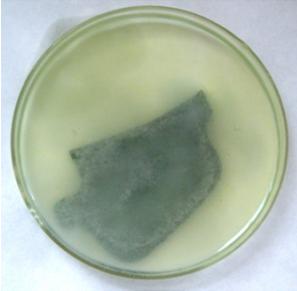
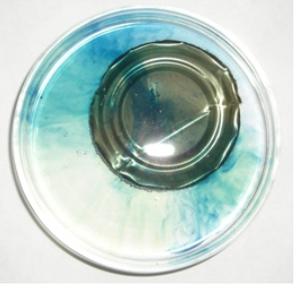
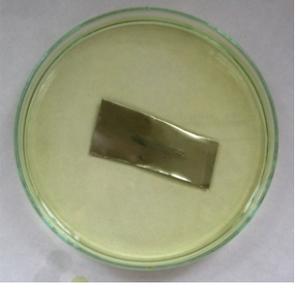


Entsprechend den „Richtlinien zur Sicherheit im Unterricht“ (RiSU) vom 26.02.2016 ist für jedes im Unterricht durchgeführte Experiment eine Gefährdungsbeurteilung zu erstellen.

Experiment	Korrosionsschutz		
Chemikalien	<ul style="list-style-type: none"> • verzinktes Blech, verzinnertes Blech („Weißblech“), chromatiertes Edelstahlblech • Schwefelsäure ($\omega \approx 10\%$) • Kaliumhexacyanidoferrat(III)-Lösung (rotes Blutlaugensalz) • Nagel oder Schraubendreher zum Ritzen 		
Geräte	<ul style="list-style-type: none"> • 3 Petrischalen • Messzylinder (20 ml) • Pipette 		
Durchführung	Die Oberflächen der drei Bleche werden mit einem Nagel tief eingeritzt, sodass eine „Schadstelle“ entsteht. Anschließend legt man sie in Petrischalen, die 20 ml Schwefelsäure und einige Tropfen Kaliumhexacyanidoferrat(III)-Lösung enthalten.		
Beobachtungen	<p>a) verzinktes Blech – heftige Gasentwicklung, keine Blaufärbung der Lösung</p> 	<p>b) verzinnertes Blech – schwache Gasentwicklung, Lösung färbt sich in Umgebung der „Schadstelle“ blau</p> 	<p>c) Edelstahlblech – bleibt unverändert</p> 
Erklärungen	<p>Es kommt bei a) und b) zur Ausbildung von Lokalelementen, wobei durch Reduktion Wasserstoff entsteht. Das unterschiedliche Verhalten der Metalle beruht auf deren Standardelektrodenpotenzialen:</p> <p>$E^0(\text{Fe}/\text{Fe}^{2+}) = -0,44\text{ V}$</p> <p>$E^0(\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}) = -0,76\text{ V}$</p> <p>$E^0(\text{Sn}/\text{Sn}^{2+}) = -0,14\text{ V}$</p> <p>a) Aufgrund es niedrigeren Standardelektrodenpotenzials von Zink, wird dieses – und nicht Eisen – oxidiert.</p> <p>b) An der Schadstelle werden Eisen(II)-Ionen gebildet, die mit dem rotem Blutlaugensalz nachweisen unter Bildung von Berliner Blau nachgewiesen werden.</p> <p>c) Das Edelstahlblech wird durch eine Passivschicht aus Chrom(VI)-oxid geschützt.</p>		

