaktion

$K + H_2O \rightarrow KOH + H_2$; Redoxreaktion

$Ca + 2 H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2$; Redoxreaktion

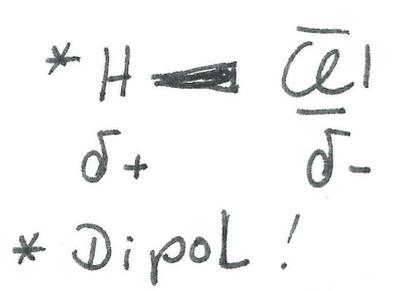
$Mg + 2 H_2O \rightarrow Mg(OH)_2 + H_2$; Redoxreaktion

b) Na und K – 1. Hauptgruppe – Metalle

Metallcharakter nimmt von oben nach unten zu – Elektronegativität nimmt zu \Rightarrow heftigere Reaktion mit Dipol Wasser

c) Erdalkalimetalle – 2. Hauptgruppe, Metallcharakter nimmt von links nach rechts ab – Elektronegativität nimmt ab \Rightarrow weniger heftigere Reaktion mit Dipol Wasser

0 nicht klausur-relevant



Musterlösung GK 11 Chemie

Training

Stoffe – von der Vielfalt zur Ordnung – PSE

- d) Alles Hydroxide – bestehen aus Ionen (Metallion + OH⁻-Ion), Ionengitter, salzartige Stoffe
- e) Nachweis mit Indikator – OH⁻-Ionen bewirken basische Reaktion
6. a) Richtig, Metalle haben wenige Valenzelektronen, könne leicht abgegeben werden.
- b) Richtig, salzartige Stoffe sind aus Ionen mit Ionengitter aufgebaut, da sie aus Metallen und Nichtmetallen bestehen.
- c) Richtig, das Wasser bildet beim Lösen mit den Ionen des Gitters hydratisierte Ionen – Ladungsträger.
- d) *dl >* Falsch, hohe Anziehungskräfte im Gitter müssen mit hohen Temperaturen überwunden werden.
- e) *f* Falsch, Wasser ist flüssig.
- f) *g* Richtig, löslich durch die Dipol-Dipol-Anziehung zum Wasser.
- g) *h* Richtig, sie besitzen eine 8er Schale ⇒ keine Molekülbildung.
- h) *i* Falsch, Iod ist fest.
- i) *k* ~~Richtig~~, frei bewegliche Elektronen sind Ladungsträger.
- j) *l* Falsch, F₂ und Cl₂ sind bereits gasförmig, Br₂ ist bereits flüssig.

d) richtig, freie Ionen = Ladungsträger können Strom leiten

k) Außer Metallen gibt es noch andere Leiter z.B. Salzlösung

7. a)

	CH ₄	NH ₃	H ₂ O	HF
M (g · mol ⁻¹)	16	17	18	20
Sdt (°C)	-161,4	-33	100	19
	H ₂ O	H ₂ S	H ₂ Se	H ₂ Te
M (g · mol ⁻¹)	18	24	81	130
Sdt (°C)	100	-60	-41	-2

Mit steigender molarer Masse werden die VAN-
DER-WAALS-Kräfte größer, daher wird mehr
Energie zum Überwinden der Anziehungskräfte
benötigt ⇒ es steigt die Siedetemperatur.

Ausnahme Wasser: Dort wirken zusätzlich die
sehr starken Wasserstoffbrückenbindungen als
zwischenmolekulare Anziehungskräfte ⇒ es steigt
die Siedetemperatur wesentlich mehr als die mo-
lare Masse.

b) Die Wasserlöslichkeit steigt mit zunehmender Po-
larität der polaren Atombindung in Abhängigkeit
vom Dipolcharakter.

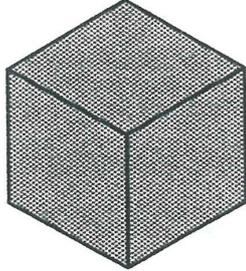
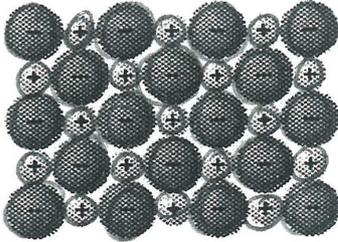
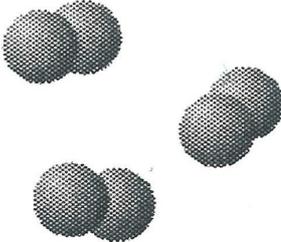
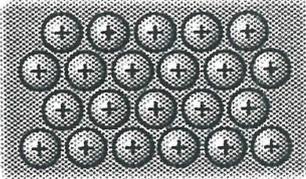
CH₄ und H₂Te – kein Dipol – nicht wasserlöslich;
alle anderen Verbindungen sind Dipole und daher
in Wasser löslich. Die Löslichkeit steigt von NH₃
bis HF, sie fällt von H₂S bis H₂Se, so wie sich die
Elektronegativität verhält.

c) polar löst polar
unpolar löst unpolar

Ergänzung zu ①

Bindungsarten und Stoffeigenschaften im Vergleich

Füllen Sie die freien Felder aus.

Bindungsart	Ionenbindung	Elektronenpaarbindung	Metallbindung
Beispiel	 Steinsalzkristall	 Brom	 Silberkristall
Art der Teilchen	 Kationen und Anionen	 Moleküle	 Metallionen und frei bewegliche Elektronen
Bindungskräfte zwischen den Teilchen	elektrische Anziehungskräfte zwischen den positiv und negativ geladenen Ionen	elektrische Anziehungskräfte zwischen den Atomen (gemeinsame Elektronenpaare)	elektrische Anziehungskräfte zwischen den Metallionen und den freien Elektronen
Schmelz- und Siedetemperaturen	meist sehr hoch; fast alle Ionenverbindungen sind bei Raumtemperatur fest	meist niedrig; viele Molekülverbindungen sind bei Raumtemperatur gasförmig oder flüssig	meist hoch; fast alle Metalle sind bei Raumtemperatur fest
Löslichkeit	oft gut löslich in Wasser, aber unlösliche in organischen Lösemitteln	meist unlöslich in Wasser, aber gut löslich in organischen Lösemitteln	unlöslich in organischen Lösungsmitteln und Wasser
Verformbarkeit	nicht verformbar, sondern hart und spröde	unterschiedlich	meist gut verformbar
elektrische Leitfähigkeit	leiten als Schmelze und als wässrige Lösungen; werden durch Gleichstrom zersetzt (Elektrolyse); feste Ionenverbindungen sind Nichtleiter	Nichtleiter	gute elektrische Leiter