

# Lernstraßen im Chemieunterricht

## - fachlich anspruchsvolle Gegenstände handlungsorientiert erarbeiten

M. Sina

In der Unterrichtspraxis finden handlungs- und schülerorientierte Arbeitsformen zwar zunehmend ihren Platz, werden aber für die Erarbeitung fachlich anspruchsvoller fachsystematischer Inhalte immer noch recht wenig genutzt. Lernstraßen sind eine Möglichkeit, gerade diese Inhalte handlungsorientiert zu erarbeiten.

Im Folgenden wird

1. zunächst ein Erfahrungsbericht zur Einordnung der Methode und der konkreten Vorschläge in die Arbeit und das Gesamtkonzept von „Chemie im Kontext“ gegeben,
2. die Methode knapp und eher abstrakt dargestellt und
3. an einem Beispiel illustriert.

### 1 Der Ausgangspunkt: Chemie im Kontext

Das „Kölner Modell“ [20] ist ein Fortbildungsprojekt von Chemielehrern für Chemielehrern und hat seit 30 Jahren seinen Sitz an den Chemischen Instituten der Universität Köln. Seit 2003 arbeitet eine Arbeitsgruppe des Kölner Modells das Kölner Set [16] des BMBF-Forschungsprojekts „Chemie im Kontext“ (ChiK) [14] an der Entwicklung, Erprobung und Evaluation von Unterrichtseinheiten für die gymnasiale Oberstufe.

Chemieunterricht nach der Konzeption „Chemie im Kontext“ basiert auf den drei Säulen Kontextorientierung, Vernetzung der Fachinhalte zu Basiskonzepten und Methodenvielfalt [11; 12]:

Jedes fachliche Thema, das nach ChiK unterrichtet wird, wird an einen Kontext angebunden, die Verknüpfung zu den Basiskonzepten wird immer wieder verdeutlicht und bietet eine fachsystematische Verstehens- und Lernhilfe für die Schülerinnen und Schüler und es soll eine möglichst große Methodenvielfalt [7] mit einer stärkeren Betonung der schüler- und handlungsorientierten Unterrichtsmethoden erreicht werden: „Der Unterricht nach Chemie im Kontext charakterisiert sich durch eine möglichst große Methodenvielfalt. Selbstgesteuertes Lernen erhält in verschiedenen Phasen eine stärkere Bedeutung. So verändern sich auch die traditionellen Lehrer-Schüler-Rollen.“ [15]

Die angestrebte Methodenvielfalt und insbesondere die Forderung nach Handlungsorientierung ist auch mit dem erweiterten Lernbegriff begründet, der sich in vier Bereichen des Lernens konkretisiert:

- fachlich-inhaltliches Lernen,
- methodisch-strategisches Lernen,
- sozial-kommunikatives Lernen und
- persönliches Lernen. [2; 3; 4; 5; 7]

In der gymnasialen Oberstufe erweisen sich die laut Lehrplänen vorgesehenen „harten“ Fachinhalte wie z.B. die Reaktionsmechanismen in der organischen Chemie oder die Herleitung der Nernst-Gleichung als besonders zeitintensiv. Dabei hatten wir Schwierigkeiten, diese längeren Phasen kontext- und handlungsorientiert zu unterrichten. Zudem beobachteten wir bei uns die Tendenz, gerade bei

den für Klausuren oder das Zentralabitur besonders relevanten, weil konstitutiven und auch gut abprüfbareren, Bereichen in lehrerzentrierten Unterrichtsformen zu behandeln. Grundsätzlich spricht nach allen neueren Untersuchungen nichts dagegen, bei der grundsätzlichen Beachtung des Methodenwechsels im Unterricht auch Phasen von Kursunterricht vorzusehen (eine gut lesbare Darstellung liefert H. Meyer [9]).

Bei unseren ersten Versuchen, nach ChiK zu unterrichten, kam es dadurch, dass die fachlich zentralen Gegenstände oft nicht in offenen Unterrichtsformen vermittelt wurden, zu dem Phänomen, dass die Wertschätzung der Schülerinnen und Schüler für die offenen Unterrichtsformen geringer war: „hier werden die ‚weichen‘ Inhalte vermittelt, die man eigentlich nicht so unbedingt braucht...“. Uns ist aber gleichermaßen an einer Wertschätzung für „harte“ und „weiche“ Inhalte gelegen. Erst die Verknüpfung der Phänomene des Alltags und der Lebenswelt mit den klassischen Fachinhalten, also die Kontextualisierung, führt zu einem vertieften Verständnis der Welt und damit auch im weiteren Sinne zu einer Verbesserung der „scientific literacy“.

Es musste ein Weg gefunden werden, die einfache Korrelation von Methoden und Inhalten aufzuweichen, also fachlich anspruchsvolle Gegenstände handlungsorientiert zu unterrichten. Unsere Versuche fundieren in der Rahmenkonzeption des offenen Unterrichts, wie sie z.B. Jürgens vorgeschlagen hat (zitiert bei [2]).

Von den üblichen Methoden des offenen Unterrichts wie Planarbeit, Freiarbeit, Stationenlernen, Projektorientiertes Arbeiten, Wahldifferenzierter Unterricht [1; 2; 4] schien uns zunächst nur das Stationenlernen geeignet. Hierbei stellte sich aber schnell als problematisch heraus, dass die Anordnung der Gegenstände zu einem fachlichen Thema oft nicht facettenartig, sondern durch eine Stringenz und innere Sachlogik geprägt ist. Diese Sachlogik erleichtert den Lernenden zudem den Zugang zum Thema. Um diese zu erhalten haben wir die Stationen überwiegend linear angeordnet, und kamen so vom Stationenlernen zur Lernstraße.

### 2 Die Methode „Lernstraße“ – systematische Darstellung

*(Die Form dieser Darstellung orientiert sich an den Methodendarstellungen bei W. Mattes [7].)*

#### 2.1 Definition

Die „Lernstraße“ ist eine Sonderform des Stationenlernens. Als synonyme Begriff wird teilweise auch der Begriff „Lernzirkel“ verwendet, der mir aber nicht so aussagekräftig erscheint, da er eher an den Rundlauf beim Zirkeltraining im Sportunterricht erinnert, bei dem der Startpunkt willkürlich ist.

Die Schülerinnen und Schüler erhalten in Form verschiedener Stationen Lernangebote, die überwiegend in einer festgelegten Reihenfolge zu bearbeiten sind. Entweder erhalten sie sofort das gesamte Material oder an den einzelnen Stationen, dann haben sie aber einen Überblick über die zu bearbeitenden Stationen, den Zeitplan sowie die erwarteten

Ergebnisse in der Hand. Meist findet die Bearbeitung in Kleingruppen statt, Partner oder Einzelarbeit ist ebenfalls möglich. Eine Unterscheidung in Pflicht und Wahlstationen ist wie beim Stationenlernen ebenfalls möglich, Wahlstationen können zur interessegeleiteten Schwerpunktsetzung oder auch zur Binnendifferenzierung genutzt werden. Es werden abgestufte Lösungshilfen oder Musterlösungen von Aufgaben angeboten. Eine Präsentationsaufgabe schließt die Lernstraße ab und führt wieder ins Plenum zurück.

## 2.2 Chancen und Ziele

- Lernstraßen sind besonders geeignet, um aufbauendes Wissen, das eine innere Sachlogik und Struktur hat, zu erwerben. Stationenlernen werden eher eingesetzt, um kumulatives Wissen zu erwerben, das facettenartig angeordnet ist.
- Die Schülerinnen und Schüler bestimmen Lernrhythmus und –tempo selber innerhalb des festgelegten Zeitrahmens.
- Werden Hilfekarten oder abgestufte Lösungshilfen verwendet, so ist eine durch die Schülerinnen und Schüler selbst gesteuerte Binnendifferenzierung erreichbar.
- Werden Wahlstationen angeboten, so können die Schülerinnen und Schüler selbst interesse- oder bedarfsgeleitete Vertiefungen und Ergänzungen zum Kerngegenstand erarbeiten.
- Die Lehrkraft ist während der Arbeitsphase entlastet, und kann deshalb andere Aufgaben übernehmen:
  - Sie kann durch die kriteriengeleitete Beobachtung des Arbeitsverhaltens der Schülerinnen und Schüler sowohl eine Rückmeldung über Kenntnisstand und Lernerfolg gewinnen, aber (wenn vorher angekündigt) die Arbeitsphase auch zur Leistungsbewertung verwenden. Dies ist vor allem deshalb sinnvoll, weil durch die Methode andere Schülerinnen und Schüler als im „normalen“ Unterricht Leistung erbringen können. [3; 5; 6]
  - Sie kann individuell beratend und unterstützend wirken.
  - Sie kann Experimentalstationen betreuen.

## 2.3 Geeignete Anlässe

- Das Wiederholen und Vertiefen bereits erarbeiteter Gegenstände und Themen.
- Die Erarbeitung eines fachlich komplexen neuen Sachgebietes, das aus der inneren Sachlogik heraus aufbauendes Lernen erfordert.

## 2.4 Mögliche Probleme – und Lösungsvorschläge

- Lernstraßen können bei ungenügender Vorbereitung chaotisch werden: Eine Einführungsphase sollte dem Methodentraining und der Arbeits- und Zielvereinbarung gewidmet werden!
- Der Planungsaufwand seitens der Lehrkraft kann immens sein: Schwierigkeiten müssen sauber antizipiert werden, das Material muss vollständig sein, Aufgabenstellungen müssen die unterschiedlichen Sinneskanäle ansprechen und die verschiedenen Leistungsstände berücksichtigen, dürfen andererseits aber nicht überfordern. Schätzen Sie den Aufwand realistisch ein, verwenden Sie bestehende Materialien, fangen Sie

klein an, arbeiten Sie mit Kolleginnen und Kollegen zusammen!

- Wie bei allen Methoden mit großer Schülerantwortung besteht auch hier die Gefahr, dass die Schülerinnen und Schüler die Freiheiten nicht effektiv nutzen. Es kann passieren, dass anfangs zu langsam gearbeitet wird und am Ende Zeitdruck entsteht, der dann zu einer falschen Verwendung von Lösungshilfen führt. Andererseits handelt es sich hierbei auch um einen Lerneffekt: wird die Methode in einer Lerngruppe mehrfach angewendet, so funktioniert sie deutlich besser. Lassen Sie sich nicht entmutigen! Ziehen Sie die Methode durch und brechen nicht vorzeitig ab!
- Experimentalstationen müssen sehr präzise auf die Lerngruppe abgestimmt sein, damit es zu keinen Sicherheitsproblemen kommt. Unter Umständen muss eine Experimentalstation als Lehrerversuch oder als Schülerdemonstrationsversuch mit Aufsicht durch die Lehrkraft durchgeführt werden.
- Gerade bei den ersten Stationen besteht Stau-Gefahr, da alle Gruppen zur gleichen Zeit an diesen arbeiten möchten. Diese Stationen sollten deshalb mehrfach vorhanden sein. Das Eröffnungsmaterial sollte schon einen so hohen Schwierigkeitsgrad haben, dass es zu einer Entzerrung durch unterschiedliche Bearbeitungsgeschwindigkeiten kommt.

## 2.5 Worauf Sie achten sollten...

- Nehmen Sie die Metakommunikation über die Methode ernst: die hierfür investierte Zeit bekommen Sie doppelt zurück!
- Legen Sie die Gesamtdauer der Arbeitsphase mit der Lerngruppe gemeinsam verbindlich fest!
- Wenn Sie eine fertige Lernstraße verwenden wollen: machen Sie sich vorher gründlich mit den Stationen vertraut, lösen Sie am besten alle Aufgaben zunächst einmal selber und führen Sie ggf. alle Versuche durch!
- Wenn Sie selber eine Lernstraße erstellen wollen: oft sind Schulbücher gute Starthilfen. Nehmen Sie ein Kapitel, unterteilen Sie es in Einheiten und stellen Sie diese als Stationen Ihren Schülerinnen und Schüler zur Verfügung. Beim ersten Durchlauf könne Sie Ihre Schülerinnen und Schüler als Komplizen zur Materialerstellung heranziehen: lassen Sie sie Zusatzmaterial suchen, Fragen an die Materialien formulieren, ihre Lernschwierigkeiten dokumentieren etc.. So bekommen Sie ein Gefühl dafür, an welchen Stellen es sich lohnt, weiter am Material zu arbeiten und an welchen Stellen das Material so schon einsatzfähig ist!
- Arbeiten Sie mit Laufzetteln oder einer Folie, auf der die Schülerinnen und Schüler jeweils ihren Stand eintragen bzw. die Stationen abhaken. Auf diese Art erhalten Sie und die Schülerinnen und Schüler selbst einen Überblick über die Geschwindigkeit und den Arbeitseinsatz. Zudem kann der Wettbewerbscharakter motivierend wirken.
- Machen Sie vorher deutlich, wie die Ergebnisse der Arbeit präsentiert werden sollen. Gerade schülerorientierte Materialien und Methoden sollten möglichst mit einer adäquaten Methode ihren Abschluss finden. Hierfür eignen sich Präsentationen besonders gut.
- Stellen Sie eine Zusatzstation mit Informationsmaterial bereit (Computer mit Internetzugang, Lexika, Wörterbücher,...).

- Fügen Sie bei einer längeren Lernstraße (wie der hier vorgeschlagenen) eine Prozessberichtsstunde ein, in der die Schülerinnen und Schüler über den erreichten Stand berichten und ihre Bearbeitungsstrategien präsentieren und austauschen.

### 3 Konkret: Die Lernstraße „Grundlagen der Elektrochemie“

#### 3.1 Der unterrichtliche Zusammenhang: Die Unterrichtsreihe „Wenn der Strom nicht aus der Steckdose kommt... – mobile Energiespeicher“

Die Unterrichtsreihe „Wenn der Strom nicht aus der Steckdose kommt – mobile Energiespeicher“ wurde in den Jahren 2005 und 2006 vom Kölner ChiK-Set auf Basis von Erfahrungen und Materialien der Dortmunder ChiK-Sets (Leitung: Prof. Dr. B. Ralle, Dr. S. Kienast und P. Wlotzka) entwickelt. Wir verwendeten einen der Standard-Kontexte zur Elektrochemie und bereiteten diesen als ChiK-Reihe auf. Die gesamte Unterrichtsreihe mit allen Materialien ist im Internet abrufbar. [17]

Die Unterrichtseinheit zur Elektrochemie ist an den Lehrplänen des Landes NRW für die Jahrgangsstufe 12 orientiert und erfüllt die Obligatorik des Themenfeldes A „Gewinnung und Nutzung elektrischer Energie in der Chemie“. [10] Einen Überblick über die Unterrichtsreihe gibt Tab. 1, die benötigte Zeit für die gesamte Reihe beträgt etwa ein Drittel Schuljahr, also ca. 12-14 Unterrichtswochen. Die Reihe ist in dieser Form schon mehrfach unterrichtet worden, die Erfahrungen sind in die Fortentwicklung der Reihe stets eingeflossen, so dass es sich hier um einen Arbeitsstand nach ca. dreijähriger Erprobung handelt.

Nach stark kontextorientierten und für die Schülerinnen und Schüler sehr motivierenden Begegnungs- und Neugierphasen, in denen das Themenfeld umrissen, eingegrenzt und strukturiert wird und Interessenschwerpunkte festgelegt werden müssen nun die Grundlagen der Elektrochemie aus der Sekundarstufe I wiederholt und vertieft werden. (Vgl. Tab. 2: Inhaltverzeichnis der Lernstraße „Grundlagen der Elektrochemie“)

Nach der Bearbeitung der Lernstraße können schon eine Reihe der in der Neugierphase formulierten Fragen beantwortet werden, für andere lässt sich nun eine Strategie aufzeigen. Es werden Referate zur Erarbeitung und Klärung vergeben, die Nernst-Gleichung wird im Kursunterricht erarbeitet und an Beispielen vertieft.

Die Dekontextualisierung, also die Anwendung des im Kontext Batterien gelernten Sachinhalte auf neue Kontexte, wird in der Vertiefungsphase vor allem in einem Stationenlernen zu Akkumulatoren geleistet, kann aber auch mit anderen Kontexten erfolgen.

#### 3.2 Die Lernstraße „Grundlagen der Elektrochemie“

##### 3.2.1 Ablauf, methodischen Entscheidungen,...

Grundsätzlich sollte die Lehrkraft alle benötigten Materialien zumindest für die ersten beiden Praxisstationen bereitgestellt haben, weitere können sukzessive hinzukommen. Es hat sich bewährt, wenn die benötigten Materialien und Lösungen an einem Platz der Sammlung einen gemeinsamen Standort haben, eine komplette Liste findet sich im Anhang der Lernstraße. In der Arbeitsphase nimmt

Phase	Kontext / Inhalt / Sozialform / ...
Begegnungsphase	mobile Energieträger im Alltag <i>EA/PA</i> Die SuS werden aufgefordert, ihre Taschen auf elektrische Geräte hin zu untersuchen, die sie dabei haben. Alternativ: eine Vielzahl elektrischer Geräte wird präsentiert.
Neugierphase	Strukturierung des Themenfeldes <i>EA / GA Kartenabfrage</i> : z.B.: „Was weiß ich schon?“ / „was will ich wissen?“ Es entsteht eine <i>Mindmap</i> o.ä. zu Batterien und Akkus
Erarbeitungsphase I	<b>Lernstraße</b> <b>selbstständiges Erarbeiten der Grundlagen der Elektrochemie anhand eines vorgegebenen Materials (Versuche, Aufgaben, Lösungshilfen, Lösungen, Theorieteile)</b> Die Begriffe zur Reihe finden sich nach und nach in einem Glossar, dieses ist für alle SuS online verfügbar. (Beispiel unter [21])
Erarbeitungsphase II	Fragen klären: welche Fragen aus der Neugierphase lassen sich mit dem erworbenen Wissen klären? Kursunterricht, arbeitsteilige GA Internet-Recherche Erstellen von Kurzreferaten
Erarbeitungsphase III	<i>Kursunterricht</i> Herleitung der Nernst-Gleichung - Herleitung über Schülerexperiment „Silberkonzentrationskette“ - Elektrolyse (ein Anwendungsbeispiel) [13] - Phänomene Überspannung / Abscheidopotentiale / „Gasen“ - pH-Abhängigkeit von Redoxpotentialen Anwendung der Nernst-Gleichung - Batterien evtl. auch schon Dekontextualisierung und Bestimmung von Löslichkeitsprodukten, pH-Elektrode, Korrosion,...
Vertiefungsphase	andere mobile Energiespeicher Kurzreferate Stationenlernen (NiCd / NiMH / Pb-Akku, evtl. Brennstoffzelle)

**Tab. 1: Überblick Unterrichtsreihe „Wenn der Strom nicht aus der Steckdose kommt – mobile Energiespeicher“**

die Lehrkraft die unter 3.2 skizzierten Aufgaben wahr. Die Lernstraße beginnt mit einer Einführungsphase, in der mit den Schülerinnen und Schülern verbindliche Absprachen über die Art der Arbeit, die Zeit, die Rolle der Lehrkraft und das erwartete Ergebnis getroffen werden. Mögliche Produk

te ergeben sich teils aus der Lernstraße, vor allem aber aus den im Unterricht im Vorfeld herausgearbeiteten Fragen, zu deren Beantwortung die Kenntnisse der Lernstraße erforderlich sind. Die Lernstraße bietet die Möglichkeit, dass die Schülerinnen und Schüler diese in einem individuellen Tempo erarbeiten. Binnendifferenzierende Elemente werden vom Material durch die Lösungshilfen und Lösungen angeboten, darüber hinaus kann die Lehrkraft durch ein reflektiertes unterstützendes Handeln in einzelnen Gruppen gezielt differenzierend wirken. Die schnellsten Gruppen erarbeiten sich das letzte Kapitel selbstständig und können diese Versuche dem Rest der Lerngruppe präsentieren, reicht dies noch nicht aus, so sind schon erste Erarbeitungen von vertiefenden Referaten zu Aspekten der Elektrochemie möglich oder eine erste Dekontextualisierung mit Aufgaben z.B. zum Korrosionsschutz. Die Ausgabe der Hilfekarten sollte im Sinne eines selbstgesteuerten Lernens nicht durch die Lehrkraft erfolgen. Es hat sich aber als sinnvoll herausgestellt, dass Schülergruppen, die ungeübter mit dieser Methode (Hilfekarten) sind, dazu tendieren, sich zu schnell zu viele Hilfen zu holen. Hier sollte durch Methodenreflexion und Metakommunikation auf ein verantwortliches Lernen hingewirkt werden.

Es gibt zwei verschiedene denkbare Settings für die Lernstraße, die mit dem Material durchführbar sind: Die Schülerinnen und Schüler erhalten die komplette Lernstraße in Kopie und bearbeiten sie in der vorgegebenen Reihenfolge oder die einzelnen Kapitel der Lernstraße liegen in Kopie an den jeweiligen Stationen aus, die Schülerinnen und Schüler gehen von Station zu Station und erhalten die neuen Materialien dort.

Die von uns bisher durchgeführte Sozialform war bisher stets eine Kleingruppenarbeit, denkbar sind aber auch Partner- oder Einzelarbeit. Die Entscheidung für die Sozialform ist natürlich entscheidend für die angestrebten Lernziele im sozial-kommunikativen und auch im persönlichen Lernbereich.

Ein Kollege hat gute Erfahrungen damit gemacht, Prozessberichts-Stunden einzuschieben, dies ist z.B. nach Bearbeitung etwa der Hälfte und aller Stationen sinnvoll.

### 3.2.2 Erfahrungen und Bewertung

Zur Bewertung unserer Erfahrungen muss die Frage gestellt werden, ob diese Lernstraße einerseits die notwendigen fachlichen Anforderungen erfüllt und diese zudem in der Rahmenkonzeption des offenen Unterrichts überzeugend vermitteln kann.

Nachdem wir die Lernstraße mit ca. 10 Schülergruppen getestet haben ziehen wir was die kognitiven Lernerfolge angeht ein positives Fazit. Die Grundlagen waren nach der durchgeführten Lernstraße vorhanden, so dass im Kursunterricht auch schwächere Schülerinnen und Schüler gut weiter mitarbeiten konnten. Vorteilhaft erscheint, dass man als Lehrkraft ein recht präzises Bild über die Kenntnisse, Fähigkeiten und Fertigkeiten einzelner Schülerinnen und Schüler gewinnt und so im folgenden Unterricht präziser reagieren kann.

Die Leitbilder des offenen Unterrichts [2, S. 2f.] werden umfassend mit der Methode bedient (die folgenden Aussagen beziehen sich im Vollsinn auf die Einbindung der Lernstraße in das skizzierte unterrichtliche Gesamtkonzept):

<b>0 Theoretischer Vorspann</b>
0.1 Begriffsklärungen
0.2 Aufbauten für elektrochemische Versuche
<b>1 Spannungsreihe der Metalle</b>
V 1.1 Die Redoxreihe
1.1 Info: Redoxreihe der Metalle
1..2 Info: Galvanische Zellen
V 1.2 Spannungsreihe der Metalle
<b>2 Erweiterung der Spannungsreihe I: Nichtmetalle</b>
V 2.1 Redoxreaktionen zwischen Nichtmetallen und ihren Ionen
<b>3 Die Standard-Wasserstoff-Halbzelle als Bezugselektrode</b>
V 3.1 Bestimmung des Standard-Elektroden-Potentials einer Zn/Zn <sup>2+</sup> - Halbzelle mithilfe der Standard-Wasserstoff-Elektrode
<b>4 Erweiterung der Spannungsreihe II: Ermittlung der Redoxpotentiale der Halogene</b>
<b>V 4.1 Galvanisches Element aus Wasserstoff- und Chlor-Halbzelle</b>
<b>V 4.2 Spannungsermittlung zwischen Halogenhalbzellen</b>
<b>5 Hinführung zur Nernst-Gleichung</b>
5.1 Konzentrationsabhängigkeit der Potentiale
V 5.1 Zinkblech in Zinksulfatlösung mit Konzentrationsgefälle
5.2 Konzentrationszellen
V 5.2 Konzentrationszelle
5.3 Konzentrationsketten
V 5.3 Verdünnungsreihe
V 5.4 Konzentrationskette
<b>6 Historische und klassische Elemente</b>
6.1 Volta-Element
6.2 Die Zitronenbatterie
<b>7 Hilfen</b>
7.1 Auswertungshilfe zu Kapitel 2: Erweiterung der Spannungsreihe I: Nichtmetalle
7.2 Auswertungshilfen zu Kapitel 4 Erweiterung der Spannungsreihe II: Ermittlung der Redoxpotentiale der Halogene
7.3 Abgestufte Lösungshilfen zu Kapitel 6.2 Die Zitronenbatterie
7.4 Lösungen - Antworten zu den abgestuften Hilfen 7.3
<b>8 Lösungen</b>
<b>9 Chemikalien und Materialien</b>
9.1 Übersicht der benötigten Materialien
9.2 Übersicht über die benötigten Chemikalien
<b>10 Hinweise für Lehrkräfte</b>
10.1 Aufbauten für elektrochemische Versuche
10.2 Zitronenbatterie
10.3 Erweiterung der Spannungsreihe I: Nichtmetalle
<b>10.4 Hilfekarten zu Kapitel 4</b>
<b>11 Quellen</b>

**Tab. 2: Inhaltsverzeichnis Lernstraße „Grundlagen der Elektrochemie“**

- **Schülerverhalten:** Die SuS bestimmen ihr Lerntempo in den Grenzen der vereinbarten Arbeitszeit selber. Sie vertiefen individuell nötige oder interessierende Themen. Sie verwenden individuell Lösungshilfen und lassen sich von Mitschülern oder der Lehrkraft unterstützen.
- **Lehrerverhalten:** Die Lehrerrolle ist geöffnet, das Planungsmonopol ist zwar mit dieser Methode nicht aufgebrochen, dennoch wird eine möglichst große Schülerinnen und Schüler-Beteiligung bei der Durchführung des Unterrichts erreicht.
- **Methodische Grundprinzipien:** Es liegen übende, vertiefende und erarbeitende Materialien vor, die SuS lernen problemlösend, selbstverantwortet und kooperativ.
- **Aufgaben:** Die Aufgaben sind methodisch durchdacht, differenziert und bieten durch Helfer- und Lösungssysteme deutliche Unterschiede im Niveau.
- **Lern und Unterrichtsformen:** Die Lernstraße ist in ein Gesamtkonzept unterschiedlicher Unterrichtsformen eingebettet.
- **Lernumgebung und -material:** Die Lernumgebung ist gut vorbereitet und ansprechend gestaltet, das Material anspruchsvoll und eröffnet vielfältige Lernchancen auf unterschiedlichen Niveaus.
- **Leistungsbegriff und -beurteilung:** Durch vielfältige Möglichkeiten der Leistungserbringung und ein hohes Maß an Verbindlichkeit wird ein hohes Anspruchsniveau erreicht und die Entlastung der Lehrkraft ermöglicht differenzierte Leistungsdiagnostik sowie individuelle Förderung, Beratung und Beurteilung. Grundsätzliche Möglichkeiten der Schüler selbstbeurteilung sind vorhanden.
- **Unterrichts- und Schulentwicklung:** Das Methodenrepertoire von Schülerinnen und Schülern sowie Lehrerinnen und Lehrern wird erweitert, offene Lernphasen auch für fachlich anspruchsvolle Gegenstände werden selbstverständlich in die Gesamtkonzeption von Unterricht eingebunden, kooperatives Lernen unterstützt.

Die Schülerinnen und Schüler empfinden die Arbeit als anstrengend, aber lohnend. In der Beobachtung ist die konzentrierte und ruhige Arbeitsatmosphäre besonders hervorzuheben. Besonders schwächere Schülerinnen und Schüler profitieren von dem geschilderten Lernarrangement, besonders motivierte und leistungsstarke können durch die Bearbeitung von Kapitel 6 gut angesprochen werden.

### 3.2.3 Ausblick

Das von uns erarbeitete Material ist erst ein erster Schritt, es gibt noch eine Reihe von möglichen und nötigen Weiterentwicklungen. An erster Stelle sind hier sicherlich eine Ausweisung von produktorientierten Zielen zu nennen, darüber hinaus wäre es sinnvoll, gemeinsam mit Schülerinnen und Schüler die Anspruchsniveaus der Aufgabenstellungen zu ermitteln und dann auszuweisen, um schließlich auch hier zu einer Differenzierung zwischen Pflicht- und weiterführenden und vertiefenden Wahlaufgaben zu kommen.

Mittlerweile haben wir eine weitere Lernstraße zur Erarbeitung der Nucleophilen Substitution erstellt und erprobt, diese ist ebenfalls online zugänglich [19].

### 3.2.4 Beispiel: zu den Materialien

Auf den nächsten Seiten wird aus der Lernstraße ein Kapitel vorgestellt, welches mit entsprechenden Lösungshilfen und Lösungen abgedruckt ist. Ausgewählt ist ein fachlich anspruchsvolles Kapitel, welches zusätzlich zu den für alle Kapitel und Aufgaben vorliegenden Lösungen zur Selbstüberprüfung auch Hilfekarten zu den Aufgaben bereitstellt (Vgl. hierzu unter 3.2.1). Es handelt sich um die in der Inhaltsübersicht (Tab. 2) fettgedruckten Teile. Die komplette Lernstraße ist online verfügbar [18], die Versuche sowie die Konzeption können bei Fortbildungen kennengelernt werden. Informationen zu Fortbildungsterminen entnehmen Sie bitte unserer Homepage, Anfragen können Sie an den Autor richten.

### Dank

Den Mitarbeitern des Arbeitskreises im Kölner Modell „Chemie im Kontext“, die diese Unterrichtsreihe entwickelt haben:

Birgit Feldmann, Claudia Feldmann, Thomas Fröhlich, Evelyn Heumann, Anne Hoerner, Barbara Hölzel, Dr. Jörg Klusmann, Dr. Monika Mitschke, Dr. Markus Wasen und Dr. Margarita Wilhelm, besonders aber Manuela Raida, die die Arbeitsgruppe gemeinsam mit mir leitet,

sowie den Dortmunder Sets unter Leitung von Prof. Dr. Bernd Ralle, Dr. Stephan Kienast und Petra Wlotzka, auf deren Materialien und Ideen vieles beruht.

### Literatur

- [1] *R. Bauer*, Offenes Arbeiten in der Sekundarstufe I. Ein Praxishandbuch. Cornelsen, Berlin 2003.
- [2] *T. Bohl*, Offen unterrichten – geschlossen beurteilen? Ausgewählte Problembereiche einer veränderten Leistungsbeurteilung im offenen Unterricht. Vortrag vom 02./03.04.2003.  
(Downloadadresse: [http://www.vds-bildungsmedien.de/html/newstickers/news\\_simposion.htm#](http://www.vds-bildungsmedien.de/html/newstickers/news_simposion.htm#))
- [3] *T. Bohl*, Prüfen und Bewerten im offenen Unterricht. Beltz, Weinheim und Basel 2004.
- [4] *N. Edel*, Offener Unterricht. in: *G. Bovet, V. Huwendieck (Hrsg.)*, Leitfaden Schulpraxis. Pädagogik und Psychologie für den Lehrerberuf. Cornelsen, Berlin 2004.
- [5] *H.-U. Grundler, T. Bohl (Hrsg.)*, Neue Formen der Leistungsbeurteilung in den Sekundarstufen I und II. Schneider, Tübingen 2001.
- [6] *N. Heuer, D. Di Fuccia, B. Ralle*. Neue Formen der Leistungsbeurteilung. (Reader der Chemie im Kontext-Projektgruppe).
- [7] *W. Mattes*, Methoden für den Unterricht. Schönigh, Braunschweig u.a. 2002, 13.
- [8] *J. Menthe (Ansprechpartner)*, Methodenreader CHiK  
Downloadadresse: [www.ipn.uni-kiel.de/abt\\_chemie/Methoden-Handout-Rev1-5.pdf](http://www.ipn.uni-kiel.de/abt_chemie/Methoden-Handout-Rev1-5.pdf)
- [9] *H. Meyer*, Was ist guter Unterricht?, Cornelsen, Berlin 2004.

- [10] *MSWWF (Hrsg.)*, Richtlinien und Lehrpläne für die Sekundarstufe II – Gymnasium / Gesamtschule in Nordrhein-Westfalen. Chemie. Ritterbach, Frechen 1999.
- [11] *I. Parchmann, R. Demuth, B. Ralle, A. Paschmann, H. Huntemann*, Chemie im Kontext - Begründung und Realisierung eines Lernens in sinnstiftenden Kontexten. PdN-ChiS **50** (1), 2-7. (2001).
- [12] *I. Parchmann, R. Demuth, B. Ralle*, Chemie im Kontext – eine Konzeption zum Aufbau und zur Aktivierung fachsystematischer Strukturen in lebensweltlichen Kontexten; in: MNU **53** (3), S. 132ff (2000).
- [13] *Tausch/v. Wachtendonk*, Chemie S II. Buchner-Verlag, Bamberg 1993, 204f.
- [14] [www.chik.de](http://www.chik.de)
- [15] [www.chik.de/unterricht.htm](http://www.chik.de/unterricht.htm)
- [16] [www.chik.die-sinis.de](http://www.chik.die-sinis.de)
- [17] [www.chik.die-sinis.de/Unterrichtsreihen\\_12/A\\_\\_Elektrochemie/a\\_\\_elektrochemie.html](http://www.chik.die-sinis.de/Unterrichtsreihen_12/A__Elektrochemie/a__elektrochemie.html)
- [18] [www.chik.die-sinis.de/Unterrichtsreihen\\_12/A\\_\\_Elektrochemie/Lernstrasse\\_Grundlagen\\_Elektrochemie\\_V13.pdf](http://www.chik.die-sinis.de/Unterrichtsreihen_12/A__Elektrochemie/Lernstrasse_Grundlagen_Elektrochemie_V13.pdf)
- [19] [www.chik.die-sinis.de/Unterrichtsreihen\\_12/B\\_Organik/SN\\_Lernstrasse.pdf](http://www.chik.die-sinis.de/Unterrichtsreihen_12/B_Organik/SN_Lernstrasse.pdf)
- [20] [www.koelnermodell.de](http://www.koelnermodell.de)
- [21] [www.msina.de/Schule/Chemie/Glossar/glossar.html](http://www.msina.de/Schule/Chemie/Glossar/glossar.html)

---

**Anschrift des Verfassers:**

OStR Martin Sina, Fachleiter Chemie am Studienseminar Vettweiß / Gymnasium Am Turmhof, Mechernich / Unitasstr. 39, 53879 Euskirchen.

E-Mail [mail@msina.de](mailto:mail@msina.de) Homepage [www.msina.de](http://www.msina.de) Homepage ChiK-Sets [www.chik.die-sinis.de](http://www.chik.die-sinis.de)

---

Materialien

## 4. Erweiterung der Spannungsreihe II: Ermittlung der Redoxpotentiale der Halogene

### V 4.1 Galvanisches Element aus einer Wasserstoff- und einer Chlor-Halbzelle

#### Versuchsanleitung

Geräte            U-Rohr  
                     Graphit-Elektroden  
                     Stativmaterial  
                     Spannungsquelle mit Kabel  
                     Messgerät

**Hinweis:** Nur die 1. Gruppe arbeitet nach der Versuchsanleitung. Alle anderen Gruppen übernehmen den Aufbau und messen nur die Spannung.

Chemikalien     Salzsäure ( $c = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ )     -     R: 34-37     S: ½-26-45

Durchführung     **Der Versuch muss unter dem Abzug durchgeführt werden!**  
Das U-Rohr wird am Stativ befestigt und mit ca 50 mL Salzsäure befüllt, so dass beide Elektroden einige Zentimeter in die Lösung eintauchen.  
Sie werden mit der Spannungsquelle (Gleichstrom) verbunden, es wird ca. 2 min lang mit ungefähr 5 V elektrolysiert.  
Unmittelbar nach der Elektrolyse wird die Spannung zwischen den Elektroden gemessen.

#### Auswertung

- A 4.1 Beobachten Sie, was sich an den Elektroden abspielt. Riechen Sie vorsichtig am Pluspol.
- A 4.2 Formulieren Sie die Reaktionen, die bei der Elektrolyse der Salzsäure an den beiden Polen ablaufen.
- A 4.3 Bestimmen Sie aus der gemessenen Spannung das Redoxpotential für die Chlor-Halbzelle! Begründen Sie Ihren Lösungsweg!

## V 4.2 Spannungsermittlung zwischen Halogenhalbzellen

### Versuchsanleitung

Geräte	3 U-Rohre mit Fritte 3 Bechergläser 6 Graphit-Elektroden mit Stopfen 3 Stative mit Klammer 2 Kabel und Messgerät	<b>Hinweis:</b> Nur die 1. Gruppe arbeitet nach der Versuchsanleitung. Alle anderen Gruppen übernehmen den Aufbau und messen nur die Spannung.		
Chemikalien	Kaliumchlorid-Lösung ( $c = 2 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ )	-	R: -	S: -
	Kaliumbromid-Lösung ( $c = 2 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ )	-	R: -	S: -
	Kaliumiodid-Lösung ( $c = 2 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ )	-	R: -	S: -
	Chlorwasser (verd.)	Xn	R:23-36/37/38	S:7/9-44
	Bromwasser (verd.)	Xn	R:23-34	S:7/9-26-44
	Iod-Kaliumiodid		R:	S:
Durchführung	<p><b>Es muss unter dem Abzug gearbeitet werden!</b></p> <p>In den drei Bechergläsern werden jeweils 25 mL Halogenwasser mit 25 mL Halogenid-Lösung versetzt. (Kaliumchlorid-Lösung / Chlorwasser, Kaliumbromid-Lösung / Bromwasser und Kaliumiodid-Lösung / Iod-Iodkalium-Lösung).</p> <p>Die drei U-Rohre werden mit folgenden Halbzellenkombinationen befüllt:</p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. <math>2\text{Br}^-/\text{Br}_2//\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-</math></li> <li>2. <math>2\text{I}^-/\text{I}_2//\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-</math></li> <li>3. <math>2\text{I}^-/\text{I}_2//\text{Br}_2/2\text{Br}^-</math></li> </ol> <p>Die Öffnungen werden mit den Elektroden mit durchbohrten Stopfen verschlossen. Die Messung der drei Galvanischen Elemente kann nun auch außerhalb des Abzugs erfolgen.</p> <p><b>Lösen Sie die Kabel und lassen Sie den Versuch für nachfolgende Gruppen stehen!</b></p>			

### Auswertung/Aufgaben

A 4.4 Notieren Sie Ihre ermittelten Spannungswerte in die Tabelle:

Galvanische Zelle	Zellspannung / V
$2\text{Br}^-/\text{Br}_2//\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-$	
$2\text{I}^-/\text{I}_2//\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-$	
$2\text{I}^-/\text{I}_2//\text{Br}_2/2\text{Br}^-$	

- A 4.5 Berechnen Sie mit Hilfe Ihrer Lösung zu A 4.3 die Redoxpotentiale der 3 Halogenhalbzellen und vergleichen Sie diese mit den Literaturwerten.
- A 4.6 Erläutern Sie den Zusammenhang zwischen der Elektrolyse-Zelle und der Galvanischen Zelle.
- A 4.7 Die direkte Bestimmung des Redoxpotentials von Chlor kann experimentell noch auf einem anderen Weg erfolgen als über die Elektrolyse von Salzsäure. Beschreiben Sie diesen Versuch.
- A 4.8 Stellen Sie eine begründete Hypothese auf, ob die Elektrolyse einer Natriumchlorid-Lösung der Stoffmengenkonzentration von  $c(\text{NaCl}) = 1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  bei gleichen Versuchsbedingungen nach der Elektrolyse die gleiche Spannung zwischen den Elektroden liefert wie Salzsäure mit der Konzentration  $c(\text{HCl}) = 1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ !
- A 4.9 Ließe sich das Redoxpotential eines Halogens auch mit einer Metallhalbzelle bestimmen?  
Wenn nein, warum nicht?  
Wenn ja, beschreiben Sie die Versuchsdurchführung und die anschließende Berechnung.



## Hilfekarten zu Kapitel 4

Die Hilfekarten könne zur selbstgesteuerten Binnendifferenzierung für das schwierige Kapitel 4 verwendet werden. Dazu werden sie ausgeschnitten, an den gestrichelten Linien geknickt und zur Stabilisierung einlaminiert (oder auf Karteikarten geklebt).

<p>zu A 4.2 Formulieren Sie die Reaktionen, die bei der Elektrolyse der Salzsäure an den beiden Polen ablaufen.</p>	<p>Lösung zur Hilfsaufgabe zu A 4.2</p>
<p>Beachten Sie: An beiden Polen sind Gase entstanden.</p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Das Gas am Pluspol können Sie durch seinen Geruch identifizieren.</li> <li>2. Welche Gase sind theoretisch sonst noch denkbar?</li> <li>3. Formulieren Sie die Redox-Schemata für beteiligten Gase und entscheiden Sie, welches Gas am Minus-Pol entstanden ist!</li> </ol>	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. Am Plus-Pol ist Chlor entstanden („Schwimmbad-Geruch“) gemäß  <math display="block">2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{e}^-</math></li> <li>2. Da Salzsäure eine wässrige Lösung von Chlorwasserstoff ist liegen folgende Stoff hier vor: Oxonium-Ionen, Wasser-Moleküle und Chlorid-Ionen. Es können also theoretisch noch Sauerstoff und Wasserstoff entstehen. Die Entstehung von Sauerstoff wäre aber eine Oxidation, würde also genau wie Sauerstoff am Pluspol ablaufen:  <math display="block">6 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 4 \text{H}_3\text{O}^+ + 4 \text{e}^-</math></li> <li>3. Die Entstehung von Wasserstoff hingegen ist eine Reduktion und verläuft am Minus-Pol:  <math display="block">2 \text{H}_3\text{O}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}</math>                 Also muss am Minuspol Wasserstoff entstehen!</li> </ol>

<p>zu A 4.3 Bestimmen Sie aus der gemessenen Spannung das Redoxpotential für die Chlor-Halbzelle! Begründen Sie Ihren Lösungsweg!</p>	<p>Antworten zu den Hilfsfragen zu A 4.3</p>
<p>Hilfsfragen:</p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Formulieren Sie die Reaktionsschemata der beiden beteiligten Halbzellen!</li> <li>2. Stellen Sie das Zelldiagramm auf!</li> <li>3. Wie groß ist jeweils die Konzentration der beteiligten Ionen?</li> <li>4. Wie ist ein Normalpotential definiert?</li> </ol>	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. <math display="block">2 \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{H}_3\text{O}^+ + 2 \text{e}^-</math>  <math display="block">\text{Cl}_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cl}^-</math></li> <li>2. Zelldiagramm <math>\text{H}_2/2 \text{H}_3\text{O}^+//\text{Cl}_2/2 \text{Cl}^-</math></li> <li>3. Die Konzentrationen betragen jeweils <math>1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}</math>. Die geringen Veränderungen während der Durchführung können vernachlässigt werden.</li> <li>4. Das Normalpotential einer Halbzelle wird gemessen, indem man die Spannung der Halbzelle bei einer Konzentration von <math>1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}</math> gegen eine Normalwasserstoff-Halbzelle misst.</li> </ol>

zu A 4.4 Notieren Sie Ihre ermittelten Spannungswerte in die Tabelle:

Es müssten sich ziemlich genau (Abweichung unter 0,1 V) folgende Werte ergeben:

Galvanische Zelle	Zellspannung / V
$2\text{Br}^-/\text{Br}_2//\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-$	0,29
$2\text{I}^-/\text{I}_2//\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-$	0,82
$2\text{I}^-/\text{I}_2//\text{Br}_2/2\text{Br}^-$	0,53

zu A 4.5 Berechnen Sie mit Hilfe Ihrer Lösung zu A 4.3 die Redoxpotentiale der 3 Halogenhalbzellen und vergleichen Sie diese mit den Literaturwerten.

Die Literaturwerte für die Redoxpotentiale sind:  
 $E^0(2\text{Cl}^-/\text{Cl}_2) = + 1,36 \text{ V}$  (wie bei Versuch 4.3 gemessen)  
 $E^0(2\text{Br}^-/\text{Br}_2) = + 1,07 \text{ V}$   
 $E^0(2\text{I}^-/\text{I}_2) = + 0,54 \text{ V}$

Wie kann man aus gemessenen Potentialdifferenzen die Redoxpotentiale berechnen? Welche Angabe benötigt man hierzu außer der Messung?

Antwort zur Hilfsfrage zu A 4.5

Zusätzlich zu den gemessenen Werten benötigen Sie noch ein Bezugssystem! Dieses haben Sie im ersten Versuch aber bereits erhalten, Vgl. A 4.3!

<p>zu A 4.6 Erläutern Sie den Zusammenhang zwischen der Elektrolyse-Zelle und der Galvanischen Zelle.</p>	
<p>Machen Sie sich nochmals klar, was der Unterschied zwischen einer Elektrolyse und einer Galvanischen Zelle ist!</p> <p>Formulieren Sie die Reaktionsschemata und ordnen Sie zu: Polung; Oxidation/Reduktion; Anode/Kathode; Donator/Akzeptor</p>	

<p>zu A 4.7 Die direkte Bestimmung des Redoxpotentials von Chlor kann experimentell noch auf einem anderen Weg erfolgen als über die Elektrolyse von Salzsäure. Beschreiben Sie diesen Versuch.</p>	<p>Lösungen zu den Hilfsfragen zu A 4.7</p>
<ol style="list-style-type: none"> <li>1. Welche beiden Halbzellen werden benötigt?</li> <li>2. Wie können diese erzeugt werden?</li> </ol>	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. Es werden eine Chlor- und eine Wasserstoffhalbzelle benötigt.</li> <li>2. Die Wasserstoffhalbzelle wird durch die Elektrolyse von Salzsäure erhalten, Die Chlorhalbzelle kann auch durch die Elektrolyse jeder anderer Chloridionen-haltiger Lösung erhalten werden.</li> </ol>

<p>zu A 4.8 Stellen Sie eine begründete Hypothese auf, ob die Elektrolyse einer Natriumchlorid-Lösung der Stoffmengenkonzentration von <math>c(\text{NaCl}) = 1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}</math> bei gleichen Versuchsbedingungen nach der Elektrolyse die gleiche Spannung zwischen den Elektroden liefert wie Salzsäure mit der Konzentration <math>c(\text{HCl}) = 1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}</math>!</p>	
<p>Was ist die Definition einer Wasserstoffhalbzelle? Liegt hier eine solche vor?</p>	<p>Eine Wasserstoffhalbzelle ist aufgebaut aus einem Platinblech, das in eine Lösung mit einer Oxoniumionen-Konzentration von <math>c = 1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}</math> eintaucht und von Wasserstoff mit einem Druck von 1013 hPa umspült wird. Hier liegt auch keine vereinfachte Wasserstoffhalbzelle vor, da die Oxoniumionen-Konzentration sehr viel geringer ist (Größenordnung: ca. <math>10^{-7} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}</math>)</p>

<p>zu A 4.9 Ließe sich das Redoxpotential eines Halogens auch mit einer Metallhalbzelle bestimmen?</p>	
<p>Ordnen Sie die Redoxpotentiale der Halogene in die Spannungsreihe der Metalle ein! Skizzieren Sie einen Aufbau! Machen Sie sich klar, in welcher Zelle bei einem typischen Aufbau so oxidiert wird, in welcher reduziert! Stellen Sie die entsprechenden Reaktionsschemata auf!</p>	

## Lösungen zu den Aufgaben

- A 4.1 An beiden Elektroden entstehen Gasbläschen. Das am Pluspol entstehende Gas riecht nach „Schwimmbad“.
- A 4.2 Plus-Pol:  $2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{e}^-$   
 Minus-Pol:  $2 \text{H}_3\text{O}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- A 4.3 Die Spannung zwischen den beiden Polen beträgt 1,36 V. Da die Konzentration der Chlorid-Ionen und der Oxonium-Ionen  $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  beträgt, ist die gemessene Spannung gleichzeitig das Redoxpotential (dass bei der Elektrolyse die Konzentration der Ionen etwas geringer wird, kann vernachlässigt werden.).

A 4.4 theoretisch müssen sich folgende Werte ergeben:

Galvanische Zelle	Zellspannung / V
$2\text{Br}^-/\text{Br}_2//\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-$	0,29
$2\text{I}^-/\text{I}_2//\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-$	0,82
$2\text{I}^-/\text{I}_2//\text{Br}_2/2\text{Br}^-$	0,53

A 4.5 Die Literaturwerte für die Redoxpotentiale sind:

$$E^0(2\text{Cl}^-/\text{Cl}_2) = + 1,36 \text{ V (wie bei Versuch 4.3 gemessen)}$$

$$E^0(2\text{Br}^-/\text{Br}_2) = + 1,07 \text{ V}$$

$$E^0(2\text{I}^-/\text{I}_2) = + 0,54 \text{ V}$$

Die Werte werden aus den Zellschemata der Versuche gemäß  $U = E_A - E_D$  jeweils erhalten. Wurde sauber gearbeitet, so müssten die Fehler klein bleiben.

A 4.6 Allgemein: Die in der galvanischen Zelle ablaufende Zellreaktion ist eine Umkehrung der Elektrolysereaktion.

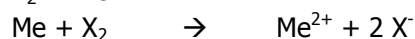
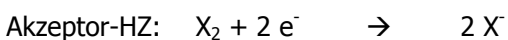
Genauer: Die Polung bleibt bei beiden Zellen gleich, da bei der Galvanischen Zelle genau die Rückreaktionen ablaufen ist hier dann Oxidation/Reduktion, Anode/Kathode und Donator-/Akzeptor-Halbzelle jeweils andersherum.

A 4.7 Analog zu V 4.2 kann auch in einem U-Rohr mit Fritte in den einen Schenkel Salzsäure, in den anderen eine Natriumchlorid-Lösung eingefüllt werden. In beide Schenkel wird entweder eine Kohleelektrode eingetaucht oder in die Salzsäure eine Platinelektrode und in die Kochsalzlösung eine Kohleelektrode. Die Halbzelle mit Salzsäure wird als –Pol/Kathode geschaltet, die Kochsalz-Halbzelle als +Pol/Anode. An der Kathode entwickelt sich Wasserstoff und damit eine Wasserstoffhalbzelle, an der Anode Chlor und damit eine Chlor-Halbzelle. Wird die Stromquelle durch ein Messgerät ersetzt kann die Spannung von 1,36 abgelesen werden. Die Reaktionsschemata sind identisch mit denen bei A 4.2.

A 4.8 Nein. Die Wasserstoffhalbzelle (Standard-Elektrode) ist auch über eine Oxoniumionen-Konzentration von  $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  definiert. Die Zelle würde theoretisch eine Spannung von  $U = 0,95 \text{ V}$  liefern. (die genaue Erklärung ist zum jetzigen Zeitpunkt noch nicht möglich!)

A 4.9 Ja. Da die Halogene alle positive Redoxpotentiale haben fungieren sie mit den meisten Metallen als Akzeptor-Halbzelle, sinnvollerweise betrachtet man die Messung allgemein mit einem unedlen Metall wie z.B. Zink, diese Halbzelle ist (wie auch bei einem Zn/Cu-Element) Donator-Halbzelle, Zinkionen gehen also in Lösung.

allgemeine Reaktionsschemata (Me – Metall; X – Halogen)



Ein Aufbau könnte so aussehen, dass man zunächst Zinkchlorid an Kohleelektrode elektrolysiert, dann wird die Spannung gemessen. Es bildet sich bei der Elektrolyse ein metallisch-grauer Belag an der Anode/-Pol, an der Kathode/+Pol ist Gasentwicklung zu beobachten. Bei Zinkchlorid ergibt sich eine Spannung von  $U = 2,12 \text{ V}$ .

(Anmerkung: wird der Versuch mit Zinkiodid durchgeführt, so kann die Lösung mit etwas Stärke-Lösung versetzt werden. Das entstehende Iod färbt die Lösung deutlich sichtbar tiefblau)