

### Lernbereich: Reaktionen mit Protonenübertragung

Unterrichtsinhalte	Inhaltsbezogene Kompetenzen	Prozessbezogene Kompetenzen
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Säure-Base-Theorie nach BRÖNSTED               <ul style="list-style-type: none"> <li>○ BRÖNSTED-Säure u. BRÖNSTED-Base</li> <li>○ Protolyse</li> <li>○ korrespondierende Säure-Base-Paare</li> <li>○ Säure-Base-Ampholyte</li> </ul> </li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• erläutern die Säure-Base-Theorie nach BRÖNSTED</li> <li>• stellen Protolysegleichungen auf und kennzeichnen korrespondierende Säure-Base-Paare</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• beschreiben den historischen Weg der Entwicklung des Säure-Base-Begriffs bis BRÖNSTED</li> <li>• führen die Nachweisreaktion von Hydronium- und Hydroxidionen mit Indikatoren durch</li> </ul>
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Autoprotolyse des Wassers               <ul style="list-style-type: none"> <li>○ Definition pH-Wert nach SÖRENSEN</li> <li>○ pH-Skala u. <math>pK_W</math>-Wert</li> </ul> </li> <li>• pH-Werte von Lös. starker Säuren und Basen               <ul style="list-style-type: none"> <li>○ Umgang mit dem pH-Meter</li> <li>○ Verdünnungsreihen</li> </ul> </li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• beschreiben die Autoprotolyse des Wassers als Gleichgewichtsreaktion</li> <li>• erklären den Zusammenhang zwischen Autoprotolyse des Wassers und dem pH-Wert</li> <li>• erklären die Neutralisationsreaktion <i>und</i> nennen die Definition des pH-Wertes</li> <li>• beschreiben den Zusammenhang zwischen pH-Wert-Änderung und Konzentrationsänderung</li> <li>• berechnen pH-Werte von Lösungen starker einprotoniger Säuren</li> <li>• berechnen pH-Werte von wässrigen Hydroxidlösungen</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• messen pH-Werte verschiedener wässriger Lösungen</li> <li>• reflektieren die Bedeutung von pH-Wert-Angaben im Alltag</li> <li>• recherchieren zu Säuren u. Basen in Alltags-, Technik- u. Umweltbereichen u. präsentieren die Ergebnisse</li> <li>• beurteilen den Einsatz von Säuren und Basen sowie Neutralisationsreaktionen in Alltags-, Technik- u. Umweltbereichen</li> </ul>
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Säure-Base-Gleichgewichte               <ul style="list-style-type: none"> <li>○ <math>pK_S</math>- u. <math>pK_B</math>-Werte</li> <li>○ Unterscheidung zw. starken u. schwachen Säuren bzw. Basen</li> </ul> </li> <li>• pH-Werte von Lös. schwacher Säuren u. Basen</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• beschreiben die Säurekonstante als spezielle Gleichgewichtskonstante</li> <li>• beschreiben die Basenkonstante als spezielle Gleichgewichtskonstante</li> <li>• differenzieren starke und schwache Säuren bzw. Basen anhand der <math>pK_S</math>- und <math>pK_B</math>-Werte</li> <li>• berechnen pH-Werte von Lösungen schwacher einprotoniger Säuren</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• argumentieren sachlogisch unter Verwendung der Tabellenwerte</li> <li>• messen pH-Werte äquimolarer Lösungen einprotoniger Säuren u. schließen auf die Säurestärke</li> </ul>
<ul style="list-style-type: none"> <li>• pH-Werte von Salzlösungen               <ul style="list-style-type: none"> <li>○ z. B. SE Messen pH-Werte von Salzlösungen</li> </ul> </li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• erklären die pH-Werte von Salzlösungen anhand von <math>pK_S</math>- und <math>pK_B</math>-Werten</li> <li>• berechnen pH-Werte alkalischer Lösungen</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• messen pH-Werte verschiedener Salzlösungen</li> <li>• nutzen Tabellen zur Vorhersage und Erklärung von Säure-Base-Reaktionen</li> </ul>

Unterrichtsinhalte	Inhaltsbezogene Kompetenzen	Prozessbezogene Kompetenzen
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Pufferlösungen               <ul style="list-style-type: none"> <li>○ phänomenologische Betrachtung</li> <li>○ z. B. Blutpuffer, Speichelpuffer</li> </ul> </li> <li>• Puffersysteme               <ul style="list-style-type: none"> <li>○ quantitative Betrachtung</li> <li>○ HENDERSON-HASSELBALCH-Gleichung</li> </ul> </li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• erklären die Wirkungsweise von Puffersystemen mit der Säure-Base-Theorie nach BRÖNSTED</li> <li>• wenden die HENDERSON-HASSELBALCH-Gleichung her auf Puffersysteme an</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• ermitteln die Funktionsweise von Puffern im Experiment</li> <li>• erklären die Pufferwirkung in biologischen und technischen Systemen</li> <li>• beurteilen die Bedeutung von Puffersystemen im Alltag</li> </ul>
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Titrationen von Lös. starker/schwacher ein-/ mehrprotoniger Säuren zur Konzentrationsbestimmung</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• beschreiben die Funktion von Säure-Base-Indikatoren bei Titrationen</li> <li>• berechnen ausg. von Neutralisationsreaktionen die Stoffmengenkonz. saurer u. alkalischer Probelös.</li> <li>• berechnen den Massengehalt von Säuren in Alltagsprodukten</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• ermitteln die Stoffmengenkonzentration von Säuren und Basen durch Titration</li> <li>• erkennen und beschreiben die Bedeutung maßanalytischer Verfahren in der Berufswelt</li> </ul>
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Titrationskurven für die Titration von Lös. starker/schwacher einprotoniger Säuren bzw. Basen               <ul style="list-style-type: none"> <li>○ SE Titration Salzsäure mit Natronlauge</li> <li>○ SE Titration Essigsäurelösung mit Natronlauge</li> </ul> </li> <li>• Berechnung von charakteristischen Punkten der Titrationskurven</li> <li>• Titrationskurven für die Titration von Lös. ein- oder mehrprotoniger Säuren zur Bestimmung der Säure               <ul style="list-style-type: none"> <li>○ z. B. SE Titration eines Cola-Getränkes</li> </ul> </li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• erklären und berechnen charakteristische Punkte von Titrationskurven ausgewählter einprotoniger starker/schwacher Säuren und starker/schwacher Basen (Anfangs-pH-Wert, Halbäquivalenzpunkt, Äquivalenzpunkt, End-pH-Wert)</li> <li>• nennen den Zusammenhang zwischen dem Halbäquivalenzpunkt und dem Pufferbereich</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• nehmen mit einem pH-Meter Titrationskurven einprotoniger starker und schwacher Säuren auf</li> <li>• zeichnen Titrationskurven für einprotonige starke und schwache Säuren</li> <li>• vergleichen Titrationskurven einprotoniger und mehrprotoniger Säuren</li> <li>• ermitteln experimentell den Halbäquivalenzpunkt <i>und</i> identifizieren Pufferbereiche in Titrationskurven</li> </ul>

Lernbereich: Reaktionen mit Elektronenübertragung		
Unterrichtsinhalte	Inhaltsbezogene Kompetenzen	Prozessbezogene Kompetenzen
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Redoxreihe der Metalle <ul style="list-style-type: none"> <li>○ SE Aufstellen einer Redoxreihe von Metallen</li> <li>○ allg. Vorgehen zum Einordnen eines Elements</li> </ul> </li> <li>• Redoxreaktionen <ul style="list-style-type: none"> <li>○ Oxidation, Reduktion, Redoxreaktion</li> <li>○ Oxidationsmittel, Reduktionsmittel</li> </ul> </li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• erläutern Redoxreaktionen als Elektronenübertragungsreaktionen</li> <li>• vergleichen Säure-Base-Reaktionen und Redoxreaktionen</li> <li>• wenden das Donator-Akzeptor-Konzept an</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• planen Experimente zur Aufstellung der Redoxreihe der Metalle und führen diese durch</li> <li>• reflektieren die historische Entwicklung des Redoxbegriffes</li> <li>• beschreiben Redoxreaktionen als Donator-Akzeptor-Reaktionen</li> </ul>
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Elektrochemische Doppelschicht <ul style="list-style-type: none"> <li>○ Beschreibung d. Vorgänge</li> <li>○ Zeichnung d. Modellvorstellung</li> </ul> </li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• beschreiben die Metallbindung (Elektronengasmodell)</li> <li>• beschreiben die elektrochemische Doppelschicht als Redoxgleichgewicht in einer Halbzelle</li> <li>• beschreiben den Austritt Ionen aus Metallgitter unter Verbleib der Elektronen im Elektronengas</li> </ul>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Galvanische Zelle <ul style="list-style-type: none"> <li>○ Beschreibung von Aufbau und Funktionsweise</li> <li>○ Zeichnung d. Modells</li> <li>○ Zelldiagramm</li> <li>○ Anode, Minuspol, Oxidation, Donatorhalbzelle</li> <li>○ Kathode, Pluspol, Reduktion, Akzeptorhalbzelle</li> </ul> </li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• beschreiben den Bau <i>und</i> erläutern die Funktionsweise galvanischer Zellen</li> <li>• erklären die Potenzialdifferenz/Spannung mit der Lage der elektrochemischen Gleichgewichte</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• planen Experimente zum Bau funktionsfähiger galvanischer Zellen und führen diese durch</li> <li>• stellen galvanische Zellen in Form von Skizzen dar <i>und</i> erstellen Zelldiagramme</li> <li>• nutzen Modelle zur Darstellung von galvanischen Zellen</li> </ul>
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Spannungsreihe der Metalle <ul style="list-style-type: none"> <li>○ SE Messen von Spannungen galv. Zellen</li> <li>○ Einordnung von Wasserstoff</li> </ul> </li> <li>• Standardwasserstoffelektrode <ul style="list-style-type: none"> <li>○ Beschreibung von Aufbau und Funktionsweise</li> <li>○ Zeichnung d. Modells</li> <li>○ Zelldiagramm</li> </ul> </li> <li>• Standardelektrodenpotenzial <ul style="list-style-type: none"> <li>○ Definition</li> <li>○ Berechnung von Zellspannungen</li> </ul> </li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• beschreiben den Aufbau der Standardwasserstoffelektrode <i>und</i> definieren das Standardpotenzial</li> <li>• berechnen die Spannung galvanischer Zellen (Zellspannung) unter Standardbedingungen</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• messen die Spannung unterschiedlicher galvanischer Zellen</li> <li>• nutzen Tabellen von Standardpotenzialen zur Vorhersage des Ablaufs von Redoxreaktionen</li> <li>• wählen Aussagekräftige Informationen aus <i>und</i> argumentieren sachlog. u. Verw. der Tabellenwerte</li> </ul>
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Abh. d. Potenzials von der Konzentration <ul style="list-style-type: none"> <li>○ z. B. SE Kupferkonzentrationszellen</li> <li>○ z. B. SE Silberkonzentrationszellen</li> </ul> </li> <li>• NERNST-Gleichung <ul style="list-style-type: none"> <li>○ Herleitung d. vereinfachten Form</li> <li>○ Berechnung von Zellspannungen</li> </ul> </li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• beschreiben die Abh. der Potenziale von der Konz. anhand der NERNST-Gleichung</li> <li>• berechnen die Potenziale von Halbzellen verschiedener Stoffmengenkonzentrationen ohne Berücksichtigung des pH-Wertes und der Temperatur</li> </ul>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Elektrolyse von Salzlösungen <ul style="list-style-type: none"> <li>○ z. B. SE Elektrolyse von CuCl<sub>2</sub>-Lös., ZnBr<sub>2</sub>-Lös.</li> </ul> </li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• beschreiben den Bau von Elektrolysezellen <i>und</i> erläutern das Prinzip der Elektrolyse</li> <li>• deuten die Elektrolyse als Umkehrung der Vorgänge im galvanischen Element</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• führen ausgewählte Elektrolysen durch <i>und</i> stellen Elektrolysezellen in Form von Skizzen dar</li> <li>• vergleichen Elektrolysezelle und galvanische Zelle</li> </ul>

Unterrichtsinhalte	Inhaltsbezogene Kompetenzen	Prozessbezogene Kompetenzen
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Elektrolyse von Wasser <ul style="list-style-type: none"> <li>○ z. B. SE Elektrolyse im HOFMANNschen Apparat</li> </ul> </li> <li>• Überspannung und Zersetzungsspannung</li> <li>• 1. FARADAYSches Gesetz</li> <li>• 2. FARADAYSches Gesetz</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• beschreiben die Zersetzungsspannung <i>und</i> das Phänomen der Überspannung</li> <li>• beschreiben den Zshg. zw. Zersetzungsspannung u. Zellspannung einer entspr. galvanischen Zelle</li> <li>• beschreiben die Proportionalität zwischen der abgetrennten Stoffmenge und der geflossenen Ladung (1. FARADAY-Gesetz)</li> <li>• berechnen mit den 2. FARADAY-Gesetz abgetrennte Masse, Stromstärke und Zeit</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• nutzen Spannungsdiagramme als Entscheidungshilfe zur Vorhersage und Erklärung von Elektrodenreaktionen</li> </ul>
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Technische Verfahren <ul style="list-style-type: none"> <li>○ Fließschemata mit Prozessschritten u. –stufen und Erläuterung der Verfahrensbedingungen</li> <li>○ z. B. Alkalichloridelektrolyse zur Gewinnung von Chlor u. Natronlauge (Vgl. d. Verfahren)</li> <li>○ z. B. Kupferraffination zur Gewinnung von Reinstkupfer</li> <li>○ z. B. Schmelzflusselektrolyse zur Gewinnung von Aluminium</li> </ul> </li> </ul>		<ul style="list-style-type: none"> <li>• erläutern Darstellungen zu technischen Anwendungen</li> <li>• nutzen ihre Kenntnisse über Redoxreaktionen zur Erklärung von Alltags- und Technikprozessen</li> <li>• beurteilen den Einsatz von Elektrolysen in Alltag und Technik</li> </ul>
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Primär- und Sekundärelemente <ul style="list-style-type: none"> <li>○ Beschreibung von Aufbau und Funktionsweise</li> <li>○ z. B. LE CLANCHÉ-Zelle</li> <li>○ z. B. Blei-Akkumulator</li> <li>○ z. B. Lithium-Akkumulator</li> </ul> </li> <li>• Brennstoffzellen <ul style="list-style-type: none"> <li>○ Beschreibung von Aufbau und Funktionsweise</li> <li>○ z. B. PEM-Brennstoffzelle</li> </ul> </li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• erklären die Funktionsweise ausgewählter Batterien, Akkumulatoren und Brennstoffzellen</li> <li>• nennen die prinzipiellen Unterschiede zwischen Batterien, Akkumulatoren und Brennstoffzellen</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• beurteilen den Einsatz von galvanischen Zellen in Alltag und Technik</li> <li>• beurteilen ökologische und ökonomische Aspekte der Energiespeicherung</li> <li>• recherchieren exempl. zu Batterien, Akkumulatoren u. Brennstoffzellen u. präsentieren ihre Ergebnisse</li> </ul>
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Komplexbindung <ul style="list-style-type: none"> <li>○ z. B. Komplexe mit Eisenionen in Berliner Blau</li> </ul> </li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• beschreiben die koordinative Bindung als WW von Metallkationen und Teilchen mit freien EP</li> </ul>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Korrosion <ul style="list-style-type: none"> <li>○ Lokalelemente</li> <li>○ Säurekorrosion u. Sauerstoffkorrosion</li> </ul> </li> <li>• Korrosionsschutz <ul style="list-style-type: none"> <li>○ Opferanode</li> <li>○</li> </ul> </li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• wenden ihre Kenntnisse zu galvanischen Zellen auf Lokalelemente an</li> <li>• unterscheiden Säurekorrosion u. Sauerstoffkorrosion</li> <li>• erklären den Korrosionsschutz durch eine Opferanode</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• führen Experimente zur Korrosion und zum Nachweis von Eisenionen durch</li> <li>• führen Experimente zum Korrosionsschutz durch</li> <li>• beurteilen den Einsatz und das Auftreten von Redoxreaktionen in Alltag und Technik</li> <li>• beurteilen die wirtschaftlichen Folgen durch Korrosionsschäden</li> </ul>
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Redoxreaktionen mit Molekülverbindungen <ul style="list-style-type: none"> <li>○ z. B. Redoxreaktionen mit Permanganat</li> </ul> </li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• stellen Redoxgleichungen in Form von Teil- und Gesamtgleichungen auf</li> <li>• beschreiben mithilfe der Oxidationszahlen korrespondierende Redoxpaare</li> </ul>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Redoxtitration <ul style="list-style-type: none"> <li>○ z. B. SE Ceri-, Iodo- oder Manganometrie</li> </ul> </li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• führen eine Redoxtitration durch <i>und</i> berechnen die Stoffmengenkonzentration der Probelösung</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• erkennen die Bedeutung maßanalytischer Verfahren in der Berufswelt</li> </ul>

