

## Lösungen zu Übungsfragen zu Checkliste Themenbereiche in der Chemie

1.1 Die nichtmetallischen Elemente stehen im PSE oben rechts. Daher müssen diese Elemente große EN-Werte haben. Dies beruht auf der erwähnten gesetzmäßigen Veränderung der EN im Periodensystem: je weiter rechts und je weiter oben ein Element steht, desto größer ist auch seine EN.

2.1.  
2.2.  
2.3.  
2.4.  
2.5.

Siehe separates Blatt „Formeln und Gleichungen“

3.1 MgO. Weil die beiden Ionen zweifach geladen sind, vermag ihre Anziehung der Wärmebewegung länger zu widerstehen.

4.1 C<sub>4</sub>H<sub>10</sub> ist sicher gasförmig, da er mangels Dipolen und Stellen für Wasserstoffbrücken nur v.d. Waals Kräfte entwickeln kann. (NH<sub>2</sub>)<sub>2</sub>CO hat am meisten aktive und passive Stellen. Der Zusammenhalt ist am grössten. Also bei Raumtemperatur fest. Es handelt sich im übrigen um Harnstoff.

4.2 Dank passiven Stellen ist das Aceton wasserlöslich. Es fehlen im aber die eigenen aktiven Stellen, es ist bei der Wasserlöslichkeit auf die aktiven Stellen des Wassers angewiesen. Weil CCl<sub>4</sub> weder aktive noch passive Stellen für H-Brücken besitzt und Aceton nur passive, „merken“ die beiden Molekülsorten kaum etwas voneinander und können sich durchmischen (mit Hilfe der v.d. Waals-Wechselwirkungen.)

4.3 CH<sub>3</sub>F. Die Gesamtelektronezahl ist dieselbe wie beim Fluormolekül (18). Die v.d.Waals-Kräfte sind also vergleichbar. Entscheidend ist nun der vorhandene Dipol aufgrund der polaren C-F-Bindung in CH<sub>3</sub>F.

5.1 C<sub>4</sub>H<sub>10</sub> + xO<sub>2</sub> → y C + y CO + yCO<sub>2</sub> + zH<sub>2</sub>O (Rohgleichung) → zuerst C bestimmen mit kleinstem gemeinsamen Vielfachen, dann H bestimmen, rückwärts rechnen auf O  
3 C<sub>4</sub>H<sub>10</sub> + 13.5 O<sub>2</sub> → 4 C + 4 CO + 4 CO<sub>2</sub> + 15 H<sub>2</sub>O

5.2 1 mol C<sub>4</sub>H<sub>10</sub> = 58g, 116 g = 2 mol. Das Molverhältnis C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>: C: CO: ist 3:4:4 oder bei 2 mol Ausgangsstoff 2mol : 2.66mol : 2.66mol. Das ergibt 2.66x12=31.9 g C(s) und 2.66x22.4=59.6L CO(g).

5.3 Die Reaktionsgleichung lautet: 2 H<sub>2</sub> + O<sub>2</sub> → 2 H<sub>2</sub>O. Die Summe der Differenzen der EN-Werte nimmt dabei zu, es werden polarere Moleküle erzeugt. Die Polaritätsfaustregel besagt, dass bei Zunahme der Gesamtpolarität die Reaktion exotherm ist.

6.1 Durch eine Temperaturerhöhung wird die endotherme Reaktionsrichtung bevorzugt gefördert. Das Gleichgewicht verschiebt sich als in Richtung Ausgangsstoffe, es wird nicht mehr gleich viel umgesetzt und man gewinnt weniger Energie. (Argument mit Entropie: Bei Temperaturerhöhung wird die Unordnung gefördert. In unserem Beispiel nimmt die Unordnung aber ab, also wird die Rückreaktion gefördert. Mit ΔG=ΔH-TΔS bedeutet dies, dass der Betrag der freien Enthalpie kleiner wird, da T grösser wird und ΔS negativ ist bei der Bildung von Wasser. ΔH ist auch negativ, da die Reaktion exotherm ist. Jetzt wird ΔG weniger negativ.)

7.1. a) Essigsäure/Acetat 100:1 - ungefähre 1/100 der Essigsäure wird in Acetat umgewandelt. Von 0.1 mol also 0.001 mol. Gemäss CH<sub>3</sub>COOH + H<sub>2</sub>O <--> CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup> + H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> entstehen ebensoviele H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>-Ionen, was einem pH von 3 (10<sup>-3</sup> mol/L) entspricht.

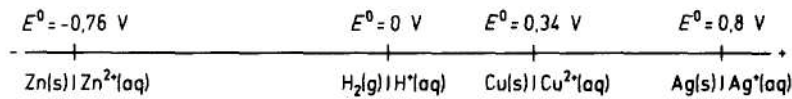
b) pK<sub>s</sub> = 4.76. K<sub>s</sub> = 10<sup>-4.76</sup> = c(H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>) \* c(CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>) / c(CH<sub>3</sub>COOH). Näherungsweise kann c(CH<sub>3</sub>COOH) als konstant betrachtet werden (Fehler ca. 1%). Ebenfalls näherungsweise ist c(H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>) = c(CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>), weil die schon vorhandenen H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>-Ionen (1 E -7 mol/L) etwa 10000 mal in Unterzahl sind. Damit wird c(H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>) = √(10<sup>-4.76</sup>\*0.1). Der neg. 10er lg ergibt den pH von 2.88.

c) Wird die Hälfte davon mit NaOH(aq) neutralisiert gemäss CH<sub>3</sub>COOH + NaOH → NaCH<sub>3</sub>COO + H<sub>2</sub>O oder Partikelgleichung: CH<sub>3</sub>COOH + OH<sup>-</sup> → CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup> + H<sub>2</sub>O entsteht nun ein CH<sub>3</sub>COOH/CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>

Verhältnis von 1:1. Gleichung von Henderson-Hasselbach:

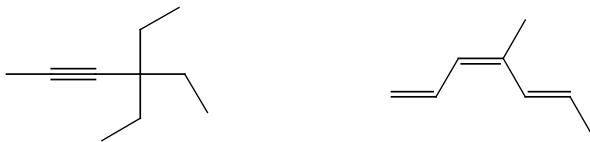
$$\text{pH} = \text{pK}_s - \lg(1/1) = 4.76 - 0 = 4.76.$$

- 8.1 a. Die Standard-Wasserstoff-Elektrode hat ein um 0,76 V größeres Potential als die Standard-Zink-Elektrode, die „angefressen“ wird. Daher muß man  $E^\circ$  der Wasserstoff-Elektrode rechts von  $E^\circ$  der Zink-Elektrode einzeichnen:

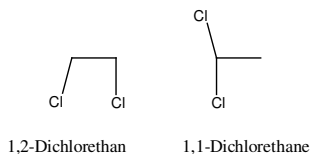


- b. Aufgrund der obenstehenden Potentialgeraden läßt sich voraussagen, daß die Zink-Elektrode oxidiert wird, also  $\text{Zn(s)} - 2 e^- \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq})$  abläuft. Die zur Wasserstoff-Elektrode fließenden  $e^-$  reduzieren dort  $\text{H}^+(\text{aq})$  zu Wasserstoff gas:  $2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 e^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g})$ . Durch Addition der beiden Teilschritte erhält man:  $\text{Zn(s)} + 2 \text{H}^+(\text{aq}) \leftrightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$   
Das ist nun nichts anderes als das *Auflösen eines unedlen Metalk durch wäßrige Säurelösung*, eine Redoxreaktion, die auf diese Weise einen nutzbaren elektrischen Strom liefert (örtliche Trennung von red und ox).
- c. Diese Differenz der Standardelektrodenpotentiale beträgt 0,34 V. Dies läßt sich auf der Potentialgeraden von ablesen, auf der die Angaben von zusammengefaßt sind.
- d. Elektronen fließen immer von der Elektrode mit dem kleineren Potential zur anderen Elektrode, hier also von der Standard-Wasserstoffelektrode zur Standard-Kupferelektrode. Daher erfolgt an der Wasserstoff-Elektrode der Oxidationsschritt  $\text{H}_2(\text{g}) - 2 e^- \rightarrow 2 \text{H}^+(\text{aq})$  und an der Kupfer-Elektrode der Reduktionsschritt  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 e^- \rightarrow \text{Cu(s)}$ . Auf der Kupfer-Elektrode scheidet sich also feinkristallines Kupfer ab, während in der anderen Halbzelle  $c(\text{H}^+, \text{aq})$  zunimmt. Die Partikelgleichung für die Gesamtreaktion lautet somit:  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g}) \leftrightarrow \text{Cu(s)} + 2 \text{H}^+(\text{aq})$
- e. Wie verschiedene Beispiele zeigen, handelt es sich bei den Metallen mit negativen Standardelektrodenpotentialen um unedle Metalle und bei den anderen um edle. Dies ist auch der Grund dafür, daß die Standard-Wasserstoffelektrode zum Nullpunkt der Potentialskala gemacht wurde, weil sie edle (nicht von  $\text{H}^+(\text{aq})$  oxidierbar) von unedlen (von  $\text{H}^+(\text{aq})$  oxidierbar) Metallen scheidet.

9.1.



9.2.

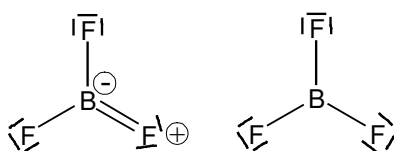


9.3.. Konstitutionsisomere (Gleiche Summenformel, andere Verknüpfung):a,b

Cis-trans-isomere: Keine, gibt es nur, wenn auf jeder Seite der Doppelbindung zwei verschiedene Substituenten.

b,c,d,e sind identisch (Einfachbindungen sind drehbar)

10.1.



Beide sagen eine Dreiecksstruktur voraus. In der linken gibt es Formalladungen, in der rechten nicht. Die linke könnte die starken elektrophilen Eigenschaften des zentralen Boratoms nicht erklären, weil dieses eine negative Formalladung trägt. In der Variante rechts fehlt hingegen ein Elektronenpaar und die stark elektronegativen Fluoratome wirken auf das Boratom positiv polarisierend.

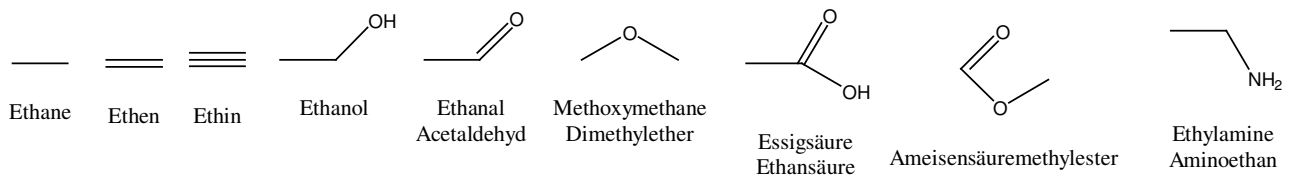
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3 + 2 \text{Br}_2 \rightarrow \text{CH}_2\text{BrCHBrCH}_3 + 2 \text{HBr}$ . Es handelt sich um eine Substitution.

10.2. Bei Additionsreaktionen wird eine Doppelbindung zu einer Einfachbindung, bzw. eine Dreifachbindung zu einer Doppelbindung. Ein (kleines) Molekül koppelt an ein grösseres, ohne dass an dessen Stelle eine Molekülteil abgespalten wird. Bei Substitutionsreaktionen wird ein (kleines) Molekül in ein anderes angekoppelt. Ein Molekülteil verlässt das Molekül. Grundsätzliche Unterschiede bei der Reaktionsauslösung gibt es nicht, da beide Reaktionstypen radikalisch, nukleophil und elektrophil ausgelöst werden können.

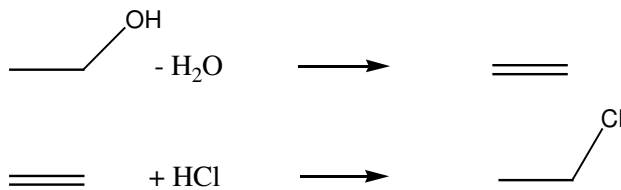
10.3. Es handelt sich um eine nukleophile Substitution (das  $\text{OH}^-$ -Ion ist "kernliebend" und es tritt ein Substituent an die Stelle eines anderen).

10.4. Es handelt sich um eine elektrophile Addition

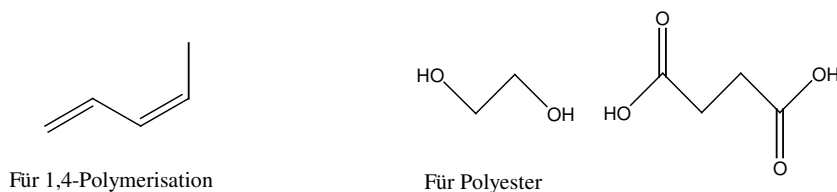
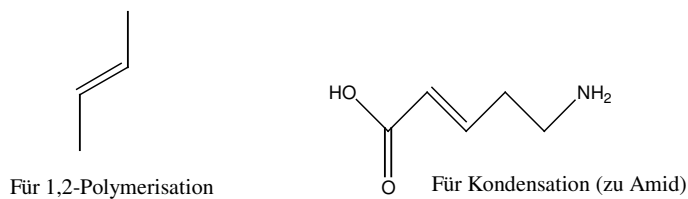
11.1. Auswahl:



11.2.



12.1.



13.1. a) Nicht alle Aminosäuren haben die gleichen Seitenketten, was sich auf die Elektronenverteilung an der Amino- und Carboxy-Gruppe auswirken kann. Dies wiederum hat einen Einfluss auf die Basen- bzw. Säurestärke dieser Gruppen.

b) Einige Aminosäuren haben eine zweite Amino- oder Carboxy-Gruppe.

13.2. Primärstruktur: Aminosäuresequenz

Sekundärstruktur: Lokale Gestalt des Peptidfadens als Helix, Falblatt oder als Zufallsstruktur.

Tertiärstruktur: Dreidimensionale Konformation des Proteins/ relative Lage der Sekundärstrukturen

Quartärstruktur: relative Lage von Proteinuntereinheiten in einem Multiproteinkomplex

14.1.  $\alpha$ - und  $\beta$ -Glucose: Stellung der OH-Gruppe an C-1

Glucose und Galactose: Stellung der OH-Gruppe an C-4

Glucose und Maltose: Anzahl der Monosaccharideinheiten, Gluc = 1, Malt = 2

14.2. Stärkearten sind Reservekohlenhydrate, Cellulosen sind Gerüstkohlenhydrate.

15.1. Aus einer  $\beta$ -D-Ribose (bei den RNA) bzw. einer  $\beta$ -D-2-Desoxyribose (bei DNA), die beim C5-Atom mit einem Phosphorsäurebaustein verestert und beim C1-Atom N-glycosidisch eine Stickstoffbase (A, C, G, U bzw. A, C, G, T) gebunden hat.

15.2. DNA: Baustein  $\beta$ -D-2-Desoxyribose, Basen Adenin, Cytosin, Guanin und Thymin. RNA: Baustein  $\beta$ -D-Ribose, Basen Adenin, Cytosin, Guanin und Uracil.

DNA-Moleküle: Doppelstränge (Doppelhelix), RNA-Moleküle: stets nur Einzelstränge.

15.3. Replikation: Vervielfältigung der DNA

Transkription: Umschreibung der DNA in eine RNA

Translation: Übersetzung des RNA-Codes in ein Protein.