**Kompetenzverteilungsplan 12/2**

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **Unterrichtseinheiten /**  **inhaltliche Konkretisierungen** | **KB Fachwissen (Basiskonzepte)** | **KB Erkenntnisgewinnung / Fachmethoden** | **KB Kommunikation** | **KB Bewertung / Reflexion** | **Seiten im Schülerband** |
|  | ***Schülerinnen und Schüler …*** | | | |  |
| ***Protolysereaktionen in Alltag und Technik*** | | | | | |
| * Säure-Base-Theorie nach Brönsted:   H3O+-Ionen, OH–-Ionen, korrespondierende Säure/Base-Paare, Ampholyte   * *Fakultative Differenzierung: Säure-Base-Reaktion als EP-Verschiebung* | * erläutern die Säure-Base-Theorie nach Brönsted. * stellen korrespondierende Säure-Base-Paare auf. * nennen die charakteristischen Teilchen wässriger saurer und alkalischer Lösungen (Hydronium/Oxonium-Ion und Hydroxid-Ion). |  | * stellen Protolysegleichungen auf. * recherchieren zu Säuren und Basen in Alltag,   Technik und Umwelt und präsentieren die Ergebnisse. | * beschreiben den historischen Weg der Entwicklung des Säure-Base-Begriffs bis Brönsted. * beurteilen den Einsatz von Säuren und Basen sowie Neutralisationsreaktionen in Alltag, Technik und Umwelt. | 94 / 95 |
| * Protolysereaktionen als GG-Reaktionen: Autoprotolyse und pH-Wert, pH-Skala * Stärke von Säuren: *K*s als Sonderform der Gleichgewichtskonstante; Bedeutung des   p*K*S-Wertes   * **analoges für den p*K*B-Wert (eA)** * Differenzierung von starken und schwachen Säuren mithilfe der p*K*s- und p*K*B-Werte; * Berechnung der pH-Werte von Säure- bzw. Basekonzentrationen * Protolyse von Salzlösungen mit p*K*S-/ p*K*B-Werten begründen * Induktive und **mesomere (eA)** Effekte als Erklärung der Säurestärke organischer Säuren. * *Fakultative Differenzierung: Zusammenhang Molekülstruktur vs. Säurestärke* | * 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. * **wenden das Ionenprodukt des Wassers auf Konzentrationsberechnungen an (eA).** * erkennen den Zusammenhang von pH-Wert-Änderung und Konzentrationsänderung. * beschreiben die Säure- und Basenkonstante als spezielle Gleichgewichtskonstante. * 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).** * **erklären induktive Effekte (eA).** * **erklären mesomere Effekte (eA).** | * messen pH-Werte verschiedener wässriger Lösungen. * messen den pH-Wert äquimolarer Lösungen einprotoniger Säuren und schließen daraus auf die Säurestärke. * wenden ihre Kenntnisse zu einprotonigen Säuren auf mehrprotonige Säuren an. * berechnen pH-Werte von Lösungen starker und schwacher einprotoniger Säuren. * **berechnen die pH-Werte alkalischer Lösungen (eA).** * **messen pH-Werte verschiedener Salzlösungen (eA).** * **nutzen Tabellen zur Vorhersage und Erklärung von Säure-Base-Reaktionen (eA).** * **wenden den Zusammenhang zwischen p*K*S-, p*K*B- und p*K*W-Wert an (eA).** * **nutzen induktive und mesomere Effekte zur Erklärung**   **der Stärke organischer Säuren (eA).** | * recherchieren pH-Wert-Angaben im Alltag. * argumentieren sachlogisch unter Verwendung der Tabellenwerte. | * reflektieren die Bedeutung von pH-Wert-Angaben in ihrem Alltag. | 96 / 97  106 / 107  98 / 99  100 / 101  102 / 103  104  100 / 101 |
| * Neutralisationsreaktion als Protolyse * Säure/Base-Titration als Verfahren zur Konzentrationsbestimmung saurer und alkalischer Lösungen (Endpunkttitration) * Auswertung von Titrationskurven unter Berücksichtigung charakteristischer Punkte * *Fakultative Differenzierung: Leitfähigkeits-titration* * Funktion von Säure/Base-Indikatoren, Erklärung der Umschlagsbereiche mit dem   p*K*S-Wert   * **Säure/Base-Indikatoren als schwache Brönsted-Säuren bzw. -Basen (eA)** | * erklären die Neutralisationsreaktion. * beschreiben die Funktion von Säure-Base-Indikatoren bei Titrationen. * **beschreiben Indikatoren als schwache Brönsted-Säuren bzw. -Basen (eA).** | * titrieren starke Säuren gegen starke Basen (und umgekehrt). * berechnen die Stoffmengenkonzentration saurer und alkalischer Probelösungen. * ermitteln die Konzentration verschiedener saurer und alkalischer Lösungen durch Titration. * nehmen Titrationskurven einprotoniger starker und schwacher Säuren auf. * erklären qualitativ den Kurvenverlauf. * identifizieren und erklären charakteristische Punkte des Kurvenverlaufs (Anfangs-pH-Wert, Äquivalenzpunkt, Halbäquivalenzpunkt, End-pH-Wert). * **berechnen charakteristische Punkte des Kurvenverlaufs und zeichnen Titrationskurven ausgewählter einprotoniger starker/schwacher Säuren und starker/schwacher Basen (eA).** * **ermitteln experimentell den Halbäquivalenzpunkt (eA).** * nutzen Tabellen zur Auswahl eines geeigneten Indikators. | * präsentieren und diskutieren Titrationskurven. | * erkennen und beschreiben die Bedeutung maßanalytischer Verfahren in der Berufswelt   (z.B. Qualitätskontrolle in Lebensmitteln, in der Abwasser-reinigung) | 108 / 109  110 / 111  114 / 115  112 / 113  116 / 117  105 |
| * Beschreibung von Puffersystemen * **Interpretation von Puffersystemen als Säure/Base-Gleichgewicht (Henderson-Hasselbalch-Gleichung)** | * erklären die Wirkungsweise von Puffersystemen mit der Säure-Base-Theorie nach Brönsted. * **leiten die Henderson-Hasselbalch-Gleichung her, wenden sie auf Puffersysteme an (eA).** * **erkennen den Zusammenhang zwischen dem HÄP und dem Pufferbereich (eA).** | * ermitteln die Funktionsweise von Puffern im Experiment. * **identifizieren Pufferbereiche in Titrationskurven (eA).** * **ermitteln grafisch den Halbäquivalenzpunkt (eA).** |  | * erklären die Pufferwirkung in technischen und biologischen Systemen (z.B. Puffersysteme   im menschlichen Körper oder im Erdreich). | 118 - 121 |
|  |  |  |  |  |  |
|  |  |  |  |  |  |
| ***Elektrochemie in Alltag und Technik*** | | | | | |
| * *Projekt Knopfzellen (Einstieg ins Thema)* * Redoxreaktionen als Elektronenübertragungs-reaktion, Redoxpaare * Oxidationszahlen und deren Veränderung bei chemischen Reaktionen * Vergleich S/B-Reaktionen mit Redoxreaktionen, Donator-Akzeptor-Konzept * *Fakultative Differenzierung:*   *Dis- und Synproportionierung*   * **Redoxtitrationen (z.B. Sulfitbestimmung**   **im Wein, Winkler-Methode zur Sauerstoff-bestimmung) (eA)** | * erläutern Redoxreaktionen als Elektronenübertragungsreaktionen. * beschreiben mithilfe der Oxidationszahlen korrespondierende Redoxpaare. * vergleichen Säure-Base-Reaktionen und Redoxreaktionen. | * planen Experimente zur Aufstellung der Redoxreihe der Metalle und führen diese durch. * wenden das Donator-Akzeptor-Konzept an. * stellen in systematischer Weise Redoxgleichungen anorganischer und organischer Systeme in Form von   Teil- und Gesamtgleichungen dar.   * **führen eine ausgewählte Redoxtitration durch und werten sie quantitativ aus (eA).** | * wenden Fachbegriffe zur Redoxreaktion an. | * reflektieren die historische Entwicklung des Redoxbegriffs. * erkennen und beschreiben die Bedeutung von Redoxreaktionen im Alltag. * **erkennen die Bedeutung maßanalytischer Verfahren in der Berufswelt (eA).** | 130 / 131  134 - 136  137 - 139  140  141  142 / 143 |
| * Elektronengasmodell * Aufbau und Funktion galvanischer Zellen, Messung von Zellspannungen * elektrochemische Doppelschicht als Redoxgleichgewicht und Ursache des Elektrodenpotentials * elektrochemische Spannungsreihe, Zelldiagramm | * beschreiben den Bau galvanischer Zellen. * erläutern die Funktionsweise galvanischer Zellen. * beschreiben die elektrochemische Doppelschicht als Redoxgleichgewicht in einer Halbzelle. * beschreiben die galvanische Zelle als Kopplung zweier Redoxgleichgewichte. * beschreiben die Vorgänge an den Elektroden und in der Lösung. | * messen die Spannung unterschiedlicher galvanischer Zellen. | * stellen die elektrochemische Doppelschicht als Modellzeichnung dar. |  | 132 / 133  144 / 145  148 / 149  146 / 147 |
| * Standard-Wasserstoffhalbzelle und Standardpotential * Berechnung von Zellspannungen * **Konzentrationsabhängigkeit des Potentials** * **Berechnung der Zellspannungen für verschiedene Konzentrationen (eA)** | * beschreiben den Aufbau der Standard-Wasserstoffelektrode. * definieren das Standard-Potential. * **beschreiben die Abhängigkeit der Potentiale von der Konzentration anhand der Nernst-Gleichung für Metalle (eA).** | * nutzen Tabellen von Standard-Potenzialen zur Vorhersage des Ablaufs von Redoxreaktionen. * berechnen die Spannung galvanischer Zellen (Zellspannung) unter Standardbedingungen. * **berechnen die Potentiale von Metall/Metallionen-Halbzellen verschiedener Konzentrationen (eA).** | * argumentieren begründet unter Verwendung der Tabellenwerte. |  | 146 / 147  150  152 - 154 |
| * Bau und Funktion von Elektrolysezellen; Elektrolyse als Umkehrung der galvanischen Zelle * **Zersetzungsspannung, Überspannung, Abscheidungspotentiale (eA)** * *Fakultative Differenzierung: Faraday-Gesetze, Berechnung von abgeschiedenen Stoffmengen* * Technische Elektrolysen (z.B. Chlor-Alkali-Elektrolyse, Recycling von Elektroschrott) | * beschreiben den Bau von Elektrolysezellen. * erläutern das Prinzip der Elektrolyse. * deuten die Elektrolyse als Umkehrung der Vorgänge im galvanischen Element. * **beschreiben die Zersetzungsspannung und das Phänomen der Überspannung (eA).** * **beschreiben den Zusammenhang zwischen der Zersetzungsspannung und der Zell-spannung einer entsprechenden galvanischen Zelle (eA).** | * führen ausgewählte Elektrolysen durch. * **nutzen Spannungsdiagramme als Entscheidungs- hilfe zur Vorhersage und Erklärung von Elektroden-reaktionen (eA).** | * stellen Elektrolysezellen in Form von Skizzen dar. * vergleichen Elektrolysezelle und galvanische Zelle. * recherchieren zu Redox-reaktionen in Alltag und Technik und präsentieren ihre Ergebnisse. * erläutern Darstellungen zu technischen Anwendungen. |  | 176 - 179  180 / 181  182 / 183  181 - 191 |
| * Mobile Spannungsquellen als Energiewandler (Bau, Funktion und Unterschiede von   Batterien, Akkumulatoren, Brennstoffzellen, Redox-Flow-Zellen)   * Anwendung: Power-to-Gas-Technologie | * erklären die Funktionsweise ausgewählter Batterien, Akkumulatoren und Brennstoffzellen. * nennen die prinzipiellen Unterschiede zwischen Batterien, Akkumulatoren und Brennstoffzellen. | * strukturieren ihr Wissen über Batterien, Akkumulatoren und Brennstoffzellen. * entwickeln Kriterien zur Beurteilung von technischen Systemen (z.B. nach Leistung, Kapazität, Zyklenzahl). | * recherchieren exemplarisch zu Batterien, Akkumulatoren und Brennstoffzellen und präsentieren die Ergebnisse. * stellen technische Prozesse als Flussdiagramme dar. | * nutzen ihre Kenntnisse über elektrochemische Energiequellen zur Erklärung ausgewählter Alltags- und Technikprozesse. * reflektieren die Bedeutung ausgewählter Redoxreaktionen für die Elektromobilität | 156 / 157  160 / 161  162 / 163  166 / 167  340 / 341 |
| * **Korrosionsarten, Lokalelementbildung, Korrosionsschutz (metallische und nicht-metallische Überzüge, Opferanoden) (eA)** * ***Fakultative Differenzierung: Eloxalverfahren, Galvanisierung*** | * **wenden ihre Kenntnisse über galvanische Zellen auf Lokalelemente an (eA).** * **unterscheiden Korrosion durch Sauerstoff oder Säure (eA).** * **erklären den kathodischen Korrosionsschutz und durch Überzüge (eA).** | * **führen Experimente zur Korrosion und zum Korrosions-schutz durch (eA).** |  | * **bewerten die wirtschaftlichen Folgen durch Korrosion (eA).** * **erklären und bewerten den Einsatz von Redoxreaktionen in Alltag und Technik (z.B. Verzinken vs. Verzinnen) (eA).** | 192 - 199  190 / 191 |