**Kompetenzverteilungsplan 12/2 (gültig ab 01.08.2023)**

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| **Schülerband „Chemie heute“****ISBN 978-3-507-11342-8** | **Kompetenz Sachkenntnis****Die Lernenden …** | **Kompetenz Erkenntnisgewinnung****Die Lernenden …** | **Kompetenz Kommunikation****Die Lernenden …** | **Kompetenz Bewertung****Die Lernenden …** |
| ***Protonenübertragungsreaktionen*** |
| 3.1 Von A wie Abflussfrei bis Z wie Zitronen- saft3.2 Brönstedt-Säuren und Brönstedt-Basen sind Teilchen3.8 Säuren und Basen lassen sich mit Indikatoren nachweisen3.9. Säuren und Basen neutralisieren sichPraktikum: Protolysen und pH-Wert3.10 Titration – ein Messverfahren zur  KonzentrationsbestimmungPraktikum: Titration | 92 f94 f105108 f106 f110 f114 f | * erläutern die Säure-Base-Theorie nach Brönsted.
* stellen Protolysegleichungen auf und kennzeichnen korrespondierende Säure-Base-Paare.
* erklären die Neutralisationsreaktion.
* beschreiben die Funktion von Säure-Base-Indikatoren bei Titrationen.
* berechnen ausgehend von Neutralisationsreaktionen die Stoffmengenkonzentrationen saurer und alkali-scher Probelösungen.
* berechnen den Massengehalt von Säuren in Alltagsprodukten.
* **wenden die Berechnung der Stoffmengen-konzentration auf mehrprotonige Säuren an (eA).**
 | * messen pH-Werte verschiedener wässriger Lösungen.
* führen die Nachweisreaktion von Hydronium/Oxonium- und Hydroxid-Ionen mit Indikatoren durch.
* ermitteln die Stoffmengenkonzentration von Säuren und Basen durch Titration.
 | * recherchieren zu Säuren und Basen in Alltags-, Technik- und Umwelt-bereichen und präsentieren ihre Ergebnisse.
* argumentieren sachgerecht auf Stoff- und Teilchenebene.
 | * beschreiben den historischen Weg der Entwicklung des Säure-Base-Begriffs bis Brönsted.
* beurteilen den Einsatz von Säuren und Basen sowie Neutralisations-reaktionen in Alltags-, Technik- und Umweltbereichen.
* reflektieren die Bedeutung von

pH-Wert-Angaben in ihrem Alltag.* erkennen und beschreiben die Bedeutung maßanalytischer Verfahren in der Berufswelt.
 |
| 3.3 Von der Autoprotolyse des Wassers zum  pH-Wert | 96 f | * beschreiben die Autoprotolyse des Wassers als Gleichgewichtsreaktion.
* erklären den Zusammenhang zwischen der Autoprotolyse des Wassers und dem pH-Wert.
* nennen die Definition des pH-Werts.
 | * beschreiben den Zusammenhang zwischen pH-Wert-Änderung und Änderung der Stoffmengenkonzentration
 |  |  |
| 3.4 Säuren unterscheiden sich in ihrer Stärke3.5 Starke Basen sind schwache Säuren3.6 pH-Werte saurer Lösungen lassen sich  berechnen3.7 pH-Werte alkalischer Lösungen lassen sich  BerechnenPraktikum: Protolysen und pH-Wert | 98 f100 f102 f104106 f | * beschreiben die Säurekonstante als spezielle Gleichgewichtskonstante.
* berechnen pH-Werte von Lösungen starker und schwacher einprotoniger Säuren
* beschreiben die Basenkonstante als spezielle Gleichgewichtskonstante.
* berechnen pH-Werte von wässrigen Hydroxid-Lösungen.
* **berechnen pH-Werte alkalischer Lösungen (eA).**
* differenzieren starke und schwache Säuren bzw.

Basen anhand der p*K*S-und p*K*B-Werte.* **erklären die pH-Werte von Salzlösungen anhand von p*K*S-und p*K*B-Werten (eA).**
 | * messen den pH-Wert äquimolarer Lösungen einprotoniger Säuren und schließen daraus auf die Säurestärke.
* **messen pH-Werte verschiedener Salzlösungen (eA).**
* **nutzen Tabellen zur Vorhersage und Erklärung von Säure-Base-Reaktionen (eA).**
 | * argumentieren sachlogisch unter Verwendung der Tabellenwerte
 |  |
| 3.10 Titration – ein Messverfahren zur  KonzentrationsbestimmungMethode: Titrationskurven auswertenPraktikum: Titration  | 110 f112 f114 f | * **erklären charakteristische Punkte von**

**Titrations-kurven ausgewählter einprotoniger starker/schwacher Säuren und starker/schwacher Basen (Anfangs-pH-Wert, Äquivalenzpunkt, Halbäquivalenzpunkt, End-pH-Wert) (eA).** | * **nehmen mit einem pH-Meter Titrations-kurven einprotoniger starker und schwacher Säuren auf (eA).**
* **ermitteln experimentell den Halb-äquivalenzpunkt (eA).**
 | * **Zeichnen Titrationskurven für einprotonige starke und schwache Säuren (eA).**
* **Vergleichen Titrationskurven einprotoniger und mehrprotoniger Säuren (eA).**
 |  |
|  |  |  |  |  |  |
|  |  |  |  |  |  |
| 3.12 Puffersysteme halten den pH-Wert  konstantProjekt: Puffersysteme im menschlichen Körper | 118 f120 f | * **erklären die Wirkungsweise von Puffersystemen mit der Säure-Base-Theorie nach Brönsted (eA).**
* **wenden die Henderson-Hasselbalch-Gleichung**

**auf Puffersysteme an (eA).*** **nennen den Zusammenhang zwischen dem Halbäquivalenzpunkt und dem Pufferbereich (eA).**
 | * **ermitteln die Funktionsweise von Puffern im Experiment (eA).**
* **identifizieren Pufferbereiche in Titrationskurven (eA).**
 | * **erklären die Pufferwirkung in technischen und biologischen Systemen (eA).**
 | * **beurteilen die Bedeutung von Puffersystemen im Alltag (eA).**
 |
| ***Elektronenübertragungsreaktionen*** |
| Projekt: Untersuchen von Knopfzellen 4.2 Redoxreaktionen sind ElektronenübergängePraktikum: Redoxreaktionen und Redoxreihe4.3 Redoxreaktionen lassen sich mit Oxidationszahlen beschreibenMethode: Redoxgleichungen aufstellen Übersicht: das Donator-Akzeptor-Konzept Praktikum: KMnO**4** als Oxidationsmittel Projekt: Wohin mit den Althandys? | 130 f134 f136137138 f140142186 f | – erläutern Redoxreaktionen als Elektronenüber-tragungsreaktionen.– beschreiben mithilfe der Oxidationszahlen korrespondierende Redoxpaare.– stellen Redoxgleichungen in Form von Teil- und Gesamtgleichungen auf.– vergleichen Säure-Base-Reaktionen und Redox-reaktionen.– wenden das Donator-Akzeptor-Konzept an. | – planen Experimente zur Aufstellung der Redoxreihe der Metalle und führen diese durch.– prüfen unter Anwendung von Oxidations-zahlen, ob eine Redoxreaktion vorliegt. | – beschreiben Redoxreaktionen als Donator-Akzeptor-Reaktionen. | * reflektieren die historische Entwicklung des Redoxbegriffs.
 |
| Methode: Redoxtitrationen durchführen und auswerten Praktikum: KMnO**4** als Oxidationsmittel Projekt: Schwefeln von Wein Training: Elektrische Spannungsquellen (C4) | 141142143173 | * **berechnen die Stoffmengenkonzentration einer Probelösung (eA).**
 | * **führen eine Redoxtitration durch (eA).**
 |  | * **erkennen die Bedeutung maßanalytischer Verfahren in der Berufswelt (eA).**
 |
| 4.1 Das Elektronengasmodell beschreibt  Metalleigenschaften4.4 Galvanische Zellen sind Energiewandler4.5 Spannung ist nur zwischen zwei Halbzellen  messbar Praktikum: Galvanische Zellen und Elektroden-potentiale 4.6 Elektrochemische Spannungsreihe und Redoxgleichgewichte Praktikum: Erweiterung der Spannungsreihe um Nichtmetalle  | 132 f144 f146 f148 f150151 | * beschreiben den Bau galvanischer Zellen.

– beschreiben die elektrochemische Doppelschicht  als Redoxgleichgewicht in einer Halbzelle.– beschreiben die Metallbindung (Elektronengasmodell).– beschreiben den Austritt von Ionen aus dem Metallgitter unter Verbleib von Elektronen im Elektronengas.– erklären die Potenzialdifferenz/Spannung mit der Lage der elektrochemischen Gleichgewichte.* erläutern die Funktionsweise galvanischer Zellen.
 | – planen Experimente zum Bau funktionsfähiger galvanischer Zellen und führen diese durch.– messen die Spannung unterschiedlicher galvanischer Zellen.– nutzen Modelle zur Darstellung von galvanischen Zellen. | – stellen galvanische Zellen in Form von Skizzen dar.* erstellen Zelldiagramme.
 | – beurteilen den Einsatz von galvanischen Zellen in Alltag und Technik. |
| 4.5 Spannung ist nur zwischen zwei Halbzellen  messbar Praktikum: Erweiterung der Spannungsreihe um Nichtmetalle  | 146 f151 | – beschreiben den Aufbau der Standard-Wasserstoff-elektrode.– definieren das Standard-Elektrodenpotenzial.– berechnen die Spannung galvanischer Zellen (Zellspannung) unter Standardbedingungen. | – nutzen Tabellen von Standard-Elektroden-potenzialen zur Vorhersage des Ablaufs von Redoxreaktionen. | – wählen aussagekräftige Informationen aus.– argumentieren sachlogisch unter Verwendung von Tabellenwerten. |  |
| 4.7 Elektrodenpotentiale sind konzentrations- abhängig Praktikum: Konzentrationszellen Exkurs: pH-Werte elektrochemisch messen  | 152 f154155 | – **beschreiben die Abhängigkeit der Potenziale**  **von der Stoffmengenkonzentration anhand der Nernst-Gleichung (eA).**– **berechnen die Potenziale von Halbzellen verschiedener Stoffmengenkonzentrationen**  **ohne Berücksichtigung des pH-Werts und der Temperatur (eA).** |  |  |  |
|  |  |  |  |  |  |
|  |  |  |  |  |  |
| 5.7 Korrosion – Redoxreaktionen auf Abwegen5.8 Korrosionsschutz Praktikum: Korrosion und KorrosionsschutzPraktikum: Galvanisieren5.9 Galvanotechnik – nicht nur für den Korrosionsschutz5.6 Aluminium durch Eloxieren beständigPraktikum: Eloxieren von Aluminium4.9 Komplexe sind besondere TeilchenTraining: Elektrische Energie für chemische Reaktionen (Aufgabe C2) | 192 f194 f196197198 f190191158 f203 | – wenden ihre Kenntnisse zu galvanischen Zellen auf Lokalelemente an.– unterscheiden Sauerstoff- und Säure-Korrosion.– erklären den Korrosionsschutz durch eine Opferanode.*–* **beschreiben die koordinative Bindung als Wechselwirkung von Metall-Kationen und** **Teilchen mit freien Elektronenpaaren (eA).** | – führen Experimente zur Korrosion und zum Nachweis von Eisen-Ionen durch.* führen Experimente zum Korrosionsschutz durch.
 | * nutzen ihre Kenntnisse über Redoxreaktionen zur Erklärung von Alltags- und Technikprozessen.
 | – beurteilen den Einsatz und das Auftreten von Redoxreaktionen in Alltag und Technik.– beurteilen die wirtschaftlichen Folgen durch Korrosionsschäden. |
| 5.1 Elektrolysen sind erzwungene Redox- reaktionenPraktikum: Elektrolysen5.3 Mit den Faraday-Gesetzen erfasst man  Elektrolysen quantitativ 5.4 Chemie angewandt: Herstellung von Chlor  durch Elektrolyse5.5 Chemie angewandt: Metallgewinnung durch Elektrolyse5.6 Aluminium durch Eloxieren beständigPraktikum: Eloxieren von AluminiumTraining: Elektrische Energie für chemische Reaktionen (Aufgabe C1) | 176 f178 f182 f184 f188 f190191203 | – beschreiben den Bau von Elektrolysezellen.– erläutern das Prinzip der Elektrolyse.– deuten die Elektrolyse als Umkehrung der Vorgänge in der galvanischen Zelle.*–* **beschreiben die Proportionalität zwischen der abgeschiedenen Stoffmenge und der geflossenen Ladung (1. Faraday-Gesetz) (eA).**– **berechnen mit dem 2. Faraday-Gesetz abgeschiedene Masse, Stromstärke und Elektrolysezeit (eA).** | – führen ausgewählte Elektrolysen durch. | – stellen Elektrolysezellen in Form von Skizzen dar.– vergleichen Elektrolysezelle und galvanische Zelle.– erläutern Darstellungen zu technischen Anwendungen. | – beurteilen den Einsatz von Elektrolysen in Alltag und Technik. |
| 5.2 So viel Spannung muss sein –  ZersetzungsspannungPraktikum: Elektrolysen (Versuche 3 und 4) | 180 f178 f | **– beschreiben die Zersetzungsspannung (eA).****– beschreiben das Phänomen der Überspannung (eA).****– beschreiben den Zusammenhang zwischen der Zersetzungsspannung und der Zellspannung**  **einer entsprechenden galvanischen Zelle (eA).** | **– nutzen Spannungsdiagramme als Entscheidungshilfe zur Vorhersage und Erklärung von Elektrodenreaktionen (eA).** |  |  |
| 4.8 Batterien sind tragbare galvanische Zellen4.9 Komplexe sind besondere Teilchen4.10 Akkumulatoren lassen sich wieder aufladen4.11 In Lithium-Ionen-Akkumulatoren werden Ionen verschobenPraktikum: BatterienExkurs: Kenngrößen von Batterien und Akkus4.12 Elektrochemische Energiewandler mit Zukunft Thema 6: Wie speichert man Ökostrom? | 156 f158 f160 f162 f163164 f166 f340 f | **– erklären die Funktionsweise ausgewählter Batterien, Akkumulatoren und Brennstoffzellen (eA).****– nennen die prinzipiellen Unterschiede zwischen Batterien, Akkumulatoren und Brennstoffzellen (eA).** |  | **– recherchieren exemplarisch zu Batterien, Akkumulatoren und Brennstoffzellen und präsentieren ihre Ergebnisse (eA).** | **– beurteilen ökonomische und ökologische Aspekte der Energiespeicherung (eA).** |