

Atome und Moleküle

- a) *Erkläre, was man unter einem Atom versteht.*
- b) *Erläutere, was man unter einem Molekül versteht.*
- c) Sauerstoff und Kohlenstoffdioxid bestehen aus Molekülen.

Zeichne jeweils Teilchenmodelle.

KK3.3

Salze und molekulare Verbindungen

Wasser (H₂O) ist eine Verbindung zweier Nichtmetalle; Silbersulfid (Ag₂S) ist eine Verbindung eines Metalls mit einem Nichtmetall.

Zeichne Teilchenmodelle beider Verbindungen und vergleiche diese.



Silbersulfid

KK5.3

Molare Masse von Verbindungen

(zu lösen mit dem PSE)

Berechne die molare Masse der folgenden Verbindungen.

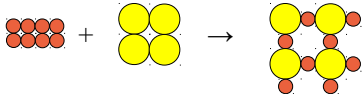
Verbindung	Formel	M in g/mol
Wasser		
Magnesiumoxid	MgO	
Kupfersulfid	Cu ₂ S	
Kohlenstoffdioxid		



KK5.13

Massenberechnung

Betrachte die Reaktion $2\text{Cu} + \text{S} \rightarrow \text{Cu}_2\text{S}$



Für ein Experiment sollen 3 g Schwefel mit Kupferpulver vollständig umgesetzt werden. *Berechne die Masse des bei der Reaktion benötigten Kupferpulvers.*

[Tipp: Immer über die Stoffmenge gehen!]

1. $n(\text{S})$ 2. $n(\text{Cu})$ 3. $m(\text{Cu})$

KK5.17

Aufbau der Atome (mit dem PSE zu lösen)

Gib die Anzahl der Protonen, Neutronen und Elektronen für elektrisch neutrale Atome der folgenden Elemente an:

Element | Anzahl p⁺ | Anzahl n | Anzahl e⁻

Be
C
Na
Al
Cs

KK5.37

a) Ein Atom ist der kleinste, mit chemischen Mitteln nicht weiter zerlegbare, Bestandteil eines Elements. [Im Teilchenmodell werden Atome als Kugeln dargestellt.]

b) Ein Molekül ist Teilchen, das aus mehreren Atomen besteht.

c) Ein Sauerstoffmolekül (später O₂) besteht aus zwei Sauerstoffatomen:



Ein Kohlenstoffdioxidmolekül (später CO₂) besteht aus einem Kohlenstoffatom, an das zwei Sauerstoffatome gebunden sind:



S. 133

Wasser (Verbindung zweier Nichtmetalle) ist eine molekulare Verbindung



Silbersulfid (Metall-Nichtmetall) ist ein Salz.



Vergleich: Beiden Verbindungen gemeinsam ist das Atomzahlverhältnis 2:1. Unterschied: Wasser besteht aus eigenständigen H₂O-Molekülen; Silbersulfid bildet einen Kristall aus Atomen.

S. 164

Verbindung	Formel	M in g/mol
Wasser	H ₂ O	18
Magnesiumoxid	MgO	40,3
Kupfersulfid	Cu ₂ S	159,2
Kohlenstoffdioxid	CO ₂	44

[Bild vorne: 18 g Wasser, 32 g Schwefel, 63,5 g Kupfer. Alle drei Stoffportionen besitzen die Stoffmenge 1 mol.]

S. 171

1. gegeben: $m(\text{S}) = 3\text{ g}$; $M(\text{S}) = 32,1\text{ g/mol}$

$$n(\text{S}) = \frac{m(\text{S})}{M(\text{S})} = \frac{3\text{ g}}{32,1\text{ g/mol}} = 0,0935\text{ mol}$$

2. Stoffmengenverhältnis (Vorfaktoren): 2:1:1.

$$\frac{n(\text{Cu})}{n(\text{S})} = \frac{2}{1} \Leftrightarrow n(\text{Cu}) = 2 \cdot 0,0935\text{ mol} = 0,187\text{ mol}$$

3. geg.: $n(\text{Cu}) = 0,187\text{ mol}$; $M(\text{Cu}) = 63,5\text{ g/mol}$
 $m(\text{Cu}) = M \cdot n = 63,5\text{ g/mol} \cdot 0,187\text{ mol} = 11,9\text{ g}$

3 g Schwefel reagieren vollständig mit 11,9 g Kupfer [zu 14,9 g Kupfersulfid].

S. 171

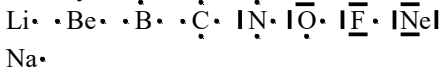
Element	Anzahl p ⁺	Anzahl n	Anzahl e ⁻
Be	4	5	4
C	6	6	6
Na	11	12	11
Al	13	14	13
Cs	55	78	55

S. 194

Atomdarstellung mit Außenelektronen

(zu lösen mit dem PSE)

Die Zahl der Außenelektronen bestimmt das chemische Verhalten der Atome. Daher kürzt man die Darstellung im Schalenmodell durch Angabe des Atomsymbols mit Außenelektronen ab:



Gib Symbole mit Valenzelektronen an für

K, Rb, Cs, Cl, Br, I, Al und Ca. KK5.43

Verhältnisformeln für Salze ...

... ermittelt man durch 1. Aufschreiben der Ionenladungen 2. Ausgleichen der Ladungen. Beispiel: Aluminiumoxid.

1. Al^{3+} , O^{2-} 2. $Al^{3+}, Al^{3+}, O^{2-}, O^{2-}, O^{2-}$
3. Verhältnisformel Al_2O_3 .

Ermittle für folgende Salze die Verhältnisformel.

- a) Kaliumchlorid b) Magnesiumfluorid
c) Lithiumoxid d) Calciumsulfid
e) Aluminiumsulfid

KK6.6

Ionengitter

Betrachte die Salze Natriumchlorid ($NaCl$) und Calciumchlorid ($CaCl_2$).

a) Zeichne die Ionengitter beider Salze.

b) Erkläre am Beispiel dieser Stoffe, was man unter einer **Ionенbindung** versteht.



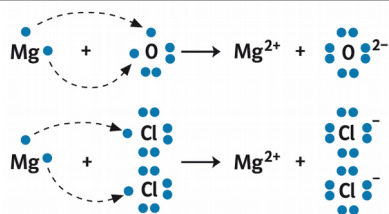
Natriumchlorid



Calciumchlorid

KK6.7

Redoxreaktion als Elektronenübertragung



Vergleiche beide Reaktionen. Erläutere, inwiefern man auch bei der unteren Reaktion von einer Redoxreaktion sprechen kann. KK6.15

Redoxreaktionen in Lösung

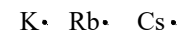
Gibt man einen Eisennagel in eine Lösung, die Cu^{2+} -Ionen enthält (z. B. Kupfersulfat), so setzt sich auf dem Nagel elementares Kupfer ab. In der Lösung sind anschließend Fe^{2+} -Ionen nachweisbar.



Erkläre, welche Vorgänge auf atomarer Ebene ablaufen. Gib die Redoxgleichungen an. KK6.17

KK6.17

Die Anzahl der Valenzelektronen kann direkt an der Hauptgruppennummer abgelesen werden. Erste Hauptgruppe, ein Valenzelektron!



Siebte Hauptgruppe, sieben Valenzelektronen!



Dritte Hauptgruppe, drei Valenzelektronen, ...

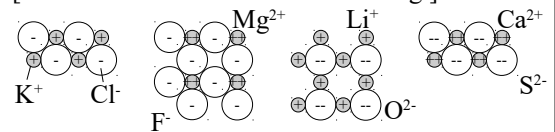


... und zwei Valenzelektronen, für die zweite Hauptgruppe. $\cdot Ca \cdot$

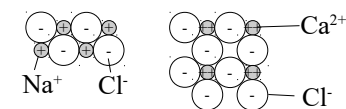
S. 202

- a) 1. K^+ , Cl^- 2. (nicht nötig) 3. **KCl**
b) 1. Mg^{2+} , F^- 2. Mg^{2+} , F^- , F^- 3. **MgF₂**
c) 1. Li^+ , O^{2-} 2. Li^+ , Li^+ , O^{2-} 3. **Li₂O**
d) 1. Ca^{2+} , S^{2-} 2. (nicht nötig) 3. **CaS**
e) 1. Al^{3+} , S^{2-} 2. $Al^{3+}, Al^{3+}, S^{2-}, S^{2-}, S^{2-}$ 3. **Al₂S₃**

[Salzstrukturen zur Veranschaulichung:]



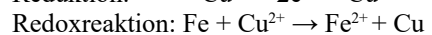
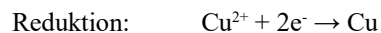
Al_2S_3 ist nicht zweidimensional darstellbar. S. 213



[Hinweis: Kationen sind meist kleiner als Anionen, da Kationen Elektronen abgegeben und Anionen diese aufgenommen haben.]

b) Die negativ geladenen Cl^- -Ionen werden von den positiv geladenen Na^+ - bzw. Ca^{2+} -Ionen angezogen. Die auf dieser elektrostatischen Anziehung beruhende Bindung heißt Ionenbindung. S. 214

Die Reaktion von Magnesium mit Sauerstoff heißt seit der Klasse 7 Oxidation. Dabei gibt ein zunächst ungeladenes Magnesiumatom seine Valenzelektronen ab und wird dabei zum Mg^{2+} -Ion. Gleiches geschieht bei der Reaktion mit Chlor. Um den Redoxbegriff auf alle Elektronenübertragungsreaktionen zu verallgemeinern, definiert man: **Elektronenabgabe-Oxidation, Elektronenaufnahme-Reduktion**. Das Mg-Atom gibt Elektronen ab und wird oxidiert. Das Cl-Atom nimmt Elektronen auf. Es wird reduziert. S. 229



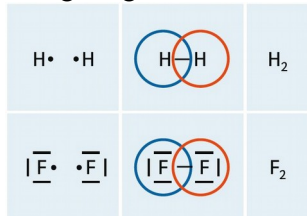
Jedes Eisenatom gibt zwei Elektronen ab und wird dadurch zum Fe^{2+} -Ion oxidiert.

Jedes Cu^{2+} -Ion wird durch Aufnahme zweier Elektronen zum ungeladenen Kupferatom reduziert.

Die Eisenatome werden oxidiert und sind Reduktionsmittel. Die Cu^{2+} -Ionen werden reduziert und sind Oxidationsmittel.

S. 231

Edelgasregel



a) Erläutere am Beispiel der abgebildeten Moleküle die Edelgasregel für Moleküle.

b) Benenne die Elektronenpaare im Fluormolekül.

KK7.3

Edelgasregel für binäre Verbindungen

Ermittle Strukturformeln folgender Moleküle unter Verwendung der Edelgasregel:

a) Ammoniak NH_3

b) Stickstoff N_2

c) Kohlenstoffdioxid und

d) Molekül einer Verbindung aus einem Kohlenstoff- und mehreren Chloratomen.

KK7.5

Elektronenpaarabstoßungsmodell

Zeichne die Strukturformeln der folgenden Moleküle. Beschreibe die Struktur von a, b. Gib für c-e Bindungswinkel an.

a) CF_4 (Tetrafluormethan)

b) H_2S (Schwefelwasserstoff)

c) C_2H_6 (Ethan)

d) C_2H_4 (Ethen)

e) C_2H_2 (Ethin)

KK7.9

Polare Elektronenpaarbindung

Betrachte Bindungen zwischen folgenden Atomen: N/H, C/H, F/H, F/F, O/H.

Ordne die Elektronenpaarbindungen nach steigender Polarität. Zeichne gegebenenfalls Teilladungen ein.

KK7.12

Polare Elektronenpaarbindung

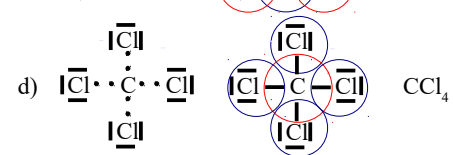
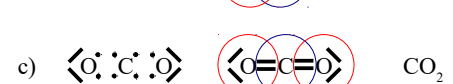
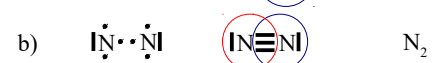
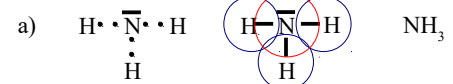
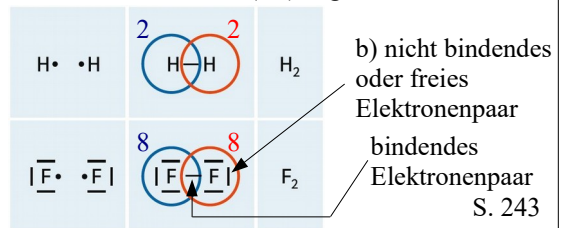
Betrachte die Verbindungen CH_4 , H_2S , CO_2 , ClF , NH_3 .

Zeichne Strukturformeln mit Teilladungen.

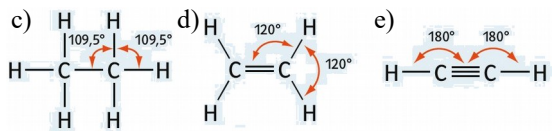
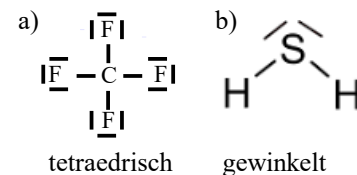
Gib an, ob das Molekül ein elektrischer Dipol ist. Untersuche dazu, ob der positive und der negative Ladungsschwerpunkt zusammen fallen.

KK7.13

a) Edelgasregel: Jedem Atom eines Moleküls können so viele Elektronen zugeordnet werden, wie dem Edelgasatom der gleichen Periode. Dem H-Atom können 2 Elektronen (He), dem F-Atom 8 Elektronen (Ne) zugeordnet werden.



S. 243



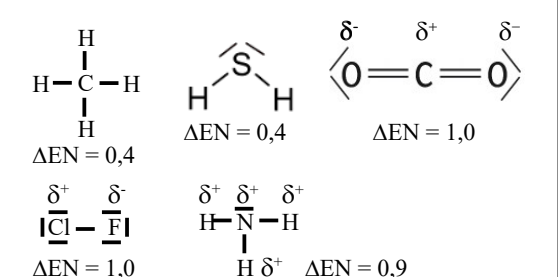
S. 245

Es müssen Elektronegativitätsdifferenzen ΔEN für die an der Bindung beteiligten Atome berechnet und verglichen werden.

	δ^-	δ^+	δ^-	δ^+	δ^-	δ^+
F — F						
C — H						
N — H						
O — H						
F — H						
EN	4,0	4,0	2,5	2,1	3,0	2,1
ΔEN	0	0,4	0,9	1,4	1,9	0,9

Die C/H-Bindung ist mit $\Delta EN = 0,4$ so schwach polar, dass die Partialladungen hier im Allgemeinen nicht gezeichnet werden.

S. 249



Nur ClF und NH_3 sind Dipole. Im CO_2 -Molekül fallen die Ladungsschwerpunkte zusammen.

S. 249

Intermolekulare Kräfte

Siedetemperaturen verschiedener Stoffe werden durch die zwischen verschiedenen Stoffen wirkenden intermolekularen Kräfte bestimmt.

- a) Nenne zwei intermolekulare Kräfte und ordne sie nach ihrer Stärke.
b) Erläutere, was man unter Wasserstoffbrückenbindungen (Wbb.) versteht. Gib an, zwischen welchen Atomen Wbb. ausgebildet werden.

KK7.15

Intermolekulare Kräfte

HF, H₂O und NH₃ besitzen für ihre Größe hohe Siedetemperaturen.

- a) Erkläre durch die wirkenden intermolekularen Kräfte.
b) Zeichne für alle drei Stoffe Ausschnitte aus dem Molekülverband.

KK7.16

Van-der-Waals-Kräfte

In der Reihe Fluor, Chlor, Brom, Iod steigen die Siedetemperaturen an.

- a) Erläutere dies durch die wirkenden intermolekularen Kräfte.
b) Erkläre, wie genau die Anziehung zwischen unpolaren Molekülen bewirkt wird.

KK7.17

Wasser als Lösungsmittel

Kochsalz (NaCl) ist wasserlöslich.

- a) Beschreibe die beim Lösen von Kochsalz ablaufenden Vorgänge.
b) Zeichne ein NaCl-Ionengitter, sowie jeweils ein hydratisiertes Na⁺- und Cl⁻-Ion.

KK7.18

Brönsted Säure-Base-Konzept

- a) Gib die Reaktionsgleichung für die Reaktion von Ammoniak (NH₃) mit Chlorwasserstoffgas an. Verwende Summenformeln.
b) Erläutere an diesem Beispiel, was man unter einer Brönsted-Säure und einer Brönsted-Base versteht.



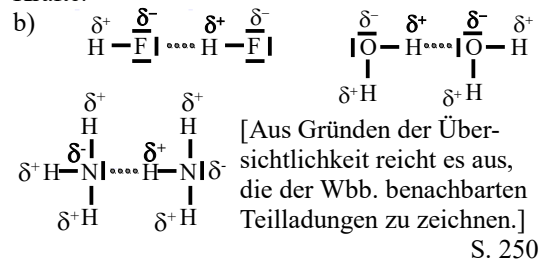
J. Brönsted

KK8.10

- a) Van-der-Waals-Kräfte (v.d.W.-Kräfte) Dipol-Dipol-Kräfte und Wasserstoffbrückenbindungen (Wbb.) sind intermolekulare Kräfte. Wbb. sind die stärksten intermolekularen Kräfte gefolgt von Dipol-Dipol-Kräften und Van-der-Waals-Kräften.
b) Wasserstoffbrückenbindungen sind starke intermolekulare Kräfte zwischen dem positiv teilgeladenen H-Atom eines Moleküls und dem freien Elektronenpaar negativ teilgeladener N-, O- oder F-Atome eines anderen Moleküls (**N,O,F-Regel**).

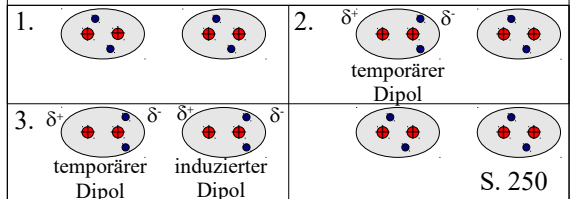
S. 250

- a) Zwischen den Molekülen der drei Stoffe wirken Wasserstoffbrückenbindungen (N,O,F-Regel). Dies sind die stärksten intermolekularen Kräfte.



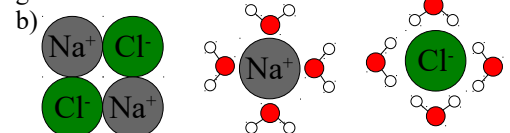
S. 250

- a) Alle Halogene bilden zweiatomige unpolare Moleküle X₂, zwischen denen Van-der-Waals-Kräfte wirken. Die Stärke der v.d.W.-Kraft nimmt mit steigender Molekülgröße zu.
b) V.d.W.-Kräfte sind Anziehungskräfte zwischen temporären und induzierten Dipolen.



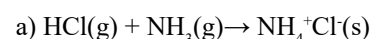
S. 250

- a) Die Ionen des Natriumchlorids werden durch Wassermoleküle **hydratisiert**. Dabei lagern sich die negativ (positiv) teilgeladenen O-Atome (H-Atome) an die jeweils gegensätzlich geladenen Ionen an.



[Zeichentipp: Die Ionen möglichst groß zeichnen, damit man die Wassermoleküle unterbringen kann.]

S. 252



- b) Teilchen die während einer Reaktion Protonen abgeben, nennt man Säuren (hier: HCl) **Brönsted-Säure = Protonendonator**

Teilchen die während einer Reaktion Protonen aufnehmen, nennt man Basen (hier: NH₃)

Brönsted-Base = Protonenakzeptor

S. 275

Konzentration

- a) Gib eine Gleichung zur Berechnung der Konzentration an. Gib die Einheit der Konzentration an.
- b) Berechne die Stoffmenge und die Masse an Natriumhydroxid, die benötigt wird, um 500 mL Natronlauge der Konzentration $c(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol/L}$ herzustellen.
- c) Beschreibe, wie die oben beschriebene Natronlauge hergestellt wird.

KK8.15

Konzentrationsbestimmung - Titration

Zur Bestimmung der Säurekonzentration c_s einer Essiglösung titriert man mit Natronlauge.

Zeichne einen beschrifteten Versuchsaufbau.



KK8.17

Titrationrechnung

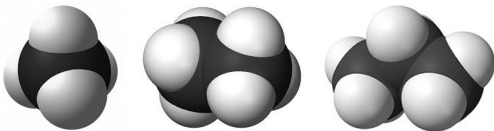
Zur Bestimmung der Säurekonzentration c_s einer Essiglösung titriert man 50 mL Essig, dem man einige Tropfen des Indikators Phenolphthalein zugesetzt hat mit Natronlauge der Konzentration $0,5 \text{ mol/L}$. Der Farbumschlag des Indikators erfolgt nach Zugabe von 10 mL Natronlauge.

Berechne die Konzentration der Oxoniumionen in der Essiglösung.

KK8.18

Homologe Reihe der Alkane

- a) Gib die Namen der ersten 10 Alkane an (1-10 Kohlenstoffatome).
- b) Gib die Summenformel desjenigen Alkans an, das 10 Kohlenstoffatome besitzt.



KK11.3

Siedetemperaturen der Alkane

Die drei Alkane Butan, Decan und Pentan besitzen die Siedetemperaturen -1°C , 68°C und 174°C .

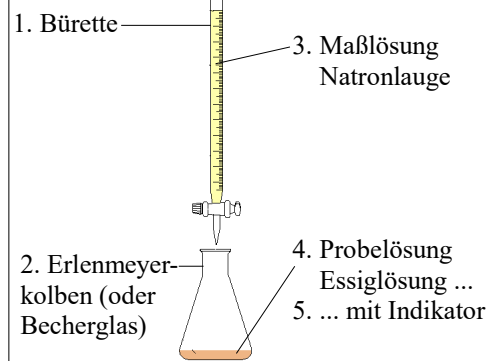
- a) Zeichne ein Butanmolekül und untersuche die Polarität der Elektronenpaarbindungen.
- b) Ordne die Siedetemperaturen den entsprechenden Alkanen zu.
- c) Erkläre die Zuordnung der Siedetemperaturen in b).

KK11.9

a) $c = \frac{n}{V}$ $[c] = \frac{\text{mol}}{\text{L}}$

- b) gegeben: $c(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol/L}$; $V = 0,5 \text{ L}$
1. $n(\text{NaOH})$ bestimmen:
 $n(\text{NaOH}) = c(\text{NaOH}) \cdot V = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,5 \text{ L} = 0,05 \text{ mol}$
2. $m(\text{NaOH})$ bestimmen:
mit $M(\text{NaOH}) = (23+16+1) \text{ g/mol} = 40 \text{ g/mol}$
folgt $m(\text{NaOH}) = n(\text{NaOH}) \cdot M(\text{NaOH})$
 $= 0,05 \text{ mol} \cdot 40 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 2 \text{ g}$.

c) Es werden 2 g festes Natriumhydroxid abgewogen und in 500 mL Wasser gelöst. S. 281



S. 282

gegeben: $c_L = 0,5 \text{ mol/L}$; $V_L = 0,01 \text{ L}$;
 $V_s = 0,05 \text{ L}$ („L“ steht für Lauge, „S“ für Säure).
gesucht: $c(\text{H}_3\text{O}^+) = ?$

• Die H_3O^+ -Ionen werden vollständig neutralisiert, wenn eine entsprechende Menge OH^- -Ionen aus der Bürette zugegeben wird.

Am Äquivalenzpunkt gilt: $n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{OH}^-)$

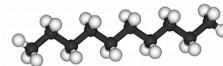
• $n(\text{OH}^-) = c_L \cdot V_L = 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,01 \text{ L} = 0,005 \text{ mol}$

• $n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{OH}^-) = 0,005 \text{ mol}$

• $c(\text{H}_3\text{O}^+) = \frac{n}{V} = \frac{0,005 \text{ mol}}{0,05 \text{ L}} = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ S. 282

- a) Methan, Ethan, Propan, Butan, Pentan, Hexan, Heptan, Octan, Nonan, Decan.
- b) Jedes Kohlenstoffatom im Decanmolekül ist mit zwei Wasserstoffatomen verbunden. Das macht $2 \cdot 10 = 20$ Wasserstoffatome. Zusätzlich befinden sich an den endständigen C-Atomen zwei Wasserstoffatome. Damit besitzt die Verbindung Decan 10 Kohlenstoff- und 22 Wasserstoffatome.

Die Summenformel lautet: $\text{C}_{10}\text{H}_{22}$.



S. 324

a) $\begin{array}{cccc} \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} \\ | & | & | & | \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ | & | & | & | \\ \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} \end{array} \quad \Delta EN(\text{C}-\text{H}) = 2,5-2,1 = 0,4$

Die C/H-Bindungen sind (nahezu) unpolar, die C/C-Bindungen $\Delta EN = 0$ ebenfalls.

b,c) Zwischen unpolaren Molekülen wirken Van-der-Waals-Kräfte, die mit wachsender Kettenlänge des Alkanmoleküls zunehmen. Damit lautet die Zuordnung:

Butan C_4H_{10} -1°C

Hexan C_6H_{14} 68°C

Decan $\text{C}_{10}\text{H}_{22}$ 174°C .

S. 326

Van-der-Waals-Kräfte

Zwischen unpolaren Alkanmolekülen wirken Van-der-Waals-Kräfte (vdW.-Kräfte).

Erkläre, wie genau die Anziehung zwischen unpolaren Molekülen entsteht.

KK11.10

Verbrennung von Alkanen

Alkane werden meist verbrannt, um die dabei frei werdende Reaktionsenergie zu nutzen.



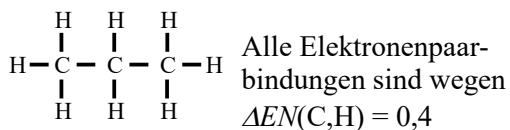
a) Gib an, welche Reaktionsprodukte allgemein bei der Verbrennung eines Kohlenwasserstoffs entstehen.

b) Formuliere Verbrennungsgleichungen für die Verbrennung von b1) Methan und b2) Ethan. Verwende Summenformeln.

KK11.12

Das Ethanolmolekül

Das Propanmolekül besitzt die Summenformel C_3H_8 und die Strukturformel



weitgehend unpolar.

Gib die Summen- und die Strukturformel des Ethanolmoleküls an. Zeichne Teilladungen (δ^+ , δ^-) ein.

KK12.3

Essig und Essigsäure

a) Zeichne die Strukturformel eines Essigsäuremoleküls mit Teilladungen. Gib den systematischen Namen der Essigsäure und den Namen der funktionellen Gruppe an.



b) Vergleiche Tafelessig mit Essigsäure.

KK13.1

Doppelte Wasserstoffbrückenbindung

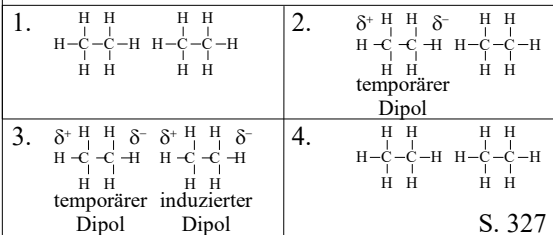
Essigsäure besitzt mit 118°C eine relativ hohe Siedetemperatur gegenüber anderen polaren Stoffen vergleichbarer molarer Masse (z. B. Propan-1-ol 97°C).

Ursache ist die Ausbildung von zwei (!) Wasserstoffbrückenbindungen zwischen benachbarten Essigsäuremolekülen.

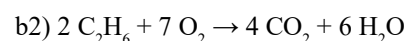
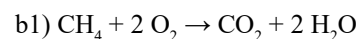
Zeichne zwei Essigsäuremoleküle geeigneter Orientierung, zwischen denen zwei Wasserstoffbrücken bestehen.

KK13.3

Durch eine zufällige Ladungsverschiebung im linken Molekül entsteht ein temporärer Dipol. Dadurch entsteht im rechten Molekül ein induzierter Dipol, der vom temporären Dipol kurzzeitig angezogen wird.

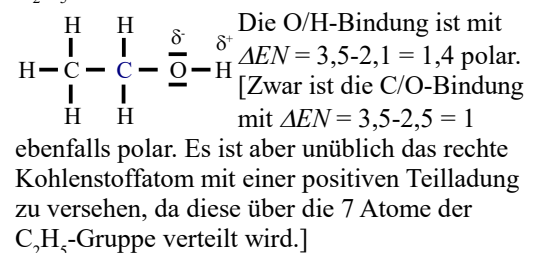


a) Bei der Verbrennung eines Kohlenwasserstoffs werden die Kohlenstoffatome zu Kohlenstoffdioxid (CO_2) und die Wasserstoffatome zu Wasser (H_2O) umgesetzt.

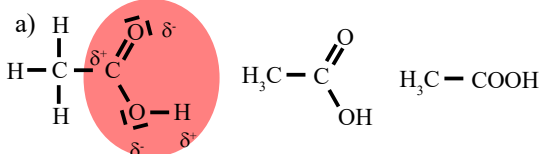


S. 328

Das Ethanolmolekül besitzt die Summenformel $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ und die Strukturformel



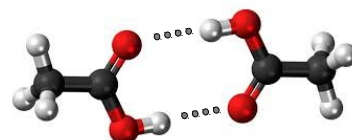
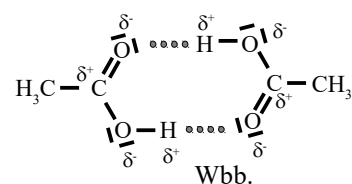
S. 369



Essigsäure besitzt den systematischen Namen Ethansäure. Die rot markierte funktionelle Gruppe heißt Carboxygruppe.

b) Essigsäure ist ein Reinstoff, der nur aus den oben abgebildeten Molekülen besteht. Tafelessig ist eine wässrige Lösung, die etwa 5% Essigsäure enthält.

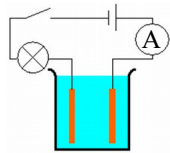
S. 390



S. 391

Elektrische Leitfähigkeit

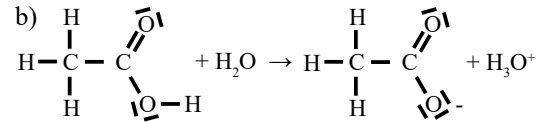
a) Reine Essigsäure leitet genau so wenig Strom wie reines (destilliertes) Wasser.
Erkläre!



b) Vermischt man Essigsäure und Wasser, so leitet die entstehende Lösung Strom.
Erkläre unter Verwendung einer Reaktionsgleichung. Benenne die entstehenden Produktteilchen.

KK13.4

a) Eine Flüssigkeit leitet Strom, wenn sie Ionen enthält. Essigsäure und Wasser bestehen aus ungeladenen Molekülen, so dass kein Strom fließen kann.



Es entstehen Ethanoationen (Acetationen) und Oxoniumionen, die für die Stromleitung verantwortlich sind. S. 391