

## G8 Abituraufgaben Chemie Redoxpotentiale, Elektrolyse 2011/A1

3 Neben einer Steigerung der Ernteerträge wird in der Landwirtschaft eine bessere Futtermittelverwertung durch die Tiere angestrebt, die durch die Verwendung von desinfiziertem Tränkwasser erreicht werden kann. Zur Desinfektion von Wasser kann ein Desinfektionsmittel eingesetzt werden, das durch Elektrolyse einer wässrigen Kochsalzlösung mit z. Graphit Elektroden gewonnen wird.

Tab. 2: Redoxpotentiale

Redoxsystem	Potential
Na/Na <sup>+</sup>	E° = - 2,71 V
H <sub>2</sub> /H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> bei pH=7	E = -0,410 V
H <sub>2</sub> /H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	E° = 0V
OH <sup>-</sup> /O <sub>2</sub> bei pH=7	E = + 0,820 V
Cl <sup>-</sup> /Cl <sub>2</sub>	E° = +1,36 V

Tab. 3: Überpotentiale an Graphitelektroden bei einer Stromdichte von 10<sup>-1</sup> A/cm<sup>2</sup>

Gas	Überpotential
Wasserstoff	- 0,970 V
Sauerstoff	+ 1,09 V
Chlor	+ 0,25 V

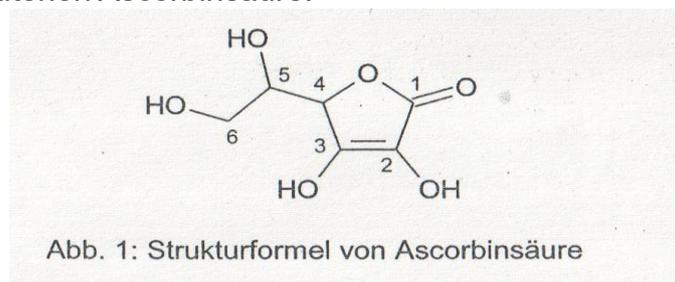
Bei der oben genannten Elektrolyse können an den beiden Elektroden prinzipiell je zwei verschiedene Reaktionen ablaufen.

Geben Sie die Reaktionsgleichungen für diese elektrochemischen Vorgänge an!

Leiten Sie mithilfe der angegebenen Potentiale und Überpotentialen die Produkte ab, die bei der Elektrolyse einer wässrigen Kochsalzlösung (c(NaCl) = 1 mol/l) gebildet werden! [6 BE]

### 2011/A2

1.2 Zum Verfeinern des Sauerkrauts werden Apfelstückchen zugegeben. Während sich diese an der Luft durch Oxidationsprozesse allmählich braun färben, unterbleibt diese Verfärbung im Sauerkraut, aufgrund der reduzierenden Wirkung der enthaltenen Ascorbinsäure.



Die Kohlenstoffatome Nr. 2 und 3 (s. Abb. 1) werden durch den Sauerstoff der Luft oxidiert. Es entsteht ein Diketon:

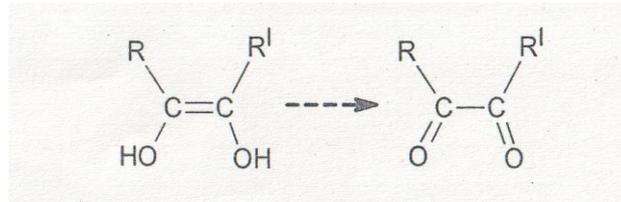


Abb. 2: Unvollständige Reaktionsgleichung der Oxidation

1.2.1 Entwickeln Sie ausgehend von Abbildung 2 über die Teilgleichungen die Redoxgleichung für die Reaktion von Ascorbinsäure mit Sauerstoff! [6 BE]

1.2.2 Das Redoxpotential der Ascorbinsäure ist pH-abhängig.

Begründen Sie mithilfe des Prinzips von Le Chatelier, wie sich eine Erniedrigung des pH-Wertes auf die Gleichgewichtskonzentrationen der oxidierten und reduzierten Form der Ascorbinsäure auswirkt! [5 BE]

1.2.3 Der englische Schiffsarzt John Travis empfahl 1757 beim Kochen von Sauerkraut keine Kupferkessel zu benutzen, um der Vitamin-C Mangelkrankheit Skorbut vorzubeugen.

Die folgende Tabelle gibt die Redoxpotentiale von Ascorbinsäure in Abhängigkeit vom pH-Wert wieder:

Tab. 2: Redoxpotentiale der Ascorbinsäure<sup>2</sup>

pH-Wert	3,3	4,0	5,0	7,0
E[V]	0,200	0,166	0,127	0,060

Ermitteln Sie rechnerisch, ob eine Lösung, die Cu<sup>2+</sup>- und Cu<sup>+</sup>-Ionen im Verhältnis 10:1 enthält, Ascorbinsäure im Sauerkraut oxidieren kann! [7 BE]

Abbildungen und Tabellen:

2 C. Ude, P. Heinzerling: *Vitamin C - ein chemisches Chamäleon*. In: *PdN-Chemie in der Schule*: AulisVerlag, Köln 2008, Heft 7/57

### 2013 A1

2.2 Mithilfe einer Aluminiumdose, einem Graphit-Stab und konzentrierter Kochsalzlösung lässt sich eine galvanische Zelle konstruieren. An einem der Prozesse, die in dieser Zelle ablaufen, ist Luftsauerstoff beteiligt. Um den Reaktionsverlauf zu untersuchen, wird die Kochsalzlösung mit Phenolphthalein versetzt. Bei der Stromentnahme verfärbt sich dieser Indikator ausgehend vom Graphit-Stab pink.

2.2.1 Fertigen Sie eine beschriftete Skizze der galvanischen Zelle an und formulieren Sie Reaktionsgleichungen für die bei der Entladung an den Elektroden ablaufenden Prozesse! [7 BE]

2.2.2 Berechnen Sie die Spannung der galvanischen Zelle bei einer Sauerstoff Konzentration von  $c(\text{O}_2) = 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$ , einem pH-Wert von 7,0 und einer Aluminiumionen-Konzentration von  $c(\text{Al}^{3+}) = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$  ( $E^\circ(\text{Al}/\text{Al}^{3+}) = -1,66 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{OH}^-/\text{O}_2) = +0,40 \text{ V}$ ) [6 BE]

## 2013/A2

2.3 Schwefeldioxid kann mit im Wein enthaltenen Oxidationsmitteln reagieren.

Dadurch wird ebenfalls der Grad der notwendigen Schwefelung beeinflusst

2.3.1 Wein enthält u. a. gelöste Eisen(II)- und Eisen(III)-Ionen. Entwickeln Sie über Teilgleichungen die Redoxgleichung für die Reaktion von Schwefeldioxid mit Eisen-Ionen, bei der im sauren Milieu Sulfat-Ionen entstehen! [4 BE]

2.3.2 Ermitteln Sie rechnerisch, ob die unter 2.3.1 genannte Reaktion unter den Bedingungen  $c(\text{Fe}^{2+}) = 1,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$ ,  $c(\text{Fe}^{3+}) = 3,0 \cdot 10^{-6} \text{ mol/l}$ ,  $c(\text{SO}_4^{2-}) = 1,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$ ,  $c(\text{SO}_2) = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$  und  $\text{pH} = 3,0$  abläuft und damit einen Einfluss auf den Grad der Schwefelung hat! ( $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}) = + 0,77 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{SO}_2/\text{SO}_4^{2-}) = + 0,17 \text{ V}$ ) [5 BE]

## 2014 B1

- 1 Zur Gewinnung von elementarem Kupfer werden Erze in einem vielstufigen Prozess zu Rohkupfer mit einem Kupferanteil von 98 % verarbeitet. In den restlichen 2 % sind neben unedlen Metallen, wie z. B. Eisen, auch Edelmetalle, wie z. B. Silber, enthalten. Zur Gewinnung von Reinstkupfer wird u. a. eine elektrolytische Raffination von Rohkupfer durchgeführt: Hierbei wird in schwefelsaurem Kupfer(II)-sulfat-Lösung eine Elektrode aus Rohkupfer und eine Elektrode aus Reinstkupfer verwendet und eine Spannung von ca. 0,3 V angelegt.  
Erläutern Sie mithilfe der Teilgleichungen für die Anoden- und die Kathodenreaktion, welche Vorgänge während der Elektrolyse an den Elektroden stattfinden! Berücksichtigen Sie hierbei auch die als Beimengungen aufgeführten Metalle! [10 BE]
- 2 Historische Batterien, die bis Anfang des 20. Jahrhunderts beispielsweise die Stromversorgung in der Telegrafie sicherten, entsprachen in ihrem Aufbau weitgehend einem Daniell-Element. Als Elektrodenmaterial wurden die Metalle Kupfer und Zink verwendet. Die Kupfer(II)-sulfat-Lösung wurde mit der Zink(II)-sulfat-Lösung vorsichtig überschichtet. Aufgrund der deutlich höheren Dichte des Kupfers(II)-sulfat-Lösung durchmischen sich die Lösungen nicht, deshalb werden solche Elemente als „Gravity-Daniell-Elemente“ (gravity: Schwerkraft) bezeichnet. Bei Inbetriebnahme der Elemente lag die Konzentration des Zink(II)-sulfat-Lösung bei  $c(\text{ZnSO}_4) = 0,05 \text{ mol/l}$  und die der Kupfer(II)-sulfat-Lösung bei  $c(\text{CuSO}_4) = 1,7 \text{ mol/l}$ .

Skizzieren Sie den Aufbau des oben beschriebenen Elements, formulieren Sie für die an der Anode und Kathode ablaufenden Vorgänge die Reaktionsteilgleichungen, und berechnen Sie, welche Leerlaufspannung dieses Element bei Inbetriebnahme liefert! [12 BE]

## 2014 B2

- 2 Entlang des Limes wurden Gegenstände aus Bronze einer Legierung aus Kupfer und Zinn, gefunden. Die Oberflächen dieser Gegenstände wurden von den römischen Kunstschmieden mechanisch vergoldet. In der heutigen Zeit können Gegenstände mit chemischen Verfahren vergoldet werden. Hierbei werden sie z. B. in eine wässrige Gold(III)-Chlorid-Lösung getaucht.

- 2.1 Erklären Sie das Prinzip der chemischen Vergoldung eines Bronze Gegenstandes mit einem Gold(III)-chlorid-Lösung! [4 BE]
- 2.2 Bei der Untersuchung von Bronzegegenständen, die in sauren, sauerstoffarmen Moorböden gefunden wurden, stellten die Archäologen fest, dass sich der an manchen Stellen beschädigte Goldüberzug beschleunigend auf die Korrosion der Bronze ausgewirkt hat. Erläutern Sie diese Tatsache unter Verwendung von Reaktionsteilgleichungen! [8 BE]

- 4 Holz und Kohle waren die am weitesten verbreitete Energieträger für Schmiedeaktivitäten und Heizzwecke im antiken Rom. Heutzutage kann aus Kohle Methanol gewonnen werden. Durch Reaktion von Methanol mit Sauerstoff in einer „Direkt-Methanol-Brennstoff-Zelle“ wird elektrische Energie bereitgestellt. Wie bei der Verbrennung von Kohle entstehen dabei Kohlenstoffdioxid und Wasser. Die folgende Abbildung zeigt eine vereinfachte Skizze einer Direkt- Methanol-Brennstoffzelle:

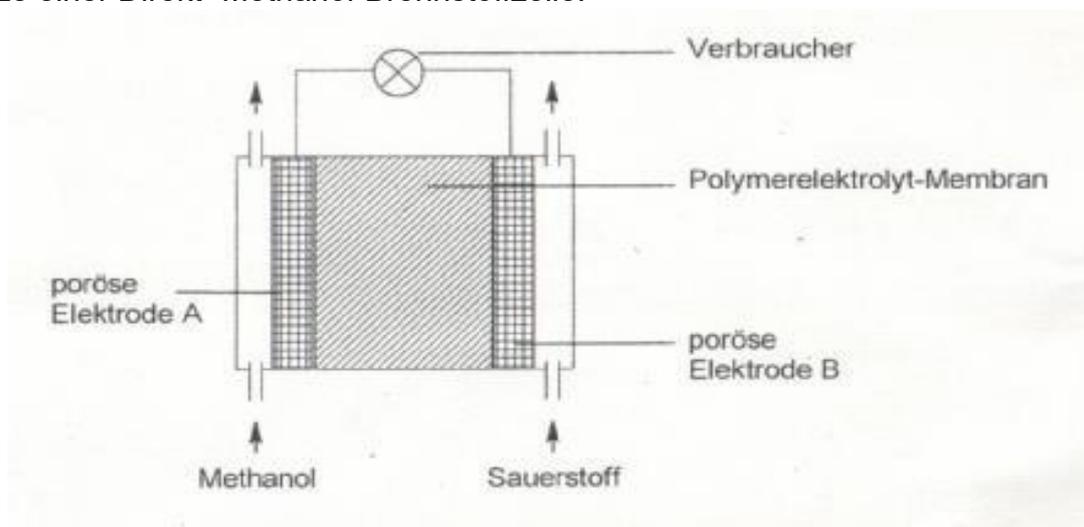


Abb. 3: Schematischer Aufbau einer Direkt-Methanol-Brennstoffzelle<sup>1</sup>

Erstellen Sie für die an den beiden Polen im sauren Milieu stattfindenden Reaktionen die Reaktionsteilgleichungen und geben Sie an, an welcher Elektrode sich der negative Pol befindet! [7 BE]

Abbildungen:

<sup>1</sup> verändert nach: J. Scholta, M Zedda. *Portable Anwendungen mit PEM-Brennstoffzellen*. In: Forschungsverbund Sonnenenergie (Hrsg.), *Zukunftstechnologie Brennstoffzelle* Köln 2000, S. 33

## 2015/B2

- 1 Silberlöffel werden heutzutage nur noch selten verwendet, da sie im Lauf der Zeit dunkel anlaufen. Bei diesem dunklen Belag handelt es sich um Silber(I)-sulfid ( $\text{Ag}_2\text{S}$ ). Eine sehr einfache Methode der Reinigung basiert auf elektrochemischen Prozessen, die in einem Laborversuch näher untersucht werden.

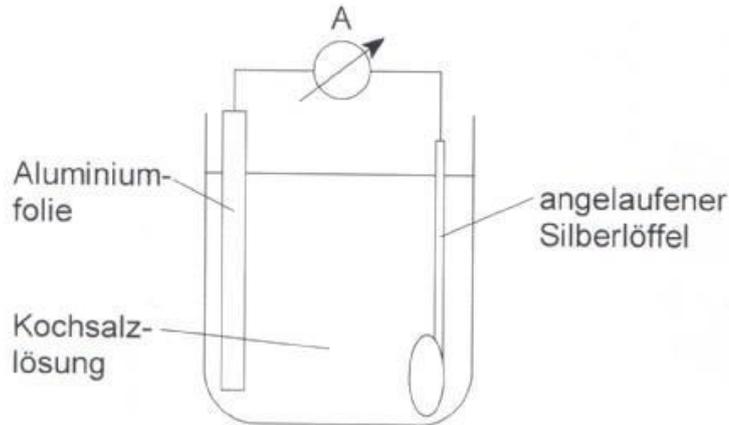


Abb. 1: Versuchsskizze zur Untersuchung der elektrochemischen Reinigung eines angelaufenen Silberlöffels

- 1.1 Beschreiben Sie die Versuchsbeobachtungen und geben Sie die Teilreaktionen für die ablaufenden Vorgänge an! [6 BE]
- 1.2 Zur Herstellung von versilberten Löffeln wird ein Rohling aus Edelstahl elektrolytisch mit einer fest haftenden Silberschicht überzogen. Zeichnen Sie eine beschriftete Versuchsskizze für diesen Vorgang!

[5 BE]

## 2016 A1

2.2 Zur Herstellung von Natriumhypochlorit wird Chlor in Natronlauge eingeleitet.

Neben Hypochlorit-Ionen ( $\text{ClO}^-$ ) entstehen hierbei Chlorid-Ionen. Stellen Sie über Teilgleichungen die Gesamtreaktionsgleichung für diese Redoxreaktion auf! [5 BE]

2.3 Die Grundstoffe Natriumhydroxid und Chlor werden industriell durch die Chloralkalielektrolyse gewonnen. Hierbei können an den Elektroden konkurrierende Reaktionen ablaufen.

2.3.1 An der Anode kann statt Chlorgas Sauerstoffgas entstehen. Formulieren Sie für die Bildung der Gase die Redoxteilgleichungen in alkalischer Lösung und leiten Sie ab, ob die beschriebenen

Anodenreaktionen pH-abhängig sind! [5 BE]

2.3.2 Bei Elektrolysen spielt das verwendete Elektrodenmaterial aufgrund auftretender Überspannungen eine große Rolle.

Die folgende Tabelle gibt die Überpotentiale an verschiedenen Elektroden wieder:

Tab. 2: Überpotentiale ( $E_{\text{Ü}}$ ) an verschiedenen Elektroden bei der Chloralkalielektrolyse

Elektrodenmaterial	$E_{\text{Ü}}(\text{Cl}_2)$ in V	$E_{\text{Ü}}(\text{O}_2)$ in V

Platin	0,05	1,28
Graphit	0,25	1,09

Bei der Elektrolyse einer neutralen Natriumchlorid-Lösung der Konzentration  $c(\text{NaCl}) = 1,0 \text{ mol/l}$  entsteht an einer Platin-Anode das gewünschte Chlorgas. Da Platin für den technischen Einsatz zu teuer ist, soll es durch Graphit ersetzt werden.

Ermitteln Sie mithilfe der Angaben in der Tabelle, welches der beiden Gase an einer Graphit-Anode bei  $\text{pH} = 7$  entsteht! [9 BE]

### 2017/B1 B 1 Kartoffel und Maniok

Die Kartoffel (*Solanum tuberosum*) und der Maniok (*Manihot esculenta*) werden wegen des hohen Stärkegehaltes ihrer Knollen als Nutzpflanzen kultiviert.

1 Stärke wird zur biotechnologischen Herstellung von Cyclodextrinen verwendet. Nach Modifikation können diese ringförmigen Kohlenhydrate zum Schutz von Metallgegenständen (z. B. Öltanks) als passiver Korrosionsschutz gegen bakterielle anaerobe Korrosion eingesetzt werden. Eisen ist in sauerstoffarmen, feuchten Umgebungen mit einer hauchdünnen Schicht aus Wasserstoff überzogen, die bei der Säurekorrosion entsteht.

Bei ungeschützten Werkstücken entfernen Sulfat reduzierende Bakterien aus dieser Wasserstoffschicht kontinuierlich Wasserstoffmoleküle und bilden dabei Hydrogensulfid-Ionen ( $\text{HS}^-$ ). Die Hydrogensulfid-Ionen reagieren mit Eisen (II)-Ionen zu festem, schwerlöslichem Eisen (II)-sulfid und Oxonium-Ionen.

Formulieren Sie aus den beiden Teilgleichungen die Redoxgleichung für die Säurekorrosion des Eisens.

Erläutern Sie auf Teilchenebene, warum die durch die Anwesenheit der Bakterien ausgelösten Vorgänge die Korrosion beschleunigen. [10 BE]

### 2019 C 1 Chlor

Chlor ist eine der meistproduzierten anorganischen Grundchemikalien in Deutschland.

1 Die Chloralkali-Elektrolyse dient der Herstellung von Chlor. Bei diesem Verfahren sind die Reaktionsräume durch eine kationendurchlässige Membran getrennt. Im Anodenraum befinden sich eine Natriumchlorid Lösung und eine Titan-Elektrode. In die wässrige Lösung im Kathodenraum ragt eine Eisen Elektrode. Angelegt wird eine Gleichspannung von 4,5 V.

1.1 Erstellen Sie eine beschriftete Skizze der beschriebenen Apparatur zur Chloralkali-Elektrolyse. Formulieren Sie die Teilgleichungen für die

- ablaufenden Reaktionen an der Anode und der Kathode. Begründen Sie, weshalb die Membran für Ionen durchlässig sein muss. [8 BE]
- 1.2 Die experimentell gemessene Zersetzungsspannung ist höher als die Potentialdifferenz zwischen den beiden angegebenen Halbzellen. Erklären Sie diesen Unterschied. [3 BE]

## 2024 B2

### Grüner Wasserstoff:

#### B 2 Grüner Wasserstoff

Wasserstoff gilt als Energieträger der Zukunft. „Grüner Wasserstoff“ wird durch Elektrolyse von Wasser unter Nutzung erneuerbarer Energiequellen erzeugt. Transport und Lagerung des Wasserstoffs stellen allerdings noch Probleme dar, weshalb verschiedene Speichermöglichkeiten erforscht werden.

1 Formulieren Sie die Teilgleichungen und die Gesamtgleichung für die Elektrolyse von Wasser im sauren Milieu. [3 BE]

2 Zur Speicherung kann Wasserstoff beispielsweise mit Stickstoff zu Ammoniak umgesetzt werden. Das flüssige Ammoniak kann problemlos in bestehenden Systemen gelagert und transportiert werden. Um den Wasserstoff bei Bedarf wieder freizusetzen, wird ein Ammoniak-Cracker verwendet. In diesem wird Ammoniak verdampft und an einem Nickel-Katalysator gespalten:



Abb. 1: Reaktionsgleichung zur Ammoniak-Spaltung

Tab. 1: Mögliche Reaktionsbedingungen in einem Ammoniak-Cracker

	Temperatur in °C	Druck in bar
<b>A</b>	<b>800</b>	<b>0,5</b>
<b>B</b>	<b>25</b>	<b>500,0</b>
<b>C</b>	<b>800</b>	<b>500,0</b>
<b>D</b>	<b>25</b>	<b>0,5</b>

2.1 Leiten Sie mithilfe des Prinzips von Le Chatelier die für den Crackvorgang am besten geeigneten Bedingungen aus Tabelle 1 ab. [5 BE]

2.2 Berechnen Sie die Temperatur in Kelvin, ab der die Spaltung von Ammoniak freiwillig abläuft. [3 BE]

- 3 Wasserstoff kann auch durch Verwendung von sogenannten LOHCs (Liquid Organic Hydrogen Carrier; flüssige organische Wasserstoffträger) gespeichert werden. Bei den bei Raumtemperatur flüssigen LOHCs handelt es sich um ungesättigte Kohlenwasserstoffe. An diese kann Wasserstoff durch Hydrierung chemisch gebunden und bei Bedarf durch Dehydrierung wieder freigesetzt werden (Abb. 2).

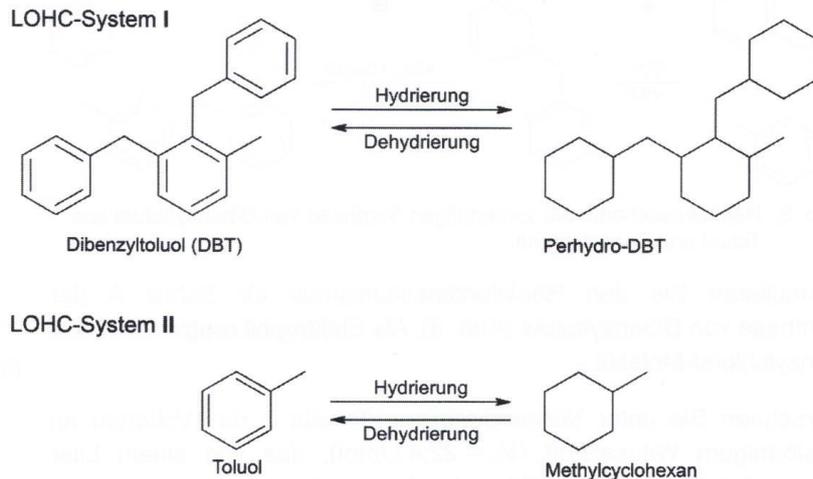
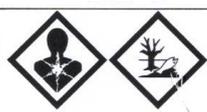


Abb. 2: Reaktionsschema der Hydrierung und Dehydrierung des LOHC-Systems I und II

Tabelle 2 zeigt Informationen aus den Datenblättern beider LOHC-Systeme.

Tab. 2: Auszüge aus den Datenblättern der LOHC-Systemen I und II<sup>1,2</sup>

LOHC-System	I	II
Dichte	1,04 kg/L	0,87 kg/L
Flammpunkt	212 °C	6 °C
Gefahrensymbole		
Wasserstoffspeicherdichte	6,2 % der Masse der hydrierten Form	6,2 % der Masse der hydrierten Form

3.1 Vergleichen Sie den räumlichen Bau der cyclischen Molekülbestandteile von Dibenzyltoluol und Perhydro-DBT. [5 BE]

3.2 Dibenzyltoluol lässt sich in einer zweistufigen elektrophilen aromatischen Substitution aus Toluol und Benzyl Chlorid (C<sub>7</sub>H<sub>7</sub>Cl) herstellen. Dabei bildet sich bei Schritt A Benzyl Toluol (Abb. 3).

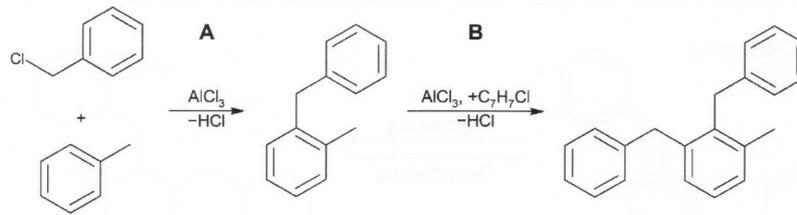


Abb. 3: Reaktionsschema der zweistufigen Synthese von Dibenzyltoluol aus Toluol und Benzylchlorid.

Formulieren Sie den Reaktionsmechanismus für Schritt A der Synthese von Dibenzyltoluol (Abb. 3). Als Elektrophil reagiert hier das Benzylchlorid-Molekül.

[6 BE]

3.3 Berechnen Sie unter Verwendung von Tabelle 2 das Volumen an gasförmigem Wasserstoff ( $V_m = 22,4 \text{ L/mol}$ ), das von einem Liter Dibenzyltoluol ( $M(\text{DBT}) = 272,4 \text{ g/mol}$ ) gebunden werden kann.

[5 BE]

3.4 Bewerten Sie mithilfe von Tabelle 2 die Eignung der angegebenen LOHCs als Wasserstoffspeicher unter Beachtung von Gesundheit, Umweltschutz und Wirtschaftlichkeit.

[6 BE]