

<p style="text-align: center;">9.1</p> <p>Beschreibe Nachweismöglichkeiten für verschiedene Anionen und Kationen! (jeweils Durchführung, Beobachtung)</p>	<table border="1" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <thead> <tr> <th style="text-align: center;">Fällungsreaktion</th> <th style="text-align: center;">Farbreaktion</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>: weißer Niederschlag nach Zugabe von BaCl<sub>2</sub></td> <td>Cu<sup>2+</sup>: tiefblaue Lösung nach Zugabe von NH<sub>3(aq)</sub></td> </tr> <tr> <td>Cl<sup>-</sup>, Br<sup>-</sup>, J<sup>-</sup>: weißer bis gelblicher Niederschlag nach Zugabe von etwas HNO<sub>3</sub> + AgNO<sub>3</sub></td> <td>Fe<sup>3+</sup>: tiefrote Verbindung nach Zugabe von KSCN</td> </tr> <tr> <td></td> <td>Stärke: tiefblaue Lösung nach Zugabe von Iod-Kaliumiodidlsg.</td> </tr> <tr> <th style="text-align: center;">Gasentwicklung</th> <th style="text-align: center;">Flammenfärbung</th> </tr> <tr> <td>CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>: Gasentwicklung nach Zugabe von verd. HCl (Gas kann als CO<sub>2</sub> identifiziert werden)</td> <td>Alkali- und Erdalkalimetalle Li: karminrot Na: gelb Ca: ziegelrot Ba: blassgrün</td> </tr> </tbody> </table>	Fällungsreaktion	Farbreaktion	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> : weißer Niederschlag nach Zugabe von BaCl <sub>2</sub>	Cu <sup>2+</sup> : tiefblaue Lösung nach Zugabe von NH <sub>3(aq)</sub>	Cl <sup>-</sup> , Br <sup>-</sup> , J <sup>-</sup> : weißer bis gelblicher Niederschlag nach Zugabe von etwas HNO <sub>3</sub> + AgNO <sub>3</sub>	Fe <sup>3+</sup> : tiefrote Verbindung nach Zugabe von KSCN		Stärke: tiefblaue Lösung nach Zugabe von Iod-Kaliumiodidlsg.	Gasentwicklung	Flammenfärbung	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> : Gasentwicklung nach Zugabe von verd. HCl (Gas kann als CO <sub>2</sub> identifiziert werden)	Alkali- und Erdalkalimetalle Li: karminrot Na: gelb Ca: ziegelrot Ba: blassgrün
Fällungsreaktion	Farbreaktion												
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> : weißer Niederschlag nach Zugabe von BaCl <sub>2</sub>	Cu <sup>2+</sup> : tiefblaue Lösung nach Zugabe von NH <sub>3(aq)</sub>												
Cl <sup>-</sup> , Br <sup>-</sup> , J <sup>-</sup> : weißer bis gelblicher Niederschlag nach Zugabe von etwas HNO <sub>3</sub> + AgNO <sub>3</sub>	Fe <sup>3+</sup> : tiefrote Verbindung nach Zugabe von KSCN												
	Stärke: tiefblaue Lösung nach Zugabe von Iod-Kaliumiodidlsg.												
Gasentwicklung	Flammenfärbung												
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> : Gasentwicklung nach Zugabe von verd. HCl (Gas kann als CO <sub>2</sub> identifiziert werden)	Alkali- und Erdalkalimetalle Li: karminrot Na: gelb Ca: ziegelrot Ba: blassgrün												
<p style="text-align: center;">9.2</p> <p>Nenne wichtige quantitative Größen und zeige deren Zusammenhang auf!</p>	<p>Stoffmenge <b>n</b> [mol]</p> <p>Avogadrokonstante <b>N<sub>A</sub> = 6,022 * 10<sup>23</sup> mol<sup>-1</sup></b></p> <p>Teilchenzahl <b>N</b></p> $\frac{M(x)}{M(x)}$ <p>Masse <b>m</b> [g]</p> <p>Molare Masse <b>M</b> [g/mol]</p> $c(x) \cdot V_L = n(x) = \frac{N(x)}{N_A}$ <p>Konzentration (Lösung) <b>c</b> [mol/L]</p> $= \frac{V(x)}{V_m}$ <p>Volumen (Lösung) = <b>V<sub>L</sub></b> [L]</p> <p>Volumen (Gas) <b>V</b> [L]</p> <p>molares Volumen (Gas) <b>V<sub>M</sub> = 22,4 L/mol</b></p>												
<p style="text-align: center;">9.3</p> <p>Definiere die Begriffe molare Bildungsenergie und Gitterenergie!</p>	<p><b>Molare Bildungsenergie</b> <math>\Delta E_B</math>: <b>Wärmeänderung</b>, die bei der Bildung von einem Mol einer Verbindung aus den Elementen auftritt (bei gleich bleibendem Druck).</p> <p><b>Gitterenergie</b> ist die molare Bindungsenergie eines Ionenkristalls. Sie wird bei der Bildung eines Kristalls aus vorher isolierten Ionen frei.</p>												
<p style="text-align: center;">9.4</p> <p>Begründe den räumlichen Bau der Moleküle Methan (CH<sub>4</sub>), Ammoniak (NH<sub>3</sub>) und Wasser (H<sub>2</sub>O)!</p>	<p>Grundsätzlich gilt: Alle genannten Verbindungen sind <b>Moleküle</b>. Die Atome sind durch <b>Elektronenpaarbindungen</b> verbunden. Eine solche Bindung entsteht, wenn die beiden Bindungspartner mindestens ein gemeinsames <b>Molekülorbital</b> ausbilden, in dem sich ein gemeinsames, <b>bindendes Elektronenpaar</b> befindet.</p> <p><b>Nichtbindende Elektronenpaare</b>, die nur einem Bindungspartner zugeordnet werden, befinden sich ebenfalls in Orbitalen.</p> <p>Alle Nichtmetallatome bilden <b>4 Orbitale</b> aus (Ausnahme Wasserstoff [nur 1 Orbital]). Diese stoßen sich untereinander ab. Als Grundstruktur entsteht daraus ein regelmäßiger <b>Tetraeder (Bindungswinkel 109°)</b>, wie er auch bei Methan ausgebildet wird. Da nichtbindende Elektronenpaare mehr Platz benötigen, sinkt hier der Bindungswinkel: Ammoniak 107°, Wasser 104°.</p>												

<p style="text-align: center;">9.5</p> <p style="text-align: center;">Erkläre die Entstehung von polaren Elektronenpaarbindungen und erläutere die Auswirkungen!</p>	<p>Übersteigt die Differenz der Elektronegativität der beiden Bindungspartner ein gewisses Maß (ca. 0,5), dann verschiebt sich die Elektronendichte innerhalb des Molekülloritals zum Atom mit der größeren Elektronegativität hin. Man spricht dann von einer polaren Atombindung, weil sich hier ein negativer Pol (Ort hoher Elektronendichte; Symbol <math>\delta^-</math>) und ein positiver Pol (Ort niedrigerer Elektronendichte; Symbol <math>\delta^+</math>) messen lässt.</p> <p>Addiert man alle Dipolmomente kann man das Gesamtdipolmoment des ganzen Moleküls vorhersagen (z. B. Wasser).</p> <p>Fallen die beiden Ladungsschwerpunkte (positiver Pol und negativer Pol) jedoch zusammen (symmetrische Moleküle; Beispiel <math>\text{CCl}_4</math>), dann bildet sich trotz polarer Atombindungen kein Dipol aus.</p> <p>Je größer das Dipolmoment, desto größer sind in aller Regel auch die zwischen den Molekülen herrschenden Kräfte.</p>
<p style="text-align: center;">9.6</p> <p style="text-align: center;">Nenne und definiere zwischenmolekulare Kräfte! Ordne diese Kräfte nach ihrer Stärke!</p>	<p>Zwischenmolekulare Kräfte nehmen nach folgender Übersicht zu:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- <b>Van-der-Waals-Kräfte:</b> zwischen spontanen und induzierten Dipolen</li> <li>- <b>Dipol-Dipol-Wechselwirkungen:</b> zwischen permanenten Dipolen</li> <li>- <b>Wasserstoffbrückenbindung:</b> zwischen einem stark positiv polarisierten H-Atom und einem stark negativ polarisierten Atom eines benachbarten Moleküls mit einem freien Elektronenpaar</li> <li>- <b>Ion-Dipol-Wechselwirkungen:</b> zwischen Ion und permanenten Dipolen</li> <li>- <b>Ion-Ion-Wechselwirkung</b> zwischen Ionen</li> </ul>
<p style="text-align: center;">9.7</p> <p style="text-align: center;">Erläutere, in welcher Weise zwischenmolekulare Kräfte physikalische Stoffeigenschaften beeinflussen!</p>	<p><b>Schmelz- und Siedetemperaturen:</b> Große zwischenmolekulare Kräfte führen zu hohen Schmelz- und Siedetemperaturen</p> <p><b>Löslichkeit von Stoffen:</b> Polare Stoffe lösen sich in einem polaren Lösungsmittel leichter, unpolare Stoffe leichter in einem unpolares Lösungsmittel. „Ähnliches löst sich in Ähnlichem“</p>
<p style="text-align: center;">9.8</p> <p style="text-align: center;">Definiere die Begriffe Säure, Base, Ampholyte und Protolyse! Nenne Beispiele für Säuren und Basen!</p>	<p><b>Säuren</b> sind Teilchen, die <b>Protonen abgeben</b> können (<b>Protonendonatoren</b>) Beispiele: <math>\text{HCl}</math>, <math>\text{H}_2\text{SO}_4</math>, <math>\text{HNO}_3</math>, <math>\text{H}_3\text{PO}_4</math>, <math>\text{H}_2\text{CO}_3</math></p> <p><b>Basen</b> sind Teilchen, die <b>Protonen aufnehmen</b> können (<b>Protonenakzeptoren</b>). Beispiele: <math>\text{NaOH}</math>, <math>\text{KOH}</math>, <math>\text{Ca}(\text{OH})_2</math>, <math>\text{NH}_3</math></p> <p><b>Ampholyte</b> sind Teilchen, die je nach Reaktionspartner als <b>Säure</b> (Protonendonator) <b>oder Base</b> (Protonenakzeptor) reagieren können.</p> <p>Der <b>Übergang eines Protons</b> vom Protonendonator zum Protonenakzeptor heißt <b>Protolyse</b>.</p>

9.9

Nenne typische Merkmale, die sich beim Lösen einer Säure/Base in Wasser zeigen!

**Saure Lösungen** zeigen typische Merkmale wie Verfärbung von Indikatoren, erhöhte elektrische Leitfähigkeit und hohe Reaktivität mit unedlen Metallen. Sie besitzen ätzende Wirkung (Zerstörung von organischem Material). Saure Lösungen enthalten **Oxoniumionen:  $H_3O^+$** .

**Wässrige, alkalische Lösungen** heißen **Laugen**. Laugen fühlen sich seifig an und haben eine ätzende Wirkung. Sie zeigen typische Merkmale wie Verfärbung von Indikatoren und erhöhte elektrische Leitfähigkeit. Laugen enthalten **Hydroxidionen:  $OH^-$** .

9.10

Nenne die Farben wichtiger Indikatoren im Sauren, Neutralen und Alkalischen Milieu!

Indikator	Farbe in saurer Lösung	Farbe in neutraler Lösung	Farbe in alkalischer Lösung
Lackmus	rot	lila	blau
Phenolphthalein	farblos	farblos	violett
Bromthymolblau	gelb	grün	blau
Methylorange	rot	gelb	gelb

9.11

Erläutere die Vorgänge bei einer Säure-Base-Reaktion auf Teilchenebene!

An einer Säure-Base-Reaktion (= Protolyse) sind stets zwei korrespondierende Säure-Base-Paare beteiligt. Eine Säure geht durch Protonenabgabe in ihre korrespondierende Base, eine Base durch Protonenaufnahme in ihre korrespondierende Säure über.

Allgemeine Formulierung:

$$\begin{array}{c}
 \text{Paar 1} \\
 \text{HA} + \text{B} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{HB}^+ \\
 \text{Paar 2}
 \end{array}$$

Bei den Reaktionen zwischen Säuren und Laugen (Neutralisation) entstehen Wasser (durch den Protonenübergang vom Oxoniumion zum Hydroxidion) und Salze. Die Neutralisation ist vollständig/ Der Äquivalenzpunkt ist erreicht, wenn gleichwertige Mengen Säure und Lauge miteinander umgesetzt sind.

9.12

Erläutere den Begriff „pH-Wert“!

Der pH-Wert ist ein Maß für die Konzentration der Oxoniumionen in einer wässrigen Lösung.

1	7	14
Saure Lsg.	Neutrale Lsg.	Alkalische Lsg.

9.13  
Definiere die Begriffe Oxidation, Reduktion, Oxidationsmittel und Reduktionsmittel!

**Oxidation = Elektronenabgabe.** Die **Oxidationszahl** eines Elementes **steigt** bei einer Oxidation **an**.

**Reduktion = Elektronenaufnahme.** Die **Oxidationszahl** eines Elementes **nimmt** bei einer Reduktion **ab**.

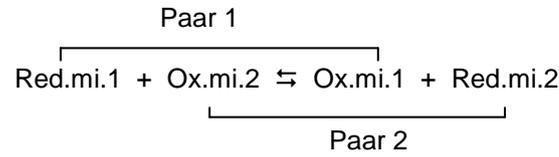
Als **Oxidationsmittel** wirken Stoffe, die **Elektronen aufnehmen** (z. B. Halogene oder Sauerstoff).

Als **Reduktionsmittel** wirken Stoffe, die **Elektronen abgeben** (z. B. Wasserstoff, Kohlenstoff, Magnesium oder Aluminium).

9.14  
Erläutere die Vorgänge bei einer Redoxreaktion auf Teilchenebene!  
  
Gib den Zusammenhang zwischen den Begriffen „Redoxreaktion und Elektrolyse“ an!

Die Redoxreaktion ist ein **Elektronenübergang** vom Elektronendonator/Reduktionsmittel zum Elektronenakzeptor/Oxidationsmittel.

Allgemeine Formulierung:



Die Elektrolyse ist eine **mit elektrischer Energie erzwungene Redoxreaktion**.

9.15  
Gib die Regeln zum Ermitteln der Oxidationszahl wider!

1) Die OxZahl der Atome in Elementen ist stets 0	0 Cl <sub>2</sub>
2) Die OxZahl eines Atomions ist gleich seiner Ladungszahl	+I Na <sup>+</sup>
3) Bei Molekülen ist die Summe der OxZahlen gleich 0	+I+VI-II H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
4) Bei Molekülonen ist die Summe der OxZahlen gleich der Ladungszahl	+VI-II SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>
5) Metalle haben in Verbindungen immer eine positive Oxidationszahl	+II-II MgO
6) OxZahl von F in Verbindungen = -I	+I-I HF
7) OxZahl von H in Verbindungen = meist +I	+I+VI-II H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
8) OxZahl von O in Verbindungen = meist -II	+II-II MgO
9) OxZahl von Halogenen = meist -I	+I-I HF

9.16  
Gib die Schritte zum Aufstellen einer Redoxgleichung an!

1. Zerlegen aller Salze in Ionen
2. Ermitteln der Oxidationszahl aller Elemente
3. Ermitteln des Elementes, das oxidiert bzw. reduziert wird
4. Anschreiben der Substanzen, in denen sich die Elemente mit sich verändernder Oxidationszahl befinden, in Oxidations- bzw. Reduktionsgleichung
4. Ausgleichen der Elemente, die oxidiert bzw. reduziert werden
5. Ausgleichen der Oxidationszahlen durch Elektronen
6. Ausgleichen evtl. auftretender Ladungen durch Oxonium- bzw. Hydroxidionen (je nach Medium)
7. Ausgleichen durch Wasser
8. Angleichen der Elektronenanzahl in Oxidations- und Reduktionsgleichung durch entsprechende Multiplikation der Gleichungen
9. Zusammenfassen der beiden Teilgleichung in der Redoxgleichung
10. Evtl. Erweiterung zur Stoffgleichung

