

Probeklausur

Einführung in die Allgemeine und Anorganische Chemie

Universität: Technische Universität Berlin
Kurs/Modul: Einführung in die Allgemeine und Anorganische Chemie
Bearbeitungszeit: 120 Minuten
Erstellungsdatum: September 20, 2025



Zielorientierte Lerninhalte, kostenlos!
Entdecke zugeschnittene Materialien für deine Kurse:

<https://study.AllWeCanLearn.com>

Einführung in die Allgemeine und Anorganische Chemie

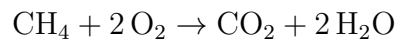
Aufgabe 1.

Bearbeitungszeit: 120 Minuten.

(a) Beschreiben Sie den Aufbau des Periodensystems der Elemente. Nennen Sie zwei zentrale Eigenschaften, an denen sich Elemente innerhalb einer Gruppe und innerhalb einer Periode unterscheiden.

(b) Geben Sie die Formeln folgender Verbindungen an und benennen Sie diese: NaCl und Fe₂O₃.

(c) Eine Verbrennungsreaktion soll betrachtet werden:



Berechnen Sie die Masse an CO₂, die entsteht, wenn 5,00 g CH₄ vollständig verbrennt.

(d) Wandeln Sie 0,500 mol Na₂SO₄ in Gramm um. (Molare Masse Na₂SO₄ ca. 142.04 g mol⁻¹.)

Aufgabe 2.

Bearbeitungszeit: 120 Minuten.

- (a) Diskutieren Sie den Unterschied zwischen ionischer Bindung und kovalenter Bindung anhand der Elektronegativitätsdifferenz. Geben Sie zwei typische Beispiele an.
- (b) Beschreiben Sie die Art der Bindung in Wasser (H_2O) und nennen Sie zwei Merkmale, die auf diese Bindung hinweisen (Polarität, Bindungswinkel).
- (c) Welche Eigenschaften resultieren allgemein aus einer Metallbindung? Nennen Sie zwei Beispiele für typische Verhaltensweisen von Metallen.
- (d) Geben Sie eine allgemeine Regel an, welche Art der Bindung vorliegt, wenn die Elektronegativitätsdifferenz ($\Delta\chi$) größer als etwa 1,7 ist, und nennen Sie ein Beispiel.

Aufgabe 3.

Bearbeitungszeit: 120 Minuten.

- (a) Geben Sie die Reaktionsgleichung für die Bildung von Schwefeltrioxid (SO_3) aus Schwefel (S) und Sauerstoff (O_2) an und balancieren Sie sie.
- (b) Berechnen Sie die theoretische Ausbeute von SO_3 in Gramm, wenn 10.0 g S umgesetzt werden. ($M_{\text{S}} = 32.06 \text{ g mol}^{-1}$, $M_{\text{SO}_3} = 80.07 \text{ g mol}^{-1}$.)
- (c) In einer kurzen Skizze erläutern Sie, welche Rolle Oxidationszahlen in Redoxreaktionen spielen und wie man eine Redox-Half-Reaktion identifiziert.
- (d) Nennen Sie zwei typische Reaktionsarten in der Anorganischen Chemie und geben Sie je ein Beispiel an.

Aufgabe 4.

Bearbeitungszeit: 120 Minuten.

- (a) Welche Gefahrenquellen treten beim Arbeiten mit schweren Salzen und konzentrierten Säuren auf, und welche allgemeinen Sicherheitsprinzipien gelten?
- (b) Nennen Sie zwei Schutzmaßnahmen, die beim Umgang mit korrosiven Reagenzien beachtet werden müssen.
- (c) Welche zwei Laborgeräte dienen typischerweise der Quantifizierung von Stoffmengenkonzepten und der pH-Messung? Beschreiben Sie kurz deren Zweck.
- (d) Skizzieren Sie kurz, wie Sie bei einem verschütteten wässrigen Salzsäurereservoir verfahren würden, ohne operative Schritte im Detail zu beschreiben.

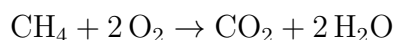
Lösungen

Aufgabe 1.**Bearbeitungszeit: 120 Minuten.****(a) Lösung.**

- Aufbau des Periodensystems: Das Periodensystem ist nach der Ordnungszahl Z geordnet und in Gruppen (Spalten) sowie Perioden (Zeilen) gegliedert. Es umfasst die s-, p-, d- und f-Blöcke, die Haupt- und Nebengruppen sowie eine zunehmende Kernladung von links nach rechts und von oben nach unten.
- Zwei zentrale Eigenschaften, an denen sich Elemente innerhalb einer Gruppe und innerhalb einer Periode unterscheiden:
 - Innerhalb einer Gruppe: Ähnliche chemische Eigenschaften aufgrund gleicher Valenzelektronenkonfiguration.
 - Innerhalb einer Periode: Zunehmende Elektronegativität von links nach rechts (und damit zunehmender Nichtmetallcharakter): Metallcharakter nimmt ab.

(b) Lösung.

- NaCl:
 - Formel: NaCl
 - Name: Natriumchlorid (IUPAC: sodium chloride)
- Fe₂O₃:
 - Formel: Fe₂O₃
 - Name: Eisen(III)-oxid (häufig auch Ferricoxid; Mineralname Rost)

(c) Lösung.Molare Massen (g/mol): $M_{\text{CH}_4} \approx 16.04$, $M_{\text{CO}_2} \approx 44.01$.

Schritte:

$$n_{\text{CH}_4} = \frac{m}{M} = \frac{5.00 \text{ g}}{16.04 \text{ g mol}^{-1}} \approx 0.312 \text{ mol},$$

$$n_{\text{CO}_2} = n_{\text{CH}_4} \quad (1:1\text{-Verhältnis}) \approx 0.312 \text{ mol},$$

$$m_{\text{CO}_2} = n_{\text{CO}_2} \cdot M_{\text{CO}_2} \approx 0.312 \text{ mol} \cdot 44.01 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \approx 13.7 \text{ g}.$$

Antwort: ca. 13.7 g CO₂.**(d) Lösung.** Gegeben: $n(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0.500 \text{ mol}$, $M(\text{Na}_2\text{SO}_4) \approx 142.04 \text{ g mol}^{-1}$.

$$m = n \cdot M = 0.500 \text{ mol} \times 142.04 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \approx 71.0 \text{ g}.$$

Ende Aufgabe 1.

Aufgabe 2.**Bearbeitungszeit: 120 Minuten.**

(a) Lösung. Unterscheidung von Bindungstypen anhand der Elektronegativitätsdifferenz $\Delta\chi$:

- Typisch ionische Bindung: $\Delta\chi \gtrsim 1.7$ (z. B. NaCl, MgO).
- Typisch kovalente Bindung: $\Delta\chi \lesssim 1.7$ (z. B. H₂, Cl₂, CO₂).

Zwei typische Beispiele:

- Ionisch: NaCl, MgO
- Kovalent: H₂, CO₂ (bzw. H₂O als typisch polarkovalente Verbindung)

(b) Lösung. Bindung in H₂O ist polar kovalent. Zwei Merkmale, die darauf hinweisen:

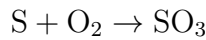
- Polarität: starkes polares Dipolmoment (molekulare Polarität due to differing electronegativities of H und O).
- Geometrie: H – O – H Bindungswinkel ca. 104.5° (ungefähre Tendenz).

Zusätzliche Hinweise: Wasser bildet Wasserstoffbrückenbindungen, was die Polarität weiter dokumentiert.

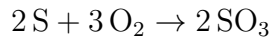
(c) Lösung. Eigenschaften aus Metallbindung:

- Delokalisierte Elektronen in einem Elektronengas führen zu hoher elektrischer und thermischer Leitfähigkeit.
- Typische Verhaltensweisen: duktil (verformbar), metallic luster (glänzend) und gute Verformbarkeit.

(d) Lösung. Allgemeine Regel: Ist $\Delta\chi > 1.7$, dominiert eine ionische Bindung (metallischer + Nichtmetall-Charakter führt zu Ionenbindung). Beispiel: NaCl (Natriumchlorid).

Aufgabe 3.**Bearbeitungszeit: 120 Minuten.****(a) Lösung.**

Ausbalanciert:



(b) Lösung. Gegeben: $M_{\text{S}} = 32.06 \text{ g mol}^{-1}$, $M_{\text{SO}_3} = 80.07 \text{ g mol}^{-1}$; Reaktionsstoßzahl: $2\text{S} \rightarrow 2\text{SO}_3$ (1:1 Molverhältnis).

$$n_{\text{S}} = \frac{m}{M} = \frac{10.0 \text{ g}}{32.06 \text{ g mol}^{-1}} \approx 0.312 \text{ mol}$$

$$n_{\text{SO}_3} = n_{\text{S}} \approx 0.312 \text{ mol}$$

$$m_{\text{SO}_3} = n_{\text{SO}_3} \cdot M_{\text{SO}_3} \approx 0.312 \text{ mol} \times 80.07 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \approx 25.0 \text{ g}$$

Antwort: ca. 25.0 g SO_3 .

(c) Lösung. Oxidationszahlen dienen als Indikatoren des Elektronentransfers in Redoxreaktionen. Eine Redox-Half-Reaktion erhält man, indem man

- die Akzeptoren/Spender der Elektronen identifiziert (Reduktion bzw. Oxidation),
- die Gleichung so balanciert, dass Masse und Gesamtladung stimmen,
- oxidations- bzw. reduktionsbezogene Schritte getrennt (H⁺-bzw. H₂O-Balancierung) werden und die Elektronenanzahl am Endergebnis ausgeglichen wird.

Typischer Ablauf beispielhaft:

1. Oxidationszahlen zuordnen.
2. Welche Spezies wird oxidiert/reduziert?
3. Halbgleichungen schreiben und Elektronen ausgleichen.
4. H- und O-Balancierung vornehmen (in saurer oder basischer Lösung entsprechend anpassen).

(d) Lösung. Zwei typische Reaktionsarten in der Anorganischen Chemie:

- Redoxreaktionen (z. B. $\text{Zn}^{2+} + \text{Cu} \rightarrow \text{Zn} + \text{Cu}^{2+}$; oder allgemein Oxidations-/Reduktionsprozesse in wässrigen Lösungen).
- Fällungsreaktionen (Präzipitation) bzw. Reaktionen mit Bildung eines unlöslichen Salzes, z. B. $\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{aq}) + \text{CaCl}_2(\text{aq}) \rightarrow \text{CaCO}_3(\text{s}) + 2\text{NaCl}(\text{aq})$.
- Optional ergänzend: Komplexbildungen (z. B. $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$) oder ordinationelle Reaktionen.

Aufgabe 4.

Bearbeitungszeit: 120 Minuten.

(a) Lösung. Gefahrenquellen bei schweren Salzen und konzentrierten Säuren:

- Schwer Salze: Toxizität, Langzeitriskien, Aufnahme über Haut, Einatmen oder Verschlucken; Umweltgefährdung bei Freisetzung.
- Konzentrierte Säuren: starke Ätzwirkung, Exothermie bei Verdünnung, Dampfbelastung.
- Allgemeine Sicherheitsprinzipien: Arbeit in Exsikkatorien oder Abzug, ausreichende PSA (Schutzbrille, Laborkittel, Handschuhe, ggf. Gesichtsschutz), sachgerechte Lagerung, kein Massenverbrauch, kein Essen im Labor, gute Belüftung, Notfallmaßnahmen (Spüllfallen, Augenspülung), korrekte Abfallentsorgung.

(b) Lösung. Zwei Schutzmaßnahmen:

- Verwendung von geeigneten, säurebeständigen Handschuhen und Schutzbrille/-Visier, Laborkittel und ggf. Gesichtsschutz bei Arbeiten mit korrosiven Reagenzien.
- Arbeiten in der Abzugshaube; sorgfältige Handhabung, keine Trennung von Reagenzien außerhalb geschützter Bereiche; sichere Entsorgung der Abfälle in entsprechenden Behältern.

(c) Lösung. Zwei Laborgeräte für Quantifizierung von Stoffmengenkonzepten und pH-Wert:

- Bürette (Titration) bzw. Turm-/Titrationsset zur Bestimmung von Konzentrationen (Stöchiometrie).
- pH-Meter bzw. pH-Elektrode zum Messen des pH-Werts der Lösung.

(d) Lösung. Bei einem verschütteten wässrigen Salzsäurereservoir erfolgt ein sicherer, grob-übersichtlicher Ablauf:

- Bereich absichern, Bereichlüftung sicherstellen, Schutzmaßnahmen einsetzen und ggf. Notfallprotokolle aktivieren.
- Sauberhaltung: Ausbreitung verhindern, Spuren mit geeigneten Absorptionsmitteln (Sorbentien) aufnehmen.
- Bereitstellung von Neutralisationsmaßnahmen auf sicherer Grundlage; ggf. sanfte Neutralisation (z. B. Zugabe einer schwachen Base wie Natriumbicarbonat) unter Kontrolle und mit entsprechender Kühlung und Belüftung; Reaktionsprodukte ordnungsgemäß entsorgen.
- Nachsorge: Reinigung, Überprüfung der Arbeitsstelle, Dokumentation des Vorfalls und Nachschulung, falls erforderlich.