

KULTUSMINISTERIUM DES LANDES SACHSEN-ANHALT



Abitur
April/Mai 2002

Chemie
(Grundkurs)

Einlesezeit: 30 Minuten
Bearbeitungszeit: 210 Minuten

Thema 1

Wasserstoff

Thema 2

Organische Verbindungen und ihr
Reaktionsverhalten

Thema 3

Redoxreaktionen und Säure-Base-
Reaktionen

Thema 1: Wasserstoff

1 Chemische Bindung – Eigenschaften

Erklären Sie folgende Tatsachen:

- Die Reaktionsfähigkeit von Wasserstoff ist bei Zimmertemperatur und ohne Katalysator sehr gering.
- Wasserstoff und Chlor reagieren im Dunkeln bei Zimmertemperatur nicht miteinander, bei Tageslicht mit geringer Geschwindigkeit, bei Erhitzen oder direktem Sonnenlicht explosionsartig.
- Obwohl Wasserstoff das leichteste Gas ist, verwendet man in Luftballons und in Luftschiffen oft das Gas Helium.

2 Gewinnung von Wasserstoff

2.1 Wählen Sie begründet aus, welche der folgenden Reaktionen zwischen Säuren und Metallen zur Wasserstoffdarstellung geeignet sind:

- verdünnte Schwefelsäure und Eisen,
- verdünnte Chlorwasserstoffsäure und Kupfer,
- verdünnte Chlorwasserstoffsäure und Magnesium,
- verdünnte Ethansäure und Zink,
- verdünnte Salpetersäure und Kupfer sowie
- konzentrierte Salpetersäure und Kupfer.

Entwickeln Sie für die ausgewählten Reaktionen die chemischen Gleichungen.

Erläutern Sie an einem dieser Beispiele das Wesen der Reaktion.

2.2 Experiment

Füllen Sie in jeweils ein Reagenzglas 5 mL gleichkonzentrierter Lösungen von Methansäure und Ethansäure. Geben Sie dann in die Säurelösungen je ein etwa gleich großes Stück Magnesium.

Messen Sie die Zeit bis zur vollständigen Umsetzung des Magnesiums.

Erklären Sie die Beobachtungen mit Ihren Kenntnissen über den Zusammenhang zwischen der Struktur der Carbonsäuren und deren Acidität.

Entwickeln Sie die Gleichungen in Ionenschreibweise.

Das Endvolumen der gebildeten Gase ist unter den gegebenen Bedingungen bei beiden Reaktionen gleich. Erklären Sie diese Tatsache.

2.3 Im HOFMANNschen Elektrolyseapparat wird Wasserstoff durch Elektrolyse verdünnter Schwefelsäure gewonnen.

Begründen Sie die Bezeichnung „Wasserzer-setzer“ für diesen Elektrolyseapparat.

Geben Sie die chemischen Gleichungen für die an den Elektroden ablaufenden Reaktionen an.

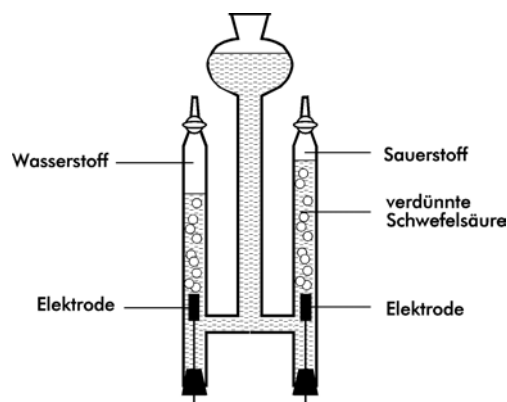


Abb. 1.1: Elektrolyseapparat nach HOFMANN

Die experimentelle Durchführung der Elektrolyse bei konstanter Stromstärke $I = 0,35 \text{ A}$ brachte folgende Ergebnisse:

Zeit in s	Wasserstoffvolumen in mL	Sauerstoffvolumen in mL
120	4,9	2,5
240	9,9	4,9
360	14,8	7,5
480	19,7	9,9
600	24,7	12,3

Stellen Sie grafisch den Zusammenhang zwischen der Elektrolysedauer und den abgeschiedenen Gasvolumina dar und interpretieren Sie.

3 Wasserstoff in der Technik

3.1 Synthesegas aus Wasserstoff und Kohlenstoffmonooxid wird vorrangig aus Erdgas gewonnen. Die Gewinnung umfasst im Wesentlichen zwei Reaktionen:

- Umsetzung der Kohlenwasserstoffe mit Wasserdampf und
- Umsetzung der Kohlenwasserstoffe mit Luftsauerstoff.

Geben Sie die Reaktionsgleichungen für beide Möglichkeiten an, indem Sie als Kohlenwasserstoff Methan einsetzen.

Berechnen Sie die molare Standardreaktionsenthalpie für jede Reaktion.

In der Praxis werden diese Reaktionen gekoppelt. Begründen Sie die Maßnahme.

3.2 Die Konvertierungsreaktion führt zur Anreicherung von Wasserstoff im Synthesegas.



Berechnen Sie die Zusammensetzung des Gasmisches im chemischen Gleichgewicht, wenn von 2 mol Kohlenstoffmonooxid und 4 mol Wasserdampf ausgegangen wird.

Bei 800 K nimmt die Gleichgewichtskonstante K den Wert 4,5 an. Entscheiden Sie begründet, ob es sich um eine exotherme oder um eine endotherme Reaktion handelt und ob bei gleichbleibender Temperatur die Wasserstoffausbeute durch Änderung des Drucks vergrößert werden kann.

3.3 In einer Wasserstoff-Sauerstoff-Brennstoffzelle nutzt man die Oxidation von Wasserstoff zur Stromerzeugung. Als Elektrolyt kann Kaliumhydroxid-Lösung verwendet werden.

Erläutern Sie die Wirkungsweise einer solchen Brennstoffzelle. Nutzen Sie dazu auch die folgende Abbildung.

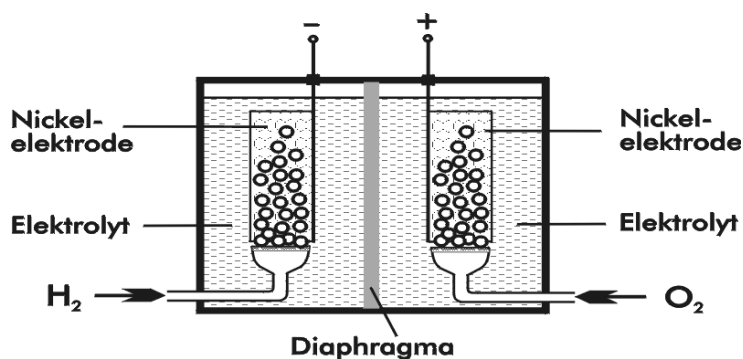


Abb. 1.2: Modell einer Wasserstoff-Sauerstoff-Brennstoffzelle

Entwickeln Sie die Reaktionsgleichungen für die Reaktionen am Minuspol und am Pluspol. In der Zukunft könnten Brennstoffzellen den Verbrennungsmotor in Kraftfahrzeugen ersetzen. Geben Sie mögliche Gründe für den vorgesehenen Einsatz an.

Thema 2: Organische Verbindungen und ihr Reaktionsverhalten**1 Kohlenwasserstoffe**

1.1 Vergleichen Sie Zusammensetzung, Struktur und Reaktionsverhalten der Stoffe Ethan, Ethin und Benzol.

Belegen Sie Ihre Aussagen mit Beispielreaktionen.

1.2 Ethin und Propan werden in Form von Heiz- bzw. Schweißgasen als Primärenergie-träger genutzt.

Ermitteln Sie die Reaktionswärme für die Verbrennung von einem Kubikmeter Ethin unter Standardbedingungen.

Berechnen Sie das notwendige Propanvolumen, das zur Erzeugung einer Wärmemenge von $Q = 250 \text{ MJ}$ erforderlich ist.

1.3 Der Kohlenstoffdioxidanteil der Luft wird wie folgt angegeben:

	um 1885	1985	2000
Kohlenstoffdioxidanteil pro Kubikmeter Luft	290 cm^3	330 cm^3	378 cm^3

Begründen Sie den veränderten Kohlenstoffdioxidanteil in der Luft und beschreiben Sie eine Wirkung dieser Erscheinung.

1.4 Das Reaktionsverhalten der Stoffe ist von den gewählten Bedingungen abhängig.

Zeigen Sie die Richtigkeit dieser Aussage am Beispiel der Reaktion von Brom, das gegenüber Methylbenzol (Toluol) in unterschiedlicher Weise reagieren kann.

Wählen Sie geeignete Reaktionsbedingungen aus und beschreiben Sie die jeweilige Reaktion unter Angabe der Gleichung.

2 Carbonsäuren

2.1 Erklären Sie die Begriffe Säure, Säurestärke, pH-Wert und beschreiben Sie den induktiven Effekt.

Ordnen Sie unter Zuhilfenahme von Strukturformeln die folgenden Säuren nach ihrer Stärke und geben Sie eine Begründung für die vorgenommene Anordnung: Aminoethansäure (Glycin), Chlorethansäure, Ethansäure, Fluorethansäure und Propansäure.

2.2 Die Reaktionsmöglichkeiten der Säuren sind in ihrer Struktur begründet und vom Reaktionspartner abhängig.

Experiment

Prüfen Sie die Reaktionen von Methansäure mit Magnesium, Natriumcarbonat und Kaliumpermanganat.

Geben Sie dazu in je einem Reagenzglas zu einer Spatelspitze Magnesiumpulver bzw. Natriumcarbonat 5 Tropfen einer Methansäure-Lösung der Konzentration $c = 1 \text{ mol/L}$, für die Reaktion der Spatelspitze Kaliumpermanganat verwenden Sie die angesäuerte konzentrierte Methansäure-Lösung.

Notieren Sie Ihre Beobachtungen, werten Sie diese unter Einbeziehung von Reaktionsgleichungen aus und ordnen Sie die Reaktionen verschiedenen Reaktionsarten begründet zu.

- 2.3 Aus Carbonsäuren können Ester gebildet werden, die sich durch charakteristische Geruchsbildung auszeichnen. Als Ananasaroma wird der Butansäureethylester in der Lebensmittelindustrie eingesetzt.

Formulieren Sie die Reaktionsgleichung und diskutieren Sie Möglichkeiten zum effektiven Umsatz der Edukte.

Berechnen Sie die Gleichgewichtskonstante K_C , wenn bei einem angenommenen Stoffmengenansatz $n(\text{Butansäure}) : n(\text{Ethanol}) = 1 \text{ mol} : 5 \text{ mol}$ die Säure zu 95 % umgesetzt wird.

Thema 3: Redoxreaktionen und Säure-Base-Reaktionen

1 Reaktionsarten

Ethansäure reagiert mit Wasser und Ethansäure-Lösung reagiert mit Zink.
Vergleichen Sie in einer Tabelle beide Reaktionen nach folgenden Gesichtspunkten:
Reaktionsart, Wesen der Reaktion, Donator, Akzeptor und korrespondierende Paare.

2 Redoxreaktionen

2.1 Für bestimmte quantitative Analysen (Redox titrationen) werden pH-Wert-abhängige Redoxreaktionen mit dem Oxidationsmittel Kaliumpermanganat genutzt.

Experiment

Versetzen Sie eine mit Schwefelsäure angesäuerte Eisen(II)-sulfat-Lösung tropfenweise mit stark verdünnter Kaliumpermanganat-Lösung.

Werten Sie Ihre Beobachtungen unter Einbeziehung der chemischen Zeichensprache aus. Begründen Sie die Zugabe von Schwefelsäure und die Tatsache, dass diese Reaktion zur quantitativen Analyse besonders geeignet ist.

20 mL einer angesäuerten Eisen(II)-sulfat-Lösung werden mit 4,0 mL einer Kaliumpermanganat-Lösung der Konzentration $c = 0,01 \text{ mol/L}$ bis zum Äquivalenzpunkt titriert.

Berechnen Sie die Stoffmengenkonzentration der Eisen(II)-Ionen in der Lösung.

2.2 Im Jahre 1913 begann die Ammoniakproduktion nach dem so genannten HABER-BOSCH-Verfahren. In der Praxis wird heute die Ammoniaksynthese bei einem Druck von $p = 20\text{-}30 \text{ MPa}$, einer Temperatur von $\vartheta = 450 \text{ °C}$ und unter Einsatz eines Eisenoxidmischkatalysators durchgeführt.

Diskutieren Sie den Einfluss der genannten Reaktionsbedingungen auf die Ausbeute. Beziehen Sie in Ihre Betrachtungen das MWG, die chemische Zeichensprache und die Abbildung 3.1 „Ammoniakausbeuten“ ein.

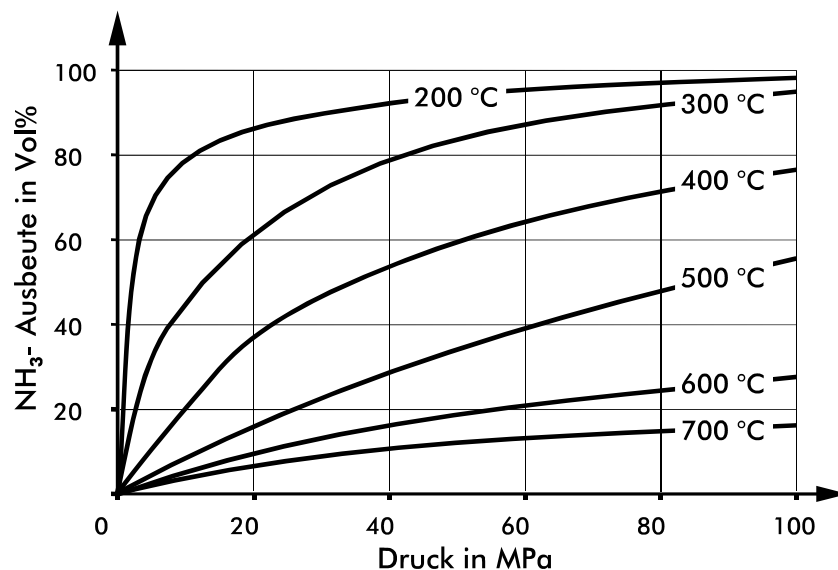
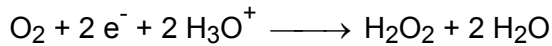
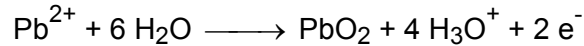
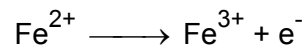
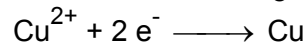


Abb. 3.1: Ammoniakausbeuten

- 2.3 Die Elektrodenvorgänge bei Elektrolysen verlaufen als Oxidationen bzw. Reduktionen. Begründen Sie, welche der folgenden Reaktionen jeweils an der Kathode ablaufen.



Entwickeln Sie die chemischen Gleichungen für die Reaktionen an Anode und Kathode bei der Kupferraffination und der Chloralkalielektrolyse.

3 Säure-Base-Reaktionen

- 3.1 Klassifizieren Sie Bromwasserstoff, Wasser, hydratisierte Aluminium(III)-Ionen, Carbonat-Ionen, Hydrogensulfat-Ionen und Sulfid-Ionen nach der BRÖNSTED-Theorie. Nutzen Sie dazu auch chemische Gleichungen.

- 3.2 In einem Labor befinden sich in drei nicht gekennzeichneten Gefäßen die wässrigen Lösungen von Ammoniumchlorid, Natriumethanat (Natriumacetat) und Natriumchlorid. Zur Identifizierung steht nur ein pH-Indikator zur Verfügung.

Begründen Sie mit Hilfe Ihrer Kenntnisse über die Protolyse, wie ermittelt werden kann, in welchem Gefäß sich der jeweilige Stoff befindet.

Geben Sie die entsprechenden Reaktionsgleichungen an.

Berechnen Sie den pH-Wert einer Ammoniumchlorid-Lösung der Konzentration $c = 0,01 \text{ mol/L}$.