

Anorganische Experimentalchemie

10. Übung:

Redox und Elektrochemie I

1. Bestimmen sie die Oxidationsstufen der Atome in:

a. Sauerstoff, Hydrogenchlorid, Kaliumpermanganat, Salpetersäure, Eisen(III)sulfat, Wasserstoffperoxid, Ammoniak

b. MnO_3F , VOF_3 , CrO_2F_2 , VOF_4^- , $\text{MoO}_2\text{F}_4^{2-}$, $\text{Nb}_2\text{Cl}_{10}$, ReOCl_5^{2-} , $\text{Ru}_2\text{Cl}_{10}^{4-}$, $\text{Ru}_2\text{Cl}_{10}\text{O}^{4-}$

c. N_2H_4 , NaNH_2 , $\text{Fe}(\text{CO})_5$, BeH_2 , S_8 , $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, CCl_4 , Al_2O_3 , CaC_2 , N_2O_5 , H_3PO_4 , N_2O

2. Phosphorige Säure zerfällt zu Phosphorsäure und Phosphan.

a) Um was für eine spezielle Redoxreaktion handelt es sich?

b) Stellen sie die vollständige Redoxgleichung mithilfe beider Teilgleichungen auf. Kennzeichnen Sie die Oxidation und Reduktion

3. Natriumchromat wird in Wasser gelöst und die Lösung färbt sich gelb. Bei Zugabe von Calciumoxalat (Calciumsalz der Oxalsäure) färbt sich die Lösung langsam grün und es entsteht ein Gas, welches Barytwasser trübt. Stellen sie die vollständige Redoxgleichung mithilfe beider Teilgleichungen auf.

4. Stellen Sie für die folgenden Reaktionen die Redox-Teilgleichungen sowie die Gesamtgleichung auf und bestimmen Sie die Oxidationszahlen von allen Atomen.

a. Calcium reagiert mit Chlor im *sauren Milieu* zu Calciumchlorid.

b. Zink wird in Salzsäure aufgelöst. Dabei entstehen Zinkchlorid und Wasserstoff. Die Reaktion findet im *sauren Milieu* statt.

c. Kupferoxid und Wasserstoff reagieren im *alkalischen Milieu* zu Kupfer und Wasser.

d. Schweflige Säure und Iod reagieren im *sauren Milieu* zu Schwefelsäure und Iodwasserstoff.

e. Kaliumpermanganat reagiert in saurer Lösung mit Natriumsulfit zu Mangan(II)-Ionen und Sulfationen.

f. Natriumchlorid reagiert mit Kaliumpermanganatlösung im sauren Milieu zu Chlor und Mangan(II)-Ionen.

g. Iodlösung wird mit Schwefliger Säure versetzt, es entstehen Iodionen und Sulfationen.

- h. Eine Lösung mit Eisen(II)-Ionen und Nitrationen reagiert im basischen Milieu zu Eisen(III)-Ionen und Ammoniak.
- i. Aluminium reagiert mit Wasser im basischen Milieu zu Tetrahydroxyaluminate $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$ und Wasserstoff.
- j. Eisen(III)-hydroxidlösung reagiert mit Hypochloritionen (OCl^-) zu FeO_4^{2-} -Ionen und Chloridionen.
- k. Eisen(III)-Ionen reagieren mit Iodid-Ionen zu Eisen(II)-Ionen und Iod.
- l. Dichromat-Ionen reagieren mit Iodid-Ionen zu Iod und Chrom(III)-Ionen. Die Reaktion findet im sauren pH-Wert-Bereich statt.
- m. Chrom(III)-Oxid reagiert mit Nitrat-Ionen zu Chromat-Ionen und Nitrit-Ionen. Dabei werden H^+ -Ionen frei.
- n. Quecksilber reagiert mit Salpetersäure zu Quecksilber(II)-Ionen und Stickstoffmonoxid.
- o. Iod und Chlor reagieren zu Iodat-Ionen und Chlorid-Ionen.
- p. Stickstoffmonoxid und Salpetersäure reagieren zu Distickstofftetroxid und Wasser.

5. Stellen Sie die Gleichungen für die Elektrodenreaktionen folgender galvanischer Zellen auf und berechnen Sie die Zellspannung unter Standardbedingungen.

- a) $\text{Ni}/\text{Ni}^{2+} // \text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$
- b) $\text{Cu}/\text{Cu}^{2+} // \text{Ag}^+/\text{Ag}$
- c) $\text{Mg}/\text{Mg}^{2+} // 2 \text{Cl}^-/\text{Cl}_2$

6. Konservendosen bestehen aus "Weißblech". Dieses wird hergestellt, indem man Eisenblech elektrolytisch verzinkt. Welche Art von Korrosion läuft ab, wenn der Überzug aus Zinn zerstört wird?

7. Ein saures Abwasser mit dem pH-Wert 1 enthält Blei(II)-Ionen, die bei diesem pH-Wert nicht elektrolytisch abgeschieden werden können. Berechnen Sie, ab welchem pH-Wert Blei(II)-Ionen unter Standardbedingungen abgeschieden werden können. Überspannungseffekte sollen nicht berücksichtigt werden.

8. In einem PKW wird 30 Minuten lang eine Warnblinkanlage mit einer Leistungsaufnahme von 90 Watt durch die Autobatterie (Bleiakku; $U = 12 \text{ V}$) betrieben. Berechnen Sie die Masse an gebildetem Blei(II)-sulfat, wenn beim Betrieb 6 % Leistungsverluste auftreten.

9. a) Beschreiben Sie die Vorgänge bei der Elektrolyse einer Kupfer(II)-chlorid-Lösung an Graphitelektroden durch Teilgleichungen.

b) Entfernt man nach einiger Zeit die Spannungsquelle und ersetzt sie durch ein Spannungsmessgerät, so kann man eine Spannung ablesen. Erklären Sie diese Beobachtung.

c) Warum ist dieser Effekt bei der Elektrolyse einer Kupfer(II)-sulfat-Lösung nicht zu beobachten?

Anhang

Tabelle: Elektrochemische Spannungsreihe

Reduzierte Form	⇌	Oxidierter Form	+ z e ⁻	E ⁰ in V
Li	⇌	Li ⁺	+ 1 e ⁻	-3,04
K	⇌	K ⁺	+ 1 e ⁻	-2,92
Ca	⇌	Ca ²⁺	+ 2 e ⁻	-2,87
Na	⇌	Na ⁺	+ 1 e ⁻	-2,71
Al	⇌	Al ³⁺	+ 3 e ⁻	-1,68
Mn	⇌	Mn ²⁺	+ 2 e ⁻	-1,19
Zn	⇌	Zn ²⁺	+ 2 e ⁻	-0,76
S ²⁻	⇌	S	+ 2 e ⁻	-0,48
Fe	⇌	Fe ²⁺	+ 2 e ⁻	-0,41
Cd	⇌	Cd ²⁺	+ 2 e ⁻	-0,40
Sn	⇌	Sn ²⁺	+ 2 e ⁻	-0,14
Pb	⇌	Pb ²⁺	+ 2 e ⁻	-0,13
<hr/>				
H ₂ + H ₂ O	⇌	2 H ₃ O ⁺	+ 2 e ⁻	0
Sn ²⁺	⇌	Sn ⁴⁺	+ 2 e ⁻	+ 0,15
Cu	⇌	Cu ²⁺	+ 2 e ⁻	+ 0,34
2 I ⁻	⇌	2 I ₂	+ 2 e ⁻	+ 0,54
Fe ²⁺	⇌	Fe ³⁺	+ 1 e ⁻	+ 0,77
Ag	⇌	Ag ⁺	+ 1 e ⁻	+ 0,80
NO + 6 H ₂ O	⇌	NO ₃ ⁻ + 4 H ₃ O ⁺	+ 3 e ⁻	+ 0,96
2 Br ⁻	⇌	Br ₂	+ 2 e ⁻	+ 1,07
6 H ₂ O	⇌	O ₂ + 4 H ₃ O ⁺	+ 4 e ⁻	+ 1,23
2 Cr ³⁺ + 21 H ₂ O	⇌	Cr ₂ O ₇ ²⁻ + 14 H ₃ O ⁺	+ 6 e ⁻	+ 1,33
2 Cl ⁻	⇌	Cl ₂	+ 2 e ⁻	+ 1,36
Pb ²⁺ + 6 H ₂ O	⇌	PbO ₂ + 4 H ₃ O ⁺	+ 2 e ⁻	+ 1,46
Au	⇌	Au ³⁺	+ 3 e ⁻	+ 1,50
Mn ²⁺ + 12 H ₂ O	⇌	MnO ₄ ⁻ + 8 H ₃ O ⁺	+ 5 e ⁻	+ 1,51
2 F ⁻	⇌	F ₂	+ 2 e ⁻	+ 2,87