

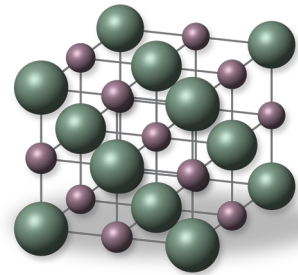
Chemiearbeit Klasse 10

Thema: Chemische Bindung, Elektronegativität, Dissoziation

Name: _____ Datum: _____

Punkte: _____ / 44 Note: _____

Unterschrift: _____



Viel Erfolg!

Hilfsmittel: Periodensystem der Elemente. Elektronegativitätswerte (nach Pauling):

H	C	N	O	F	Na	Mg	Al	S	Cl	K	Ca	Br	I
2,2	2,6	3,0	3,4	4,0	0,9	1,3	1,6	2,6	3,2	0,8	1,0	3,0	2,7

Faustregel für die Elektronegativitätsdifferenz einer Bindung: $\Delta EN \leq 0,4$ unpolar;
 $0,4 < \Delta EN \leq 1,7$ polar; $\Delta EN > 1,7$ Ionenbindung (Übergänge fließend).

1 Bindungsarten

- a) Ergänze die Tabelle zu den vier Bindungsarten. Nenne in der letzten Spalte jeweils einen Stoff als Beispiel (Formel oder Name).

Bindungsart	Bindungs-partner	Zusammenhalt der Teilchen durch ...	ΔEN	Beispiel
Ionen-bindung				
polare Elektronen-paarbindung				
unpolare Elektronen-paarbindung				
Metall-bindung				

- b) Erkläre den Begriff Dipolmolekül. Zeichne dazu die Lewis-Formel eines Beispiels und kennzeichne die Partialladungen.

2

Dissoziation

Beim Lösen in Wasser zerfallen Salze, Säuren und Hydroxide in frei bewegliche Ionen. Formuliere jeweils die Dissoziationsgleichung.

Achtung: Einer der Stoffe ist in Wasser schwer löslich. Kennzeichne ihn und gib an, was das für die Gleichung bedeutet.

- a) Calciumchlorid CaCl_2 _____
- b) Chlorwasserstoff HCl _____
- c) Magnesiumnitrat $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ _____
- d) Natriumphosphat Na_3PO_4 _____
- e) Kaliumhydroxid KOH _____
- f) Calciumcarbonat CaCO_3 _____

____ / 6

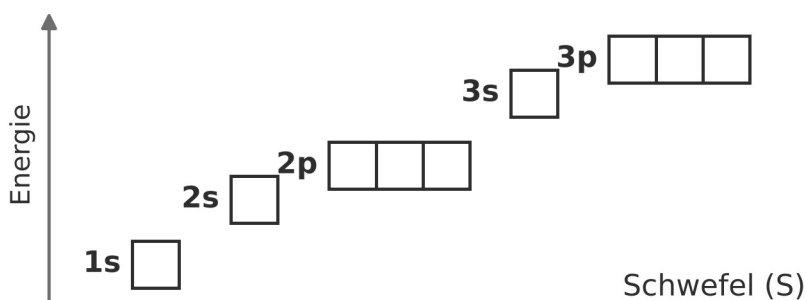
3

Elektronenkonfiguration

Schwefel (S) hat die Ordnungszahl 16.

- a) Gib die Elektronenkonfiguration des Schwefelatoms in der Schreibweise mit Orbitalen an.

- b) Trage die Elektronen des Schwefelatoms als Pfeile in das Kästchenschema ein.



- c) Nenne und erkläre die drei Regeln, nach denen die Orbitale mit Elektronen besetzt werden.

- d) Ein Element besitzt auf der äußersten Schale die Elektronenkonfiguration $4s^2 4p^3$. Seine Atommasse beträgt 74,9 u. Gib an und begründe kurz:

Name und Symbol: _____

Hauptgruppe und Periode: _____

Protonen und Elektronen: _____

Neutronen im Atomkern: _____

____ / 10

4

Das Wassermolekül

Wasserstoff verbrennt mit Sauerstoff zu Wasser.

- a) Formuliere die Reaktionsgleichung mit Lewis-Formeln (Valenzstrichformeln).

- b) Beschreibe den räumlichen Bau des Wassermoleküls und begründe ihn mit dem Elektronenpaarabstoßungsmodell (EPA-Modell). Du kannst eine Skizze zeichnen.

- c) Im Methanmolekül (CH_4) beträgt der Bindungswinkel $109,5^\circ$, im Wassermolekül nur $104,5^\circ$. Erkläre den Unterschied.

- d) Kohlenstoffdioxid (CO_2) sublimiert bereits bei $-78\text{ }^\circ\text{C}$, Wasser siedet erst bei $100\text{ }^\circ\text{C}$, obwohl ein CO_2 -Molekül mehr als doppelt so schwer ist wie ein H_2O -Molekül. Zeichne die Lewis-Formel von CO_2 mit Partialladungen und erkläre den Unterschied.

Lewis-Formel von CO_2

___ / 11

5 Löslichkeit

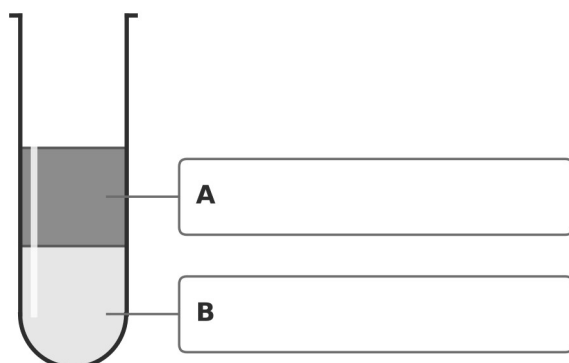
Heptan (C_7H_{16}) ist ein Bestandteil von Benzin. In vier Reagenzgläsern wird jeweils eine kleine Portion Iod (I_2) bzw. Natriumchlorid (NaCl) mit Wasser bzw. mit Heptan geschüttelt.

- a) Sage voraus, ob sich der Stoff gut oder kaum löst. Trage „gut“ oder „kaum“ ein.

Stoff	in Wasser	in Heptan
Iod (I_2)		
Natriumchlorid (NaCl)		

- b) Begründe deine Vorhersage mithilfe der Elektronegativität.

- c) Eine bräunliche Lösung von Iod in Wasser wird mit Heptan (Dichte $0,68\text{ g/cm}^3$) überschichtet und kräftig geschüttelt. Nach kurzer Zeit bilden sich zwei Schichten: Die obere ist violett, die untere fast farblos. Beschrifte die Schichten A und B und erkläre die Beobachtungen.



___ / 7

Lösung: Chemiewerkarbeit Klasse 10

Insgesamt sind 44 Punkte erreichbar, halbe Punkte sind möglich.

Note 1	Note 2	Note 3	Note 4	Note 5	Note 6
44–40 P.	39,5–35,5 P.	35–29 P.	28,5–22 P.	21,5–13,5 P.	13–0 P.

1 Bindungsarten

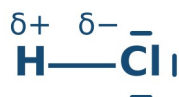
- a) Ergänze die Tabelle zu den vier Bindungsarten. Nenne in der letzten Spalte jeweils einen Stoff als Beispiel (Formel oder Name). **(8 P.)**
je richtig ausgefülltes Feld 0,5 P.

Bindungsart	Bindungs-partner	Zusammenhalt der Teilchen durch ...	ΔEN	Beispiel
Ionen-bindung	Metall und Nichtmetall	elektrostatische Anziehung zwischen Kationen und Anionen im Ionengitter	$> 1,7$	NaCl, MgO
polare Elektronen-paarbindung	verschiedene Nichtmetall-atome	gemeinsame bindende Elektronenpaare, zum elektronegativeren Atom verschoben	0,4 bis 1,7	HCl, H ₂ O
unpolare Elektronen-paarbindung	gleiche Nichtmetall-atome (EN gleich oder fast gleich)	gemeinsame bindende Elektronenpaare, gleichmäßig verteilt	$\leq 0,4$	Cl ₂ , CH ₄
Metall-bindung	Metallatome	positive Atomrümpfe im frei beweglichen Elektronengas	0 bzw. klein (beide EN niedrig)	Cu, Messing

- b) Erkläre den Begriff Dipolmolekül. Zeichne dazu die Lewis-Formel eines Beispiels und kennzeichne die Partialladungen. **(2 P.)**

Ein Dipolmolekül besitzt polare Bindungen, und die Schwerpunkte der positiven und negativen Partialladungen fallen nicht zusammen. Das Molekül hat dadurch einen positiven und einen negativen Pol.

Beispiel: Chlorwasserstoff, $\Delta EN(H-Cl) = 3,2 - 2,2 = 1,0$; Cl ist elektronegativer und trägt δ^- .



2 Dissoziation

Beim Lösen in Wasser zerfallen Salze, Säuren und Hydroxide in frei bewegliche Ionen. Formuliere jeweils die Dissoziationsgleichung.

Achtung: Einer der Stoffe ist in Wasser schwer löslich. Kennzeichne ihn und gib an, was das für die Gleichung bedeutet.

je Gleichung 1 P. (Formeln, Ionenladungen und Koeffizienten)

- a) Calciumchlorid CaCl_2 $\text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2 \text{Cl}^-$
- b) Chlorwasserstoff HCl $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ (auch: $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$)
- c) Magnesiumnitrat $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2 \text{NO}_3^-$
- d) Natriumphosphat Na_3PO_4 $\text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow 3 \text{Na}^+ + \text{PO}_4^{3-}$
- e) Kaliumhydroxid KOH $\text{KOH} \rightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^-$
- f) Calciumcarbonat CaCO_3 schwer löslich: $\text{CaCO}_3 \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-}$

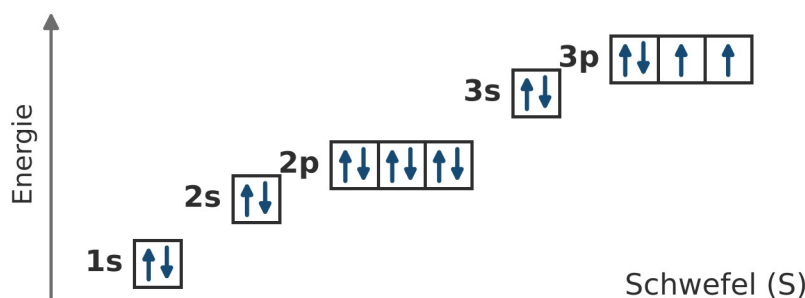
zu f): Calciumcarbonat (Kalk) löst sich nur in winzigen Mengen. Fast alle Ionen bleiben im Ionengitter; das Gleichgewicht liegt weit auf der linken Seite (Doppelpfeil).

6 / 6

3 Elektronenkonfiguration

Schwefel (S) hat die Ordnungszahl 16.

- a) Gib die Elektronenkonfiguration des Schwefelatoms in der Schreibweise mit Orbitalen an. (1 P.)
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$**
- b) Trage die Elektronen des Schwefelatoms als Pfeile in das Kästchenschema ein. (2 P.)



- c) Nenne und erläutere die drei Regeln, nach denen die Orbitale mit Elektronen besetzt werden. (3 P.)

je Regel 1 P.:

- Energieprinzip (Aufbauprinzip): Die Orbitale werden in der Reihenfolge steigender Energie besetzt ($1s, 2s, 2p, 3s, 3p, \dots$).
- Pauli-Prinzip: Ein Orbital enthält höchstens zwei Elektronen, und diese haben entgegengesetzten Spin ($\uparrow \downarrow$).
- Hundsche Regel: Energiegleiche Orbitale (z. B. die drei p-Orbitale) werden zuerst einfach mit Elektronen gleichen Spins besetzt, erst dann doppelt.

- d) Ein Element besitzt auf der äußersten Schale die Elektronenkonfiguration $4s^2 4p^3$. Seine Atommasse beträgt 74,9 u. Gib an und begründe kurz: **(4 P.)**

Name und Symbol: Arsen, As

Hauptgruppe und Periode: V. Hauptgruppe (5 Außenelektronen), 4. Periode (äußerste Schale $n = 4$)

Protonen und Elektronen: je 33 (Ordnungszahl 33)

Neutronen im Atomkern: Massenzahl (gerundet) 75, also $75 - 33 = 42$ Neutronen

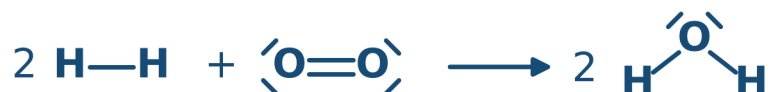
je Zeile 1 P.

10 / 10

4 Das Wassermolekül

Wasserstoff verbrennt mit Sauerstoff zu Wasser.

- a) Formuliere die Reaktionsgleichung mit Lewis-Formeln (Valenzstrichformeln). **(3 P.)**



1 P. für richtige Lewis-Formeln der Edukte, 1 P. für die Lewis-Formel von Wasser, 1 P. für die Koeffizienten

- b) Beschreibe den räumlichen Bau des Wassermoleküls und begründe ihn mit dem Elektronenpaarabstoßungsmodell (EPA-Modell). Du kannst eine Skizze zeichnen. **(3 P.)**



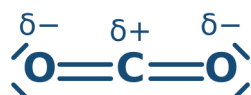
Um das Sauerstoffatom liegen vier Elektronenpaare: zwei bindende und zwei freie. Sie stoßen sich ab und ordnen sich mit möglichst großem Abstand, also tetraedisch, an. Betrachtet man nur die Atome, ist das Molekül gewinkelt (Bindungswinkel etwa $104,5^\circ$).

- c) Im Methanmolekül (CH_4) beträgt der Bindungswinkel $109,5^\circ$, im Wassermolekül nur $104,5^\circ$. Erkläre den Unterschied. **(2 P.)**

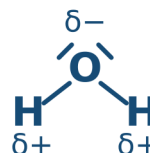
Im CH_4 gibt es vier bindende Elektronenpaare; sie bilden einen regelmäßigen Tetraeder ($109,5^\circ$).

Freie Elektronenpaare werden nur von einem Atomkern angezogen und beanspruchen mehr Raum. Die zwei freien Paare im H_2O drücken die bindenden Paare enger zusammen.

- d) Kohlenstoffdioxid (CO_2) sublimiert bereits bei -78°C , Wasser siedet erst bei 100°C , obwohl ein CO_2 -Molekül mehr als doppelt so schwer ist wie ein H_2O -Molekül. Zeichne die Lewis-Formel von CO_2 mit Partialladungen und erkläre den Unterschied. **(3 P.)**



linear: kein Dipolmolekül



gewinkelt: Dipolmolekül

Beide Moleküle enthalten polare Bindungen ($\Delta EN(C-O) = 0,8$; $\Delta EN(O-H) = 1,2$). CO_2 ist linear gebaut: Die Schwerpunkte der Partialladungen fallen zusammen, das Molekül ist kein Dipol. Zwischen den Molekülen wirken nur schwache Van-der-Waals-Kräfte.

H_2O ist gewinkelt und ein Dipolmolekül. Zwischen den Molekülen wirken starke Kräfte (Dipol-Dipol-Kräfte bzw. Wasserstoffbrücken), zu deren Überwindung viel mehr Energie nötig ist.

1 P. Lewis-Formel mit Partialladungen, 1 P. Bau/Dipol, 1 P. zwischenmolekulare Kräfte

11 / 11

5 Löslichkeit

Heptan (C_7H_{16}) ist ein Bestandteil von Benzin. In vier Reagenzgläsern wird jeweils eine kleine Portion Iod (I_2) bzw. Natriumchlorid ($NaCl$) mit Wasser bzw. mit Heptan geschüttelt.

- a) Sage voraus, ob sich der Stoff gut oder kaum löst. Trage „gut“ oder „kaum“ ein. **(2 P.)**

je Feld 0,5 P.

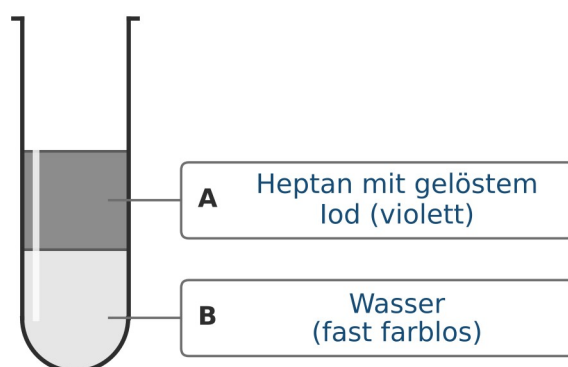
Stoff	in Wasser	in Heptan
Iod (I_2)	kaum	gut
Natriumchlorid ($NaCl$)	gut	kaum

- b) Begründe deine Vorhersage mithilfe der Elektronegativität. **(2 P.)**

Iod ($\Delta EN = 0$) und Heptan ($\Delta EN(C-C) = 0$, $\Delta EN(C-H) = 0,4$) sind unpolar; Wasser ist ein Dipol ($\Delta EN(O-H) = 1,2$, gewinkelt). „Ähnliches löst sich in Ähnlichem“: Iod löst sich gut im unpolaren Heptan.

$NaCl$ ist eine Ionenverbindung ($\Delta EN = 3,2 - 0,9 = 2,3$). Die Wasser-Dipole umhüllen die Ionen (Hydratation) und lösen sie aus dem Gitter; das unpolare Heptan kann das nicht.

- c) Eine bräunliche Lösung von Iod in Wasser wird mit Heptan (Dichte $0,68 \text{ g/cm}^3$) überschichtet und kräftig geschüttelt. Nach kurzer Zeit bilden sich zwei Schichten: Die obere ist violett, die untere fast farblos. Beschrifte die Schichten A und B und erkläre die Beobachtungen. **(3 P.)**



Heptan (unpolar) und Wasser (polar) mischen sich nicht: zwei Phasen. Heptan hat die geringere Dichte und bildet die obere Schicht.

Das unpolare Iod löst sich in Heptan viel besser als in Wasser und geht beim Schütteln fast ganz in die Heptanschicht über (Extraktion); das Wasser wird fast farblos.

1 P. Beschriftung, 1 P. zwei Phasen/Dichte, 1 P. Übergang des Iods