



Die Semesterfolge sowie die zugehörige Strukturierung nach Inhalten und Kompetenzen entspricht der Umsetzung des aktuellen Kerncurriculums und wurden auf der Fachkonferenz am 06.06.2023 beschlossen. Die dick hervorgehobenen Aspekte gelten nur für Kurse mit erhöhtem Anforderungsniveau.

Fachkompetenz			
Sachkompetenz	Erkenntnisgewinnungskompetenz	Kommunikationskompetenz	Bewertungskompetenz
Die Lernenden...	Die Lernenden...	Die Lernenden...	Die Lernenden...
<ul style="list-style-type: none"> • erläutern Redoxreaktionen als Elektronenübertragungsreaktionen. (S7) • beschreiben mithilfe der Oxidationszahlen korrespondierende Redoxpaare. • stellen Redoxgleichungen anorganischer Systeme in Form von Teil- und Gesamtgleichungen auf. (S16) • vergleichen Säure-Base-Reaktionen und Redoxreaktionen. (S10) • wenden das Donator-Akzeptor-Konzept an. (S7) 	<ul style="list-style-type: none"> • planen Experimente zur Aufstellung der Redoxreihe der Metalle und führen diese durch. (E4, E5) • prüfen unter Anwendung von Oxidationszahlen, ob eine Redoxreaktion vorliegt. (E4) 	<ul style="list-style-type: none"> • beschreiben Redoxreaktionen als Donator-Akzeptor-Reaktionen (K10) 	<ul style="list-style-type: none"> • reflektieren die historische Entwicklung des Redoxbegriffs.
<ul style="list-style-type: none"> • berechnen die Stoffmengenkonzentration einer Probelösung (eA). (S17) 	<ul style="list-style-type: none"> • führen eine Redoxtitration durch (eA). (E5) 		<ul style="list-style-type: none"> • erkennen die Bedeutung maßanalytischer Verfahren in der Berufswelt (eA). (B8)
<ul style="list-style-type: none"> • beschreiben den Bau galvanischer Zellen. • beschreiben die elektrochemische Doppelschicht als Redoxgleichgewicht in einer Halbzelle. (S7) • beschreiben die Metallbindung (Elektronengasmodell). (S13) • beschreiben den Austritt von Ionen aus dem Metallgitter unter Verbleib von Elektronen im Elektronengas. (S12) • erklären die Potenzialdifferenz/ Spannung mit der Lage der elektrochemischen Gleichgewichte. (S3) • erläutern die Funktionsweise galvanischer Zellen. (S3, S7) 	<ul style="list-style-type: none"> • planen Experimente zum Bau funktionsfähiger galvanischer Zellen und führen diese durch. (E4, E5) • messen die Spannung unterschiedlicher galvanischer Zellen. (E5) • nutzen Modelle zur Darstellung von galvanischen Zellen. (E7) 	<ul style="list-style-type: none"> • stellen galvanische Zellen in Form von Skizzen dar. (K7) • erstellen Zelldiagramme. (K7) 	<ul style="list-style-type: none"> • beurteilen den Einsatz von galvanischen Zellen in Alltag und Technik. (B7, B8)

<ul style="list-style-type: none"> • beschreiben den Aufbau der Standard-Wasserstoffelektrode. • definieren das Standard-Elektrodenpotential. • berechnen die Spannung galvanischer Zellen (Zellspannung) unter Standardbedingung. (S17) 	<ul style="list-style-type: none"> • nutzen Tabellen von Standard-Potenzialen zur Vorhersage des Ablaufs von Redoxreaktionen. (E8) 	<ul style="list-style-type: none"> • wählen aussagekräftige Informationen aus. (K5) • argumentieren sachlogisch unter Verwendung der Tabellenwerte. (K8) 	
<ul style="list-style-type: none"> • beschreiben die Abhängigkeit der Potenziale von der Stoffmengenkonzentration anhand der Nernst-Gleichung (eA). (S7) • berechnen die Potenziale von Halbzellen verschiedener Stoffmengenkonzentrationen ohne Berücksichtigung des pH-Werts und der Temperatur (eA). (S17) 			
<ul style="list-style-type: none"> • wenden ihre Kenntnisse zu galvanischen Zellen auf Lokalelemente an. (S7) • unterscheiden Sauerstoff- und Säurekorrosion. (S3) • erklären den Korrosionsschutz durch eine Opferanode. (S7) • beschreiben die koordinative Bindung als Wechselwirkung von Metall-Kationen und Teilchen mit freien Elektronenpaaren (eA). (S13) 	<ul style="list-style-type: none"> • führen Experimente zur Korrosion und zum Nachweis von Eisen-Ionen durch. (E5) • führen Experimente zum Korrosionsschutz durch. (E5) 	<ul style="list-style-type: none"> • nutzen ihre Kenntnisse über Redoxreaktionen zur Erklärung von Alltags- und Technikprozessen. (K8) 	<ul style="list-style-type: none"> • beurteilen den Einsatz und das Auftreten von Redoxreaktionen in Alltag und Technik. (B7, B8) • beurteilen die wirtschaftlichen Folgen durch Korrosionsschäden. (B10)

<ul style="list-style-type: none"> • beschreiben den Bau von Elektrolysezellen. • erläutern das Prinzip der Elektrolyse. (S3, S7) • deuten die Elektrolyse als Umkehrung der Vorgänge in der galvanischen Zelle. (S7) • beschreiben die Proportionalität zwischen der abgeschiedenen Stoffmenge und der geflossenen Ladung (1. Faraday-Gesetz) (eA). (S17) • berechnen mit dem 2. Faraday-Gesetz abgeschiedene Masse, Stromstärke und Elektrolysezeit (eA). (S17) 	<ul style="list-style-type: none"> • führen ausgewählte Elektrolysen durch. (E5) 	<ul style="list-style-type: none"> • stellen Elektrolysezellen in Form von Skizzen dar. (K7) • vergleichen Elektrolysezelle und galvanische Zelle. (K10) • erläutern Darstellungen zu technischen Anwendungen. (K2, K5) 	<ul style="list-style-type: none"> • beurteilen den Einsatz von Elektrolysen in Alltag und Technik. (B7, B8)
<ul style="list-style-type: none"> • beschreiben die Zersetzungsspannung (eA). (S3) • beschreiben das Phänomen der Überspannung (eA). (S3) • beschreiben den Zusammenhang zwischen der Zersetzungsspannung und der Zellspannung einer entsprechenden galvanischen Zelle (eA). (S3) 	<ul style="list-style-type: none"> • nutzen Spannungsdiagramme als Entscheidungshilfe zur Vorhersage und Erklärung von Elektrodenreaktionen (eA). (E8) 		
<ul style="list-style-type: none"> • erklären die Funktionsweise ausgewählter Batterien, Akkumulatoren und Brennstoffzellen (eA). (S10) • nennen die prinzipiellen Unterschiede zwischen Batterien, Akkumulatoren und Brennstoffzellen (eA). (S10) 		<ul style="list-style-type: none"> • recherchieren exemplarisch zu Batterien, Akkumulatoren und Brennstoffzellen und präsentieren ihre Ergebnisse (eA). (K1, K2, K5, K11) 	<ul style="list-style-type: none"> • beurteilen ökonomische und ökologische Aspekte der Energiespeicherung (eA). (B13)
<ul style="list-style-type: none"> • beschreiben die innere Energie eines stofflichen Systems als Summe aus Kernenergie, chemischer Energie und thermischer Energie dieses Systems. 		<ul style="list-style-type: none"> • übersetzen die Alltagsbegriffe „Energiequelle“, „Wärmeenergie“, „verbrauchte Energie“ und „Energieverlust“ in Fachsprache. (K6) 	

<ul style="list-style-type: none"> • nennen den ersten Hauptsatz der Thermodynamik. • erklären die Enthalpieänderung als ausgetauschte Wärme bei konstantem Druck. (S3, S12) • nennen die Definition der Standard-Bildungsenthalpie. (S3) • beschreiben den unterschiedlichen Energiegehalt von Modifikationen. (S3) 	<ul style="list-style-type: none"> • führen Experimente zur Ermittlung von Reaktionsenthalpien in einfachen Kalorimetern durch und reflektieren ihre Ergebnisse. (E1, E5, E10, E11, E12) • erklären die Lösungsenthalpie als Summe aus Gitterenthalpie und Hydratationsenthalpie. (E5) • nutzen den Satz von Hess, um Reaktionsenthalpien zu berechnen. (E8) • nutzen tabellierte Daten zur Berechnung von Standard- Reaktionsenthalpien aus Standard-Bildungsenthalpien. (E8) 	<ul style="list-style-type: none"> • stellen die Enthalpieänderungen in einem Enthalpiediagramm dar. (K7) • interpretieren Enthalpiediagramme. (K8) 	<ul style="list-style-type: none"> • beurteilen ausgewählter Prozesse ihrer Lebenswelt aus energetischer Perspektive. (B5, B6, B7, B8) • beurteilen ökologische und ökonomische Aspekte herkömmlicher und alternativer Energieträger. (B7, B9, B13, B14)
<ul style="list-style-type: none"> • nennen den zweiten Hauptsatz der Thermodynamik (eA). • beschreiben die Entropie eines Systems (eA). (S3) • erläutern das Wechselspiel zwischen Enthalpie und Entropie als Kriterium für den freiwilligen Ablauf chemischer Prozesse (eA). (S12) • beschreiben Energieentwertung als Zunahme der Entropie (eA). (S12) 			
<ul style="list-style-type: none"> • beschreiben die Aussagekraft der freien Enthalpie (eA). (S3) • führen Berechnungen mit der Gibbs-Helmholtz-Gleichung durch (eA). (S17) 		<ul style="list-style-type: none"> • nutzen die Gibbs-Helmholtz-Gleichung, um Aussagen zum freiwilligen Ablauf chemischer Prozesse zu machen (eA). (K10) 	