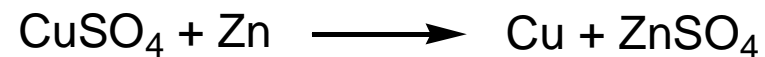


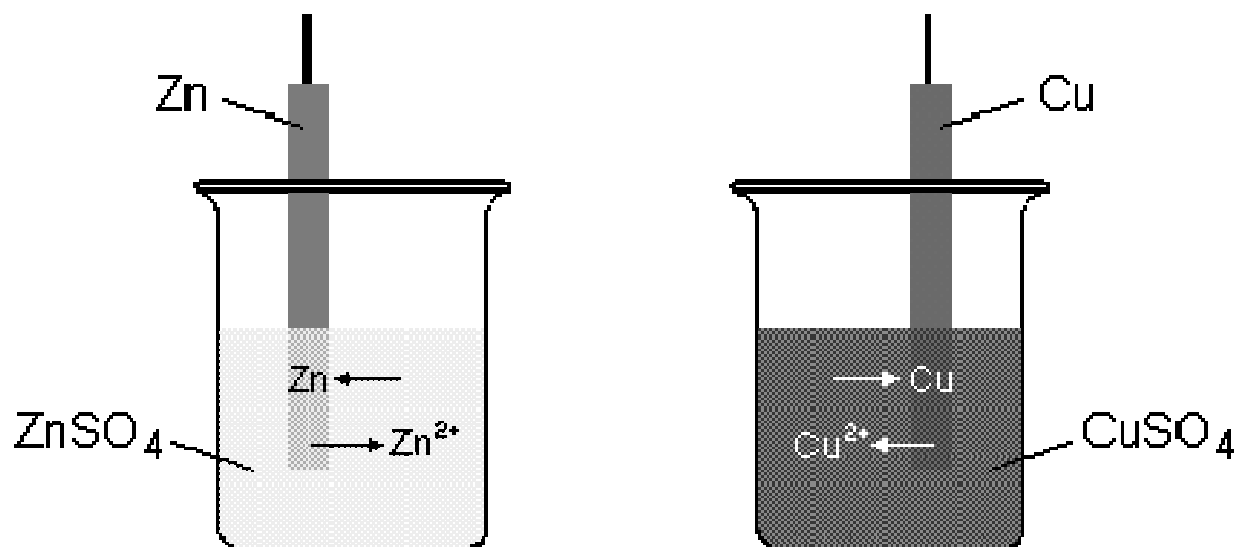
# Redoxpotentiale

**Beispiel:** metallisches Zink reagiert mit  $\text{Cu}^{2+}$  Lösung.  
Gibt es eine Möglichkeit, das Stattfinden und Ausmaß dieser Reaktion vorherzusagen ???

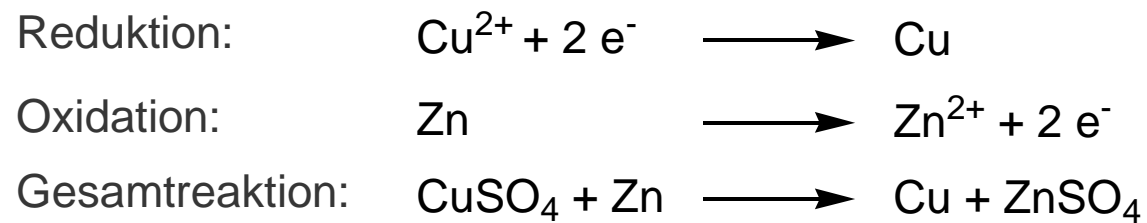
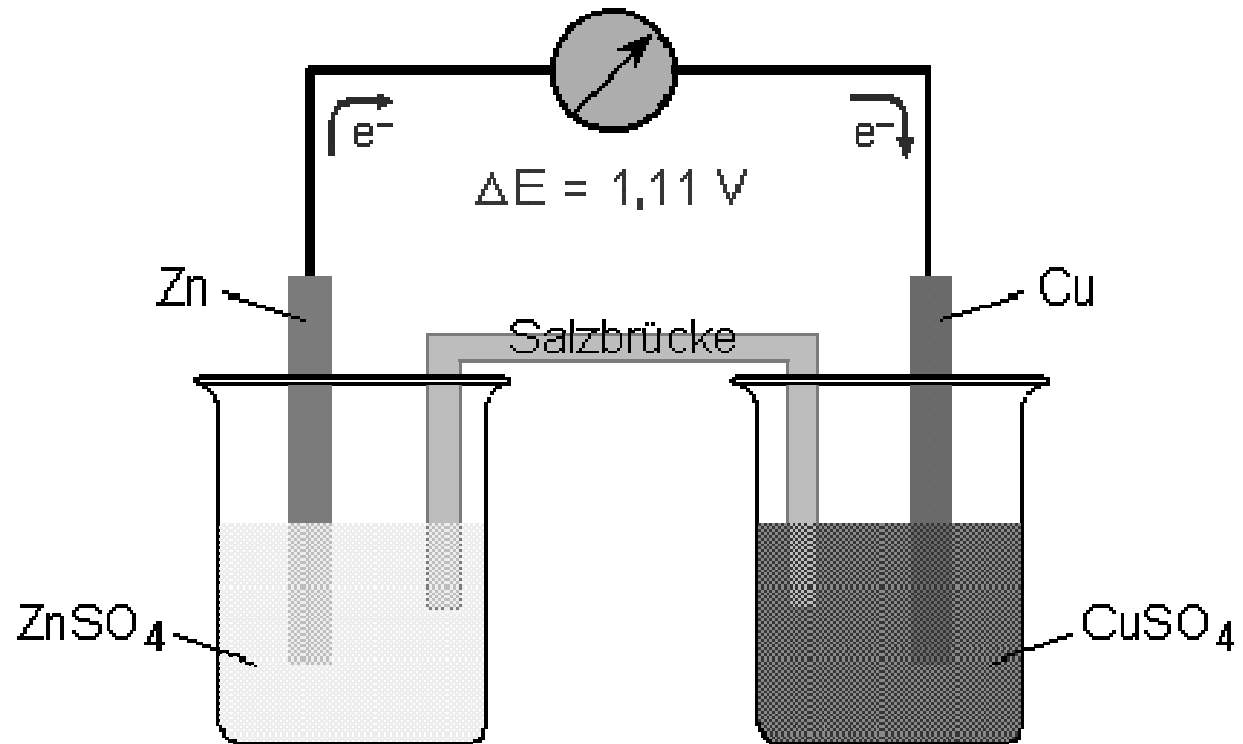


Elektrodenpotentiale/Redoxpotentiale lassen quantitative Aussagen über den Verlauf von Redoxreaktionen zu

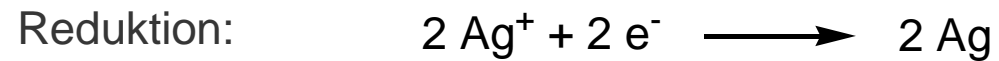
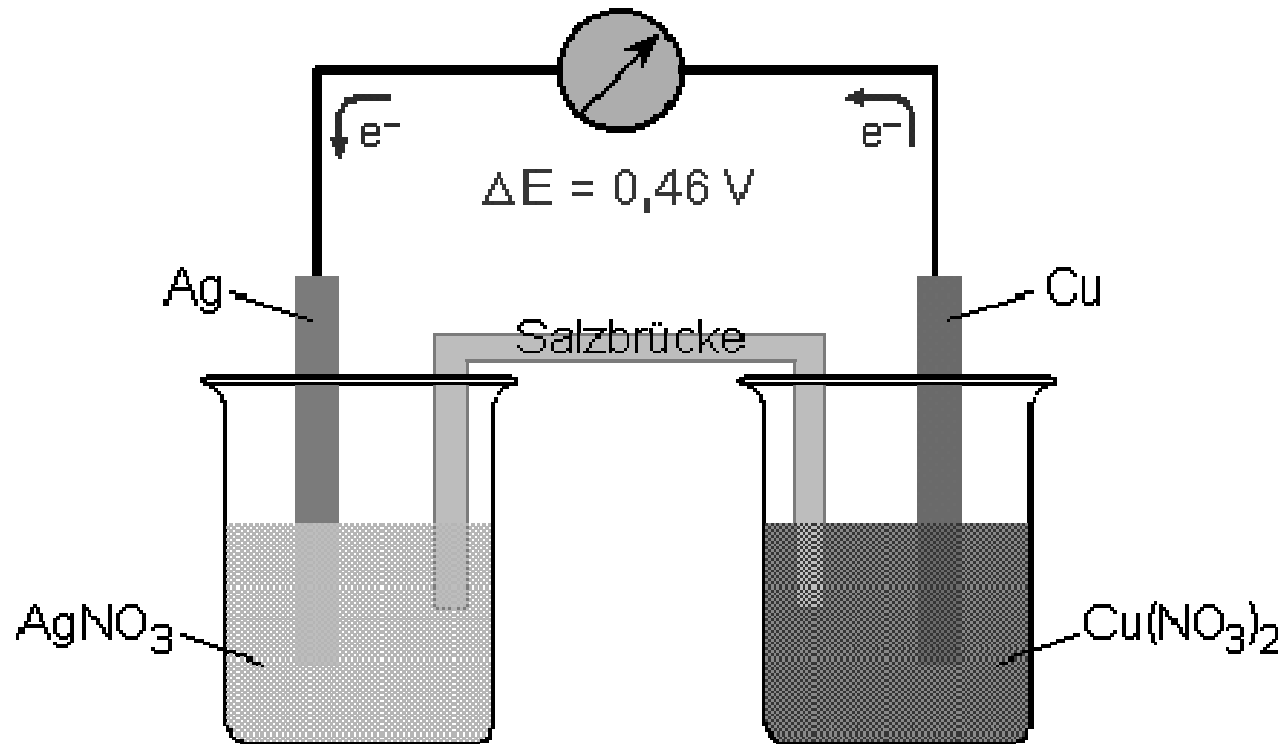
# Redoxpotentiale



# Redoxpotentiale

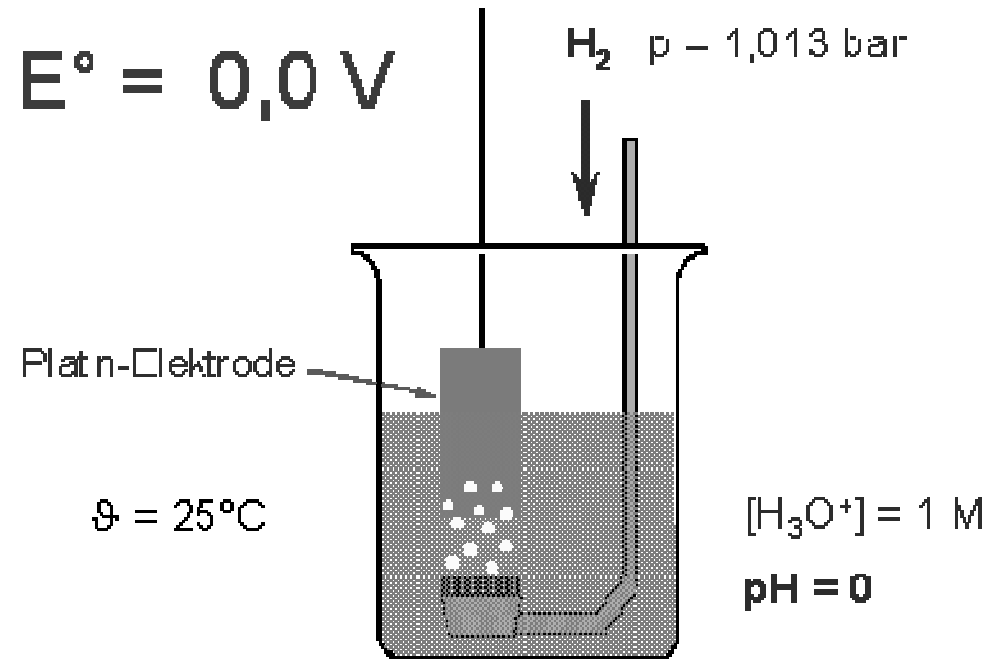


# Redoxpotentiale

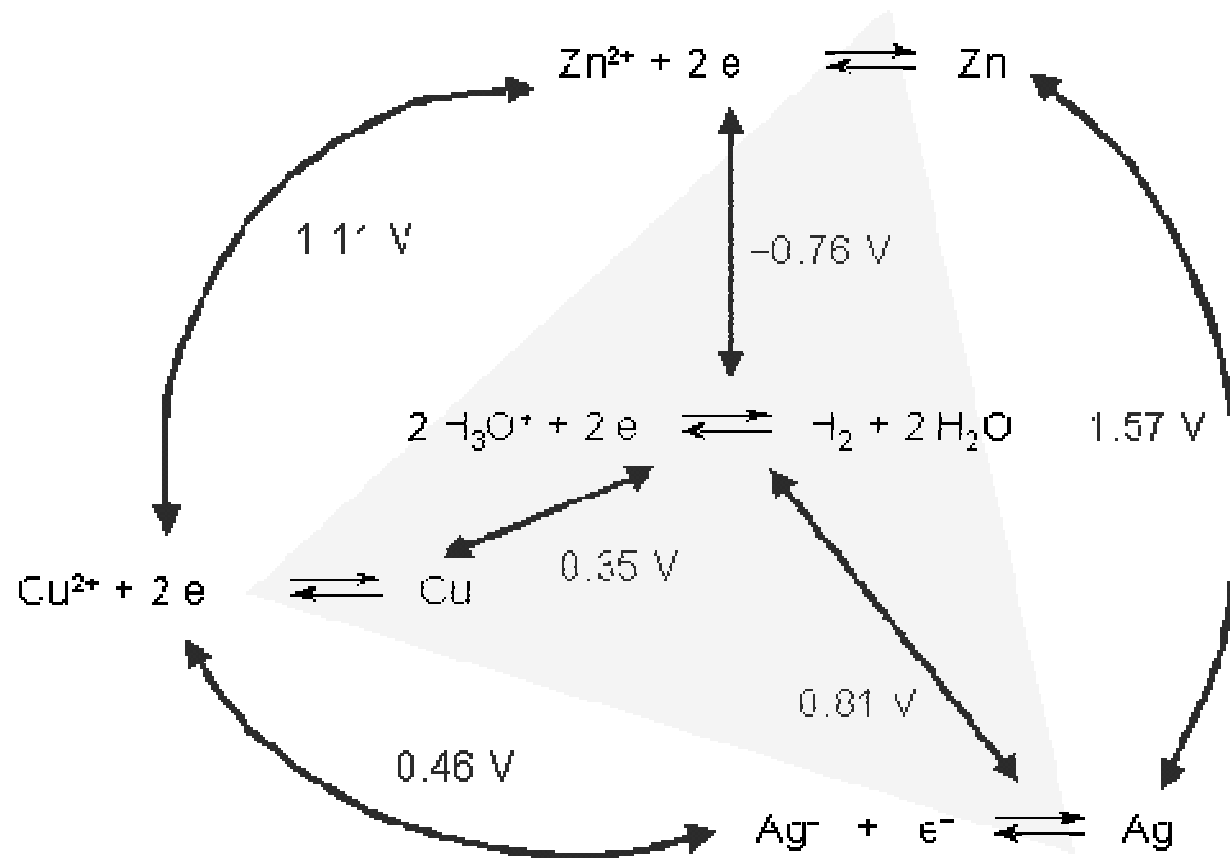


# Elektrochemische Spannungsreihe

- Messen der Potentiale gegen einen Standard (Standard-Wasserstoff-Elektrode) ermöglicht Ordnen der Potentiale: Elektrochemische Spannungsreihe



# Elektrochemische Spannungsreihe



# Elektrochemische Spannungsreihe

Oxidationswirkung nimmt zu ↓	Reduktionswirkung nimmt ab ↓	Oxidierte Form (Oxidationsmittel)	⇌	Reduzierte Form (Reduktionsmittel)	$E^0$
		$\text{Na}^+ + \text{e}^-$	⇌	Na	-2,71 V
		$\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$	⇌	Zn	-0,76 V
		$\text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^-$	⇌	Fe	-0,40 V
		$\text{Sn}^{2+} + 2 \text{e}^-$	⇌	Sn	-0,14 V
		<b><math>2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^-</math></b>	⇌	<b><math>\text{H}_2</math></b>	<b>0,00 V</b>
		$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^-$	⇌	Cu	+0,35 V
		$\text{Ag}^+ + \text{e}^-$	⇌	Ag	+0,80 V
		<b><math>\text{O}_2 + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^-</math></b>	⇌	<b><math>2 \text{H}_2\text{O}</math></b>	<b>+1,23 V</b>
		$\text{Au}^{3+} + 3 \text{e}^-$		Au	+1,50 V

$$\Delta E = E_1 + E_2$$

$$\Delta G = -z \cdot F \cdot \Delta E$$

*Standardbedingungen !*

Reaktionsrichtung => Vorzeichen

Wenn  $\Delta E > 0$  => Reaktion läuft ab !

Wenn  $\Delta E = 0$  => Reaktion im GGW !

# Konzentrationsabhängigkeit von $E$ : Nernst-Gleichung

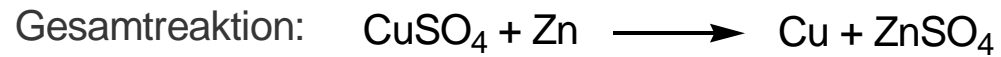
$$E = E^0 + \frac{R \cdot T}{z \cdot F} \ln \frac{a_{\text{Ox}}}{a_{\text{Red}}} = E^0 + \frac{0,059 \text{ V}}{z} \lg \frac{a_{\text{Ox}} (c_{\text{Ox}})}{a_{\text{Red}} (c_{\text{Red}})}$$

- $R$ : allg. Gaskonstante  $R = 8,31441 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$
- $F$ : Faraday Konstante  $F = 96,5 \cdot 10^3 \text{ C mol}^{-1}$
- $z$ : Zahl der ausgetauschten  $e^-$
- $a_{\text{Ox}}, a_{\text{Red}}$ : Aktivität der oxidierten bzw. reduzierten Form, kann ggf. durch die Konzentration  $c$  ersetzt werden.



# Beispiel

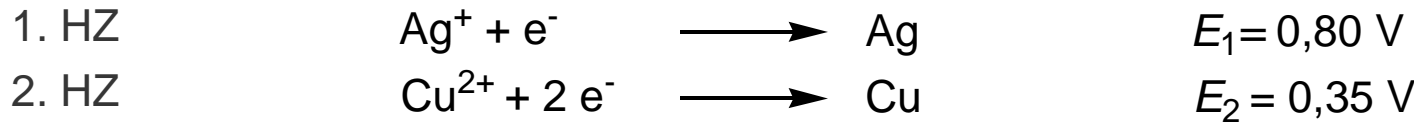
- $\Delta E$  einer Cu/Zn-Zelle berechnen (Standardbedingungen)



$$E = E_2 + (-E_1) = 0,35 \text{ V} + -(-0,76 \text{ V}) = 1,11 \text{ V}$$

# Beispiel

- $\Delta E$  einer Cu/Ag-Zelle berechnen von  $(c(\text{Ag}^+) = c(\text{Cu}^{2+}) = 0,1 \text{ mol l}^{-1})$ :



$$E_1 = E_1^0 + \frac{0,059 \text{ V}}{z} \lg \frac{c_{\text{Ox}}}{c_{\text{Red}}} = E_1^0 + \frac{0,059 \text{ V}}{1} \lg c(\text{Ag}^+)$$

$$E_2 = E_2^0 + \frac{0,059 \text{ V}}{z} \lg \frac{c_{\text{Ox}}}{c_{\text{Red}}} = E_2^0 + \frac{0,059 \text{ V}}{2} \lg c(\text{Cu}^{2+})$$

$$\Delta E = E_1 + (-E_2) = E_1^0 - E_2^0 + \frac{0,059 \text{ V}}{1} \lg c(\text{Ag}^+) - \frac{0,059 \text{ V}}{2} \lg c(\text{Cu}^{2+})$$

$$\Delta E = E_1^0 - E_2^0 + \frac{2 \cdot 0,059 \text{ V}}{2} \lg c(\text{Ag}^+) + \frac{0,059 \text{ V}}{2} \lg \frac{1}{c(\text{Cu}^{2+})}$$

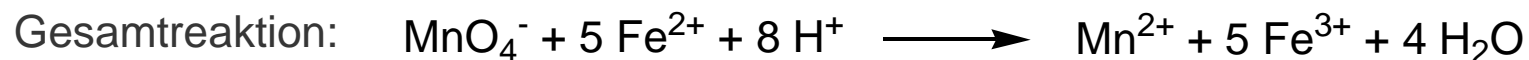
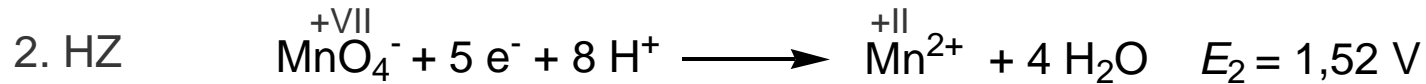
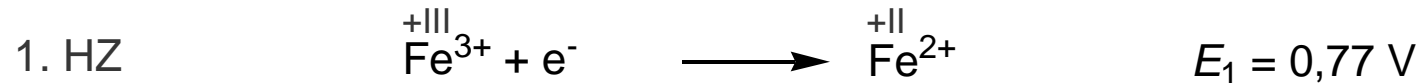
$$\Delta E = E_1^0 - E_2^0 + \frac{0,059 \text{ V}}{2} \lg c(\text{Ag}^+)^2 + \frac{0,059 \text{ V}}{2} \lg \frac{1}{c(\text{Cu}^{2+})}$$

$$\Delta E = E_1^0 - E_2^0 + \frac{0,059 \text{ V}}{2} \lg \frac{c(\text{Ag}^+)^2}{c(\text{Cu}^{2+})} = 0,80 \text{ V} - 0,35 \text{ V} + \frac{0,059 \text{ V}}{2} \lg \frac{0,1^2}{0,1}$$

$$\Delta E = 0,45 \text{ V} - 0,0295 \text{ V} \approx 0,42 \text{ V}$$

# Beispiel

- $\Delta E$  der Reaktion von  $\text{MnO}_4^-$  mit  $\text{Fe}^{2+}$  (allg. Form)



$$E_1 = E_1^0 + \frac{0,059 \text{ V}}{z} \lg \frac{c_{\text{Ox}}}{c_{\text{Red}}} = E_1^0 + \frac{0,059 \text{ V}}{1} \lg \frac{c(\text{Fe}^{3+})}{c(\text{Fe}^{2+})}$$

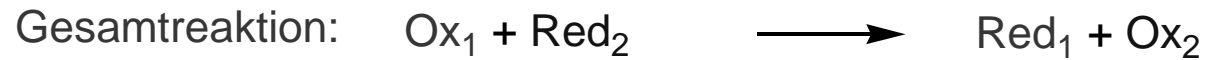
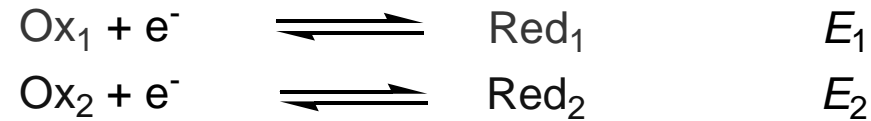
$$E_2 = E_2^0 + \frac{0,059 \text{ V}}{z} \lg \frac{c_{\text{Ox}}}{c_{\text{Red}}} = E_2^0 + \frac{0,059 \text{ V}}{5} \lg \frac{c(\text{MnO}_4^-) \cdot c(\text{H}^+)^8}{c(\text{Mn}^{2+})}$$

$$\Delta E = (-E_1) + E_2 = E_2^0 - E_1^0 + \frac{0,059 \text{ V}}{5} \lg \frac{c(\text{MnO}_4^-) \cdot c(\text{H}^+)^8}{c(\text{Mn}^{2+})} - \frac{0,059 \text{ V}}{1} \lg \frac{c(\text{Fe}^{3+})}{c(\text{Fe}^{2+})}$$

$$\Delta E = E_2^0 - E_1^0 + \frac{0,059 \text{ V}}{5} \lg \frac{c(\text{MnO}_4^-) \cdot c(\text{H}^+)^8 \cdot c(\text{Fe}^{2+})^5}{c(\text{Mn}^{2+}) \cdot c(\text{Fe}^{3+})^5}$$

$$\Delta E = E_2^0 - E_1^0 + \frac{0,059 \text{ V}}{5} \lg \frac{c(\text{MnO}_4^-) \cdot c(\text{Fe}^{2+})^5}{c(\text{Mn}^{2+}) \cdot c(\text{Fe}^{3+})^5} - \frac{8 \cdot 0,059 \text{ V}}{5} \text{pH}$$

# Redox titration: Titrationskurve



	$c(\text{Ox}_1)$	$c(\text{Red}_2)$	$c(\text{Red}_1)$	$c(\text{Ox}_2)$
0 % Umsatz	1	0	?	0
10 % Umsatz	~0,9	~0	~0,1	~0,1
50 % Umsatz	~0,5	~0	~0,5	~0,5
100 % Umsatz	~0	~0	~1	~1
200 % Umsatz	~0	~1	~1	~1

# Redox titration: Titrationskurve

$$0\% \text{ Umsatz: } E = E_1^0 + \frac{0,059 \text{ V}}{z} \lg \frac{c_{\text{Ox1}}}{c_{\text{Red1}}} = \text{????}$$

$$10\% \text{ Umsatz: } E = E_1^0 + \frac{0,059 \text{ V}}{z} \lg \frac{c_{\text{Ox1}}}{c_{\text{Red1}}} = E_1^0 + \frac{0,059 \text{ V}}{z} \lg \frac{0,9 \text{ mol/l}}{0,1 \text{ mol/l}}$$

$$50\% \text{ Umsatz: } E = E_1^0 + \frac{0,059 \text{ V}}{z} \lg \frac{c_{\text{Ox1}}}{c_{\text{Red1}}} = E_1^0 + \frac{0,059 \text{ V}}{z} \lg \frac{0,5 \text{ mol/l}}{0,5 \text{ mol/l}} = E_1^0 \quad \text{mit } c_{\text{Ox1}} = c_{\text{red1}}$$

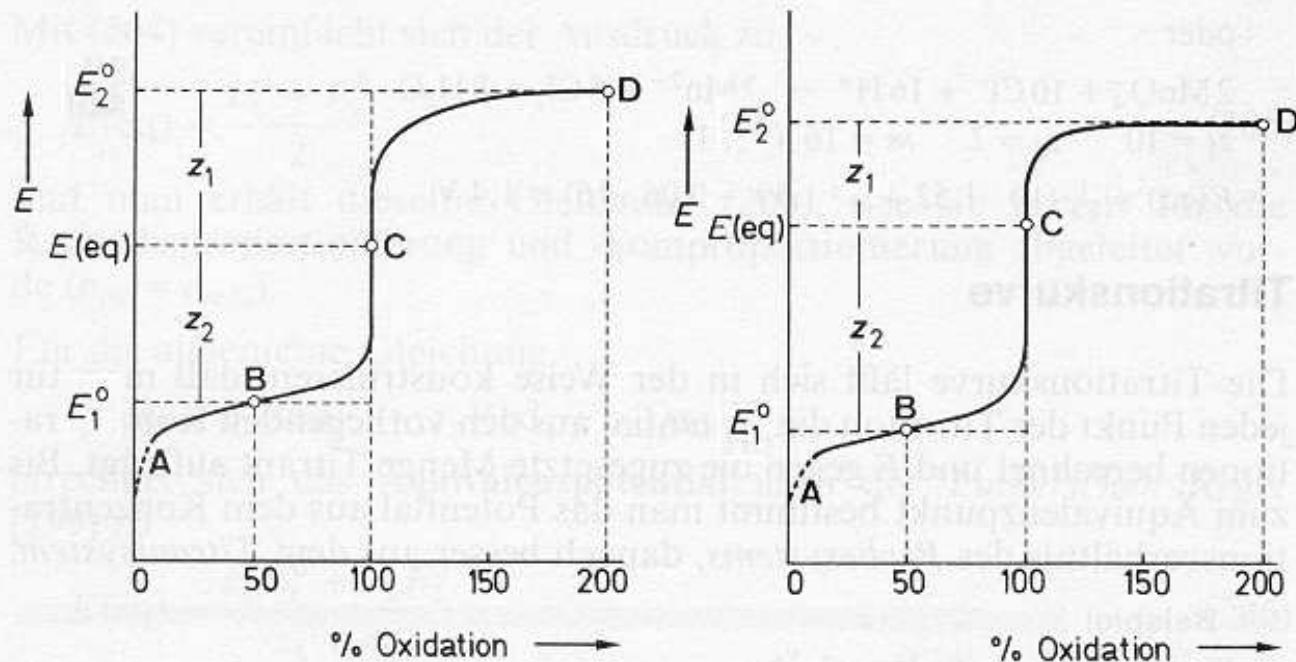
Äquivalenzpunkt:  $E_{\text{eq}} = E_1$  und  $E_{\text{eq}} = E_2$  gilt immer!

$$\Rightarrow 2E_{\text{eq}} = E_1 + E_2 = E_1^0 + E_2^0 + \frac{0,059 \text{ V}}{z} \lg \frac{c_{\text{Ox1}} \cdot c_{\text{Ox2}}}{c_{\text{Red1}} \cdot c_{\text{Red2}}} = E_1^0 + E_2^0 \quad \text{mit } c_{\text{Ox1}} = c_{\text{red2}} \text{ und } c_{\text{Ox2}} = c_{\text{red1}}$$

$$E_{\text{eq}} = \frac{E_1^0 + E_2^0}{2}$$

$$200\% \text{ Umsatz: } E = E_2^0 + \frac{0,059 \text{ V}}{z} \lg \frac{c_{\text{Ox2}}}{c_{\text{Red2}}} = E_2^0 + \frac{0,059 \text{ V}}{z} \lg \frac{1 \text{ mol/l}}{1 \text{ mol/l}} = E_2^0 \quad \text{mit } c_{\text{Ox2}} = c_{\text{red2}}$$

# Redox titration: Titrationskurve



a  $z_1 = z_2$

b  $z_2 = 2 z_1$

Ox<sub>1</sub> = Titrant ( $E_1^0$ ) A = Anfangspunkt

Red<sub>2</sub> = Probe ( $E_2^0$ ) B = 50% Umsetzung

C = Äquivalenzpunkt

D = „200%“ Umsetzung

**Abb. 40** Diagramm einer Redox titration (Oxidation)

**a** Zahl der ausgetauschten Elektronen im Titrant- und Probesystem gleich

**b** Zahl der ausgetauschten Elektronen verschieden

Quelle: U.R. Kunze, G. Schwedt, **Grundlagen der qualitativen und quantitativen Analyse**, Georg Thieme Verlag

# Redox titration: Indicators

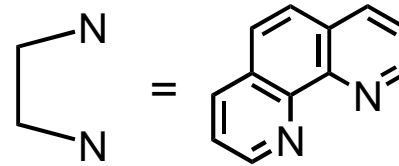
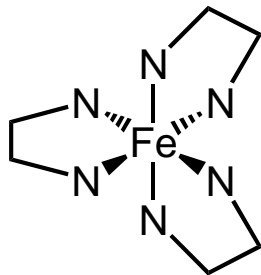
- Oft kein Indikator nötig, wegen Eigenfarbe (z.B.  $\text{KMnO}_4$  oder  $\text{I}_2$ )
- Indikator ist ein Redoxpaar, dessen beiden Formen unterschiedlich gefärbt sind.
- Am theoretischen Umschlagspunkt sind die Konzentrationen beider Spezies gleich



$$E_{\text{Umschlag}} = E_{\text{Ind}}^0 + \frac{0,059 \text{ V}}{z} \lg \frac{c_{\text{Ox}}}{c_{\text{Red}}} = E_{\text{Ind}}^0$$

# Redox titration: Indikatoren

- „Ferroin“: Tris(o-phenantrolin)eisen(II)

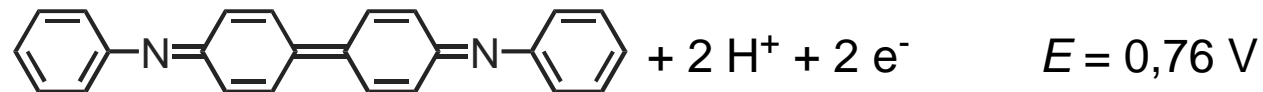
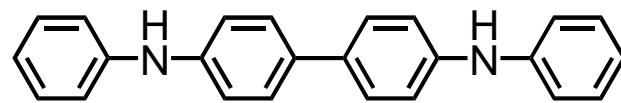
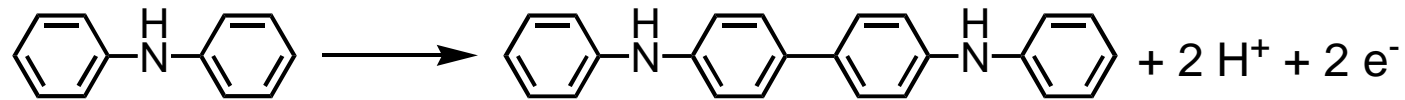




# Redox titration: Indikatoren

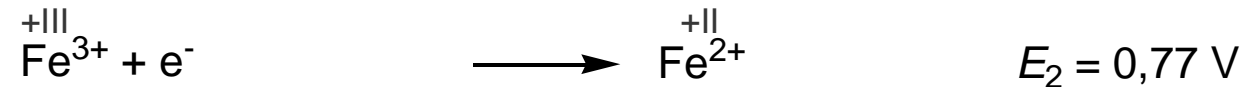
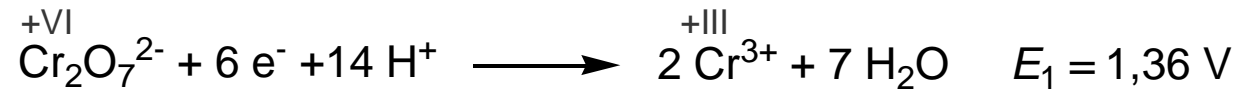
Diphenylamin:

- Erst irreversible Oxidation zu Diphenylbenzidin
- Zweite Stufe reversibel



# Dichromatometrie

- Verwendung z.B. zur technischen Bestimmung von Eisen

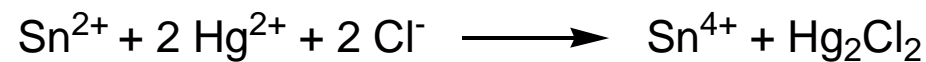
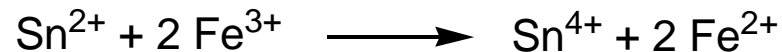


- Vorteil der Verwendung von Dichromat zum Beispiel leichte Titereinstellung und Lagerbarkeit der Titrationslösung, außerdem werden  $\text{Cl}^-$  - Ionen nicht oxidiert, d.h. man kann in Salzsäure arbeiten.

# Dichromatometrie

$\text{Fe}^{2+}$  wird durch Luftsauerstoff zu  $\text{Fe}^{3+}$  oxidiert: Probelösung muss zuerst reduziert werden:

1. Möglichkeit: Reduktion mit  $\text{SnCl}_2$ -Lösung

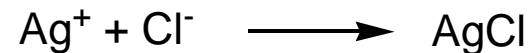
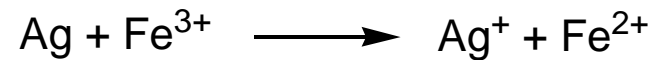


Überschüssiges  $\text{SnCl}_2$  muss oxidiert werden (würde sonst bei der Titration mitbestimmt werden)

$\text{Hg}_2\text{Cl}_2$  schwerlöslich, wird von  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  praktisch nicht oxidiert

# Dichromatometrie

## 2. Möglichkeit: Silberreduktor



Potential von  $\text{Ag}^+/\text{Ag}$  (0,80 V) größer als Potential von  $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$  (0,77 V) => Ag dürfte  $\text{Fe}^{3+}$  nicht reduzieren !!!

Aber: Bildung von schwerlöslichem  $\text{AgCl}$  ( $K_L = 1 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2 \text{ l}^{-2}$ ) setzt Potential herab ( $c(\text{Cl}^-)$  sei  $0,1 \text{ mol l}^{-1}$ ):

$$E = E^0 + \frac{0,059 \text{ V}}{z} \lg \frac{c_{\text{Ox1}}}{c_{\text{Red1}}} = E^0 + 0,059 \text{ V} \lg c(\text{Ag}^+)$$

$$\text{aus } K_L : c(\text{Ag}^+) = \frac{K_L}{c(\text{Cl}^-)} = \frac{1 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2 \text{ l}^{-2}}{0,1 \text{ mol l}^{-1}} = 1 \cdot 10^{-9} \text{ mol l}^{-1}$$

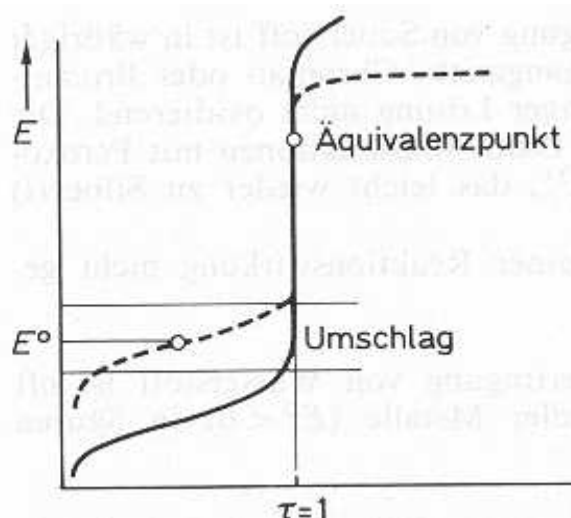
$$E = 0,80 \text{ V} + 0,059 \text{ V} \lg 1 \cdot 10^{-9} = 0,80 \text{ V} + 0,059 \text{ V} \cdot (-9) \approx 0,27 \text{ V}$$

# Dichromatometrie

- Indikation des Endpunkts mit **Diphenylamin** ( $E = 0,76 \text{ V}$ )
- Problem:  $E(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77 \text{ V}$  Indikatorumschlag schon bei 50% Oxidation

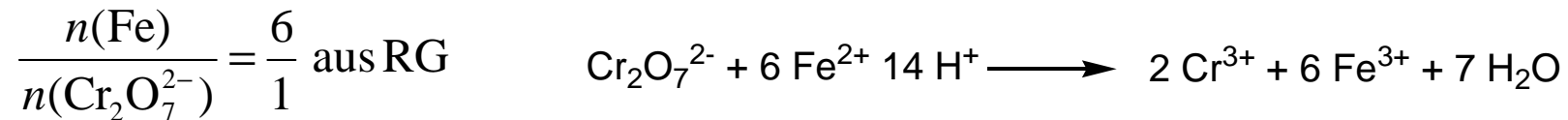
$$50\% \text{ Umsatz: } E = E_1^0 + \frac{0,059 \text{ V}}{z} \lg \frac{c(\text{Fe}^{3+})}{c(\text{Fe}^{2+})} = E_1^0$$

- Zusatz von Phosphorsäure ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ) komplexiert  $\text{Fe}^{3+}$  und erniedrigt somit das Potential => Umschlag erst bei Überschuss an  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$



# Beispiel

Bei der dichromatometrischen Bestimmung von Eisen wurden 7,22 ml einer Dichromatlösung  $c=1/60 \text{ mol l}^{-1}$  ( $c(1/6 \text{ K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7)=0,1 \text{ mol l}^{-1}$ ) verbraucht. Wieviel Eisen war in der Lösung ?



$$n(\text{Fe}) = 6 \cdot n(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-})$$

$$n(\text{Fe}) = 6 \cdot c(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}) \cdot V(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}) = 6 \cdot 0,00722 \text{ l} \cdot \frac{1}{60} \text{ mol l}^{-1} = 0,000722 \text{ mol}$$

$$m(\text{Fe}) = n(\text{Fe}) \cdot M(\text{Fe}) = 0,000722 \text{ mol} \cdot 55,84 \text{ g mol}^{-1} = 40,32 \text{ mg}$$

oder

$$n(\text{Fe}) = \cdot n\left(\frac{1}{6} \text{ Cr}_2\text{O}_7^{2-}\right)$$

$$n(\text{Fe}) = c\left(\frac{1}{6} \text{ Cr}_2\text{O}_7^{2-}\right) \cdot V(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}) = 0,00722 \text{ l} \cdot 0,1 \text{ mol l}^{-1} = 0,000722 \text{ mol}$$

# Iodometrie



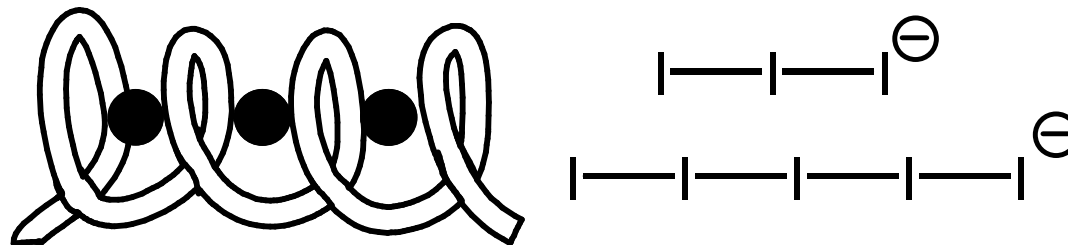
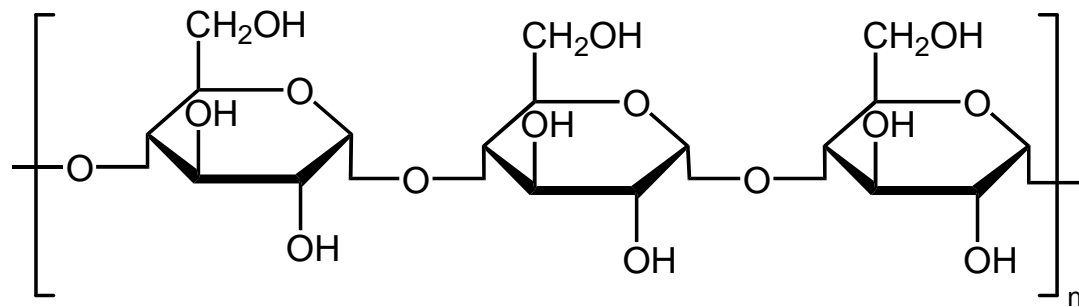
- $\text{I}_2$  in Wasser schwer löslich, deshalb setzt man KI mit zu, Bildung von Triiodiden ( $\text{KI}_3$ )
- Titrationsen im schwach Sauren, sonst Disproportionierung (Bildung von Iodid und Hypoiodid):



- Bestimmung von Oxidationsmitteln (Reduktometrie) und Reduktionsmitteln (Oxidimetrie) möglich

# Iodometrie

- Indikator: Stärkelösung
- Jod bildet mit Stärke (Amylose) eine Einschlussverbindung (in Gegenwart von Iodid)

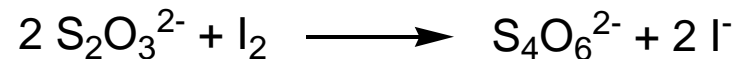
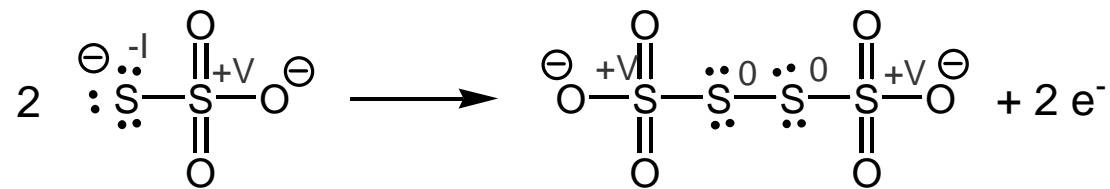
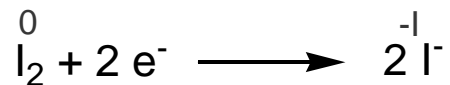
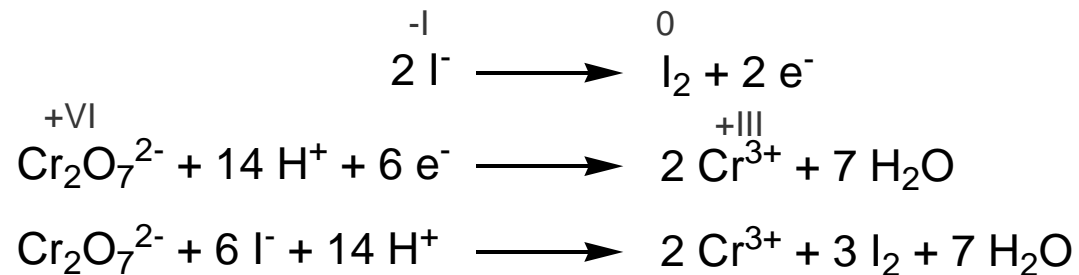




# Jodometrie

Quantitative Bestimmung von Oxidationsmitteln, Bsp.:  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$

Prinzip: Iodid wird zu Iod oxidiert, welches mit Thiosulfat bestimmt wird.



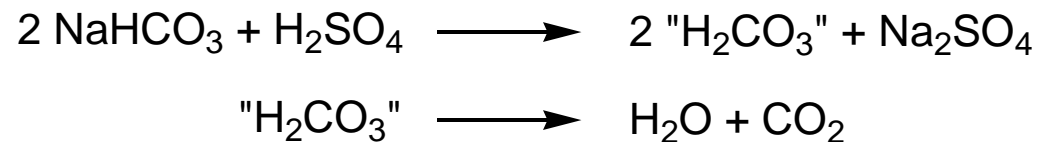
# Iodometrie

Mögliche Fehler bei der Chromatbestimmung:

- Reaktion läuft nur in saurer Lösung vollständig ab
- Quantitative Oxidation zu  $I_2$  verläuft langsam => vor Rücktitration einige Minuten warten
- Luftsauerstoff kann  $I^-$  zu  $I_2$  oxidieren => Mehrverbrauch !



- Zusatz von  $NaHCO_3$  erzeugt  $CO_2$  - Entwicklung



# Beispiel

Berechnung des Verhältnisses der Stoffmengen von Chrom und Thiosulfat.

$$\frac{n(\text{Cr})}{n(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-})} = \frac{2}{1}, \quad \frac{n(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-})}{n(\text{I}_2)} = \frac{1}{3}, \quad \frac{n(\text{I}_2)}{n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})} = \frac{2}{1}$$

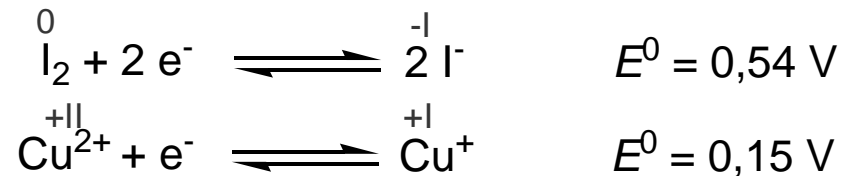
$$n(\text{Cr}) = 2 \cdot n(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}); \quad \frac{n(\text{I}_2)}{3} = n(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}); \quad \frac{n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})}{2} = n(\text{I}_2)$$

$$n(\text{Cr}) = 2 \cdot \left( \frac{n(\text{I}_2)}{3} \right) = 2 \cdot \left( \frac{n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})}{3 \cdot 2} \right) = \frac{1}{3} n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})$$

$$n(\text{Cr}) = \frac{1}{3} n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})$$

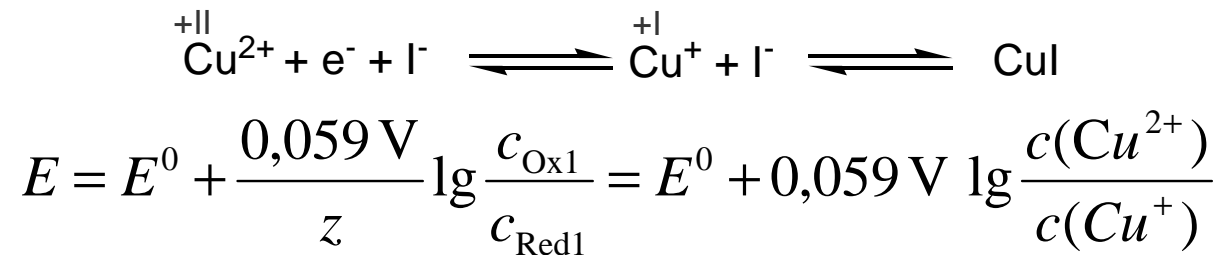
# Iodometrie

- Bestimmung von  $\text{Cu}^{2+}$ :



- Erwartete Reaktion:  $2 \text{Cu}^+ + \text{I}_2 \longrightarrow 2 \text{Cu}^{2+} + 2 \text{I}^-$
- Tatsächlich beobachtete Reaktion:  $2 \text{Cu}^{2+} + 4 \text{I}^- \longrightarrow 2 \text{CuI} + \text{I}_2$

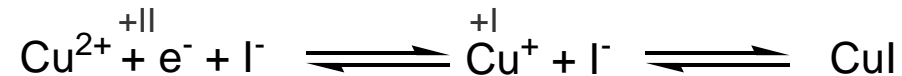
- Erklärung: Bildung von schwerlöslichem CuI verändert Potentiale



- Hohe Iodidkonzentration ist günstig

# Beispiel

- Berechnung des Potentials für  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^+$   
( $c(\text{Cu}^{2+}) = c(\text{I}^-) = 0,1 \text{ mol l}^{-1}$ ,  $K_{\text{L}}(\text{CuI}) = 5 \cdot 10^{-12} \text{ mol l}^{-1}$ )



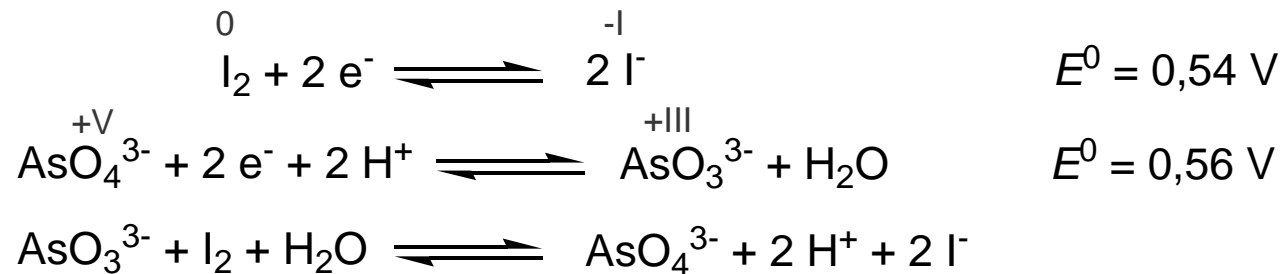
$$E = E^0 + \frac{0,059 \text{ V}}{z} \lg \frac{c_{\text{Ox1}}}{c_{\text{Red1}}} = E^0 + 0,059 \text{ V} \lg \frac{c(\text{Cu}^{2+})}{c(\text{Cu}^+)}$$

$$\text{aus } K_{\text{L}} : c(\text{Cu}^+) = \frac{K_{\text{L}}}{c(\text{I}^-)} = \frac{5 \cdot 10^{-12} \text{ mol}^2 \text{l}^{-2}}{0,1 \text{ mol l}^{-1}} = 5 \cdot 10^{-11} \text{ mol l}^{-1}$$

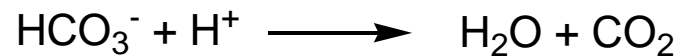
$$E = 0,15 \text{ V} + 0,059 \text{ V} \cdot \lg \frac{0,1}{5 \cdot 10^{-11}} = 0,15 \text{ V} + 0,059 \text{ V} \cdot 9,3 \approx 0,70 \text{ V}$$

# Iodometrie

- Bestimmung von Reduktionsmitteln, Bsp.  $\text{AsO}_3^{3-}$



- Fast gleiche Reduktionspotentiale => Reaktion nicht quantitativ
- Gleichgewicht wird durch Entfernen von  $\text{H}^+$  verschoben:

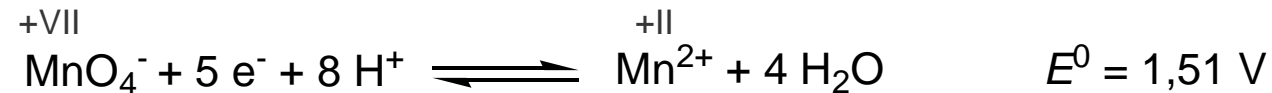


$$E = E^0 + \frac{0,059 \text{ V}}{z} \lg \frac{c_{\text{Ox1}}}{c_{\text{Red1}}} = E^0 + \frac{0,059 \text{ V}}{2} \lg \frac{c(\text{AsO}_4^{3-}) \cdot c(\text{H}^+)^2}{c(\text{AsO}_3^{3-})}$$

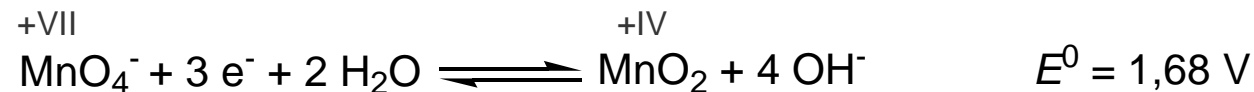
$$E = E^0 + \frac{0,059 \text{ V}}{2} \lg \frac{c(\text{AsO}_4^{3-})}{c(\text{AsO}_3^{3-})} - 0,059 \text{ V} \cdot \text{pH}$$

# Manganometrie

- Im Sauren reagiert Permanganat zu  $\text{Mn}^{2+}$



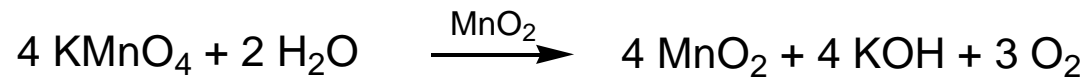
- Im Neutralen und Basischen reagiert Permanganat zu  $\text{MnO}_2$



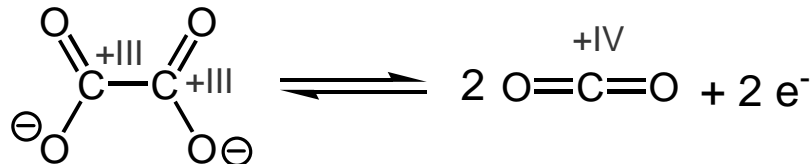
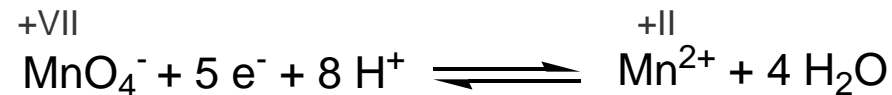
- Indikatoren werden nicht benötigt, weil  $\text{MnO}_4^-$  stark violett gefärbt ist.

# Manganometrie

- $\text{MnO}_4^-$ -Lösungen nicht beständig, Titerfaktor muss bestimmt werden
- Evtl. gebildeter Braunstein katalysiert Zersetzung von  $\text{MnO}_4^-$  (Filtration nötig)



- Einstellung des Titers notwendig (mit  $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ )

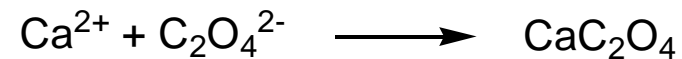




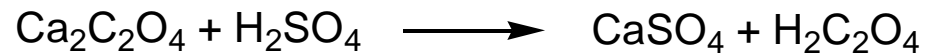
# Manganometrie

Bestimmung von  $\text{Ca}^{2+}$ : (nicht redoxaktiv)

- Bildung von schwerlöslichem  $\text{CaC}_2\text{O}_4$



- Auflösen von  $\text{CaC}_2\text{O}_4$  im Säuren



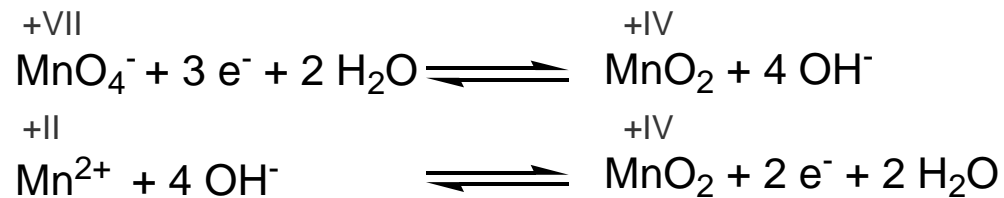
- Titration der Oxalsäure mit  $\text{KMnO}_4$



# Manganometrie

## Bestimmung von Mangan

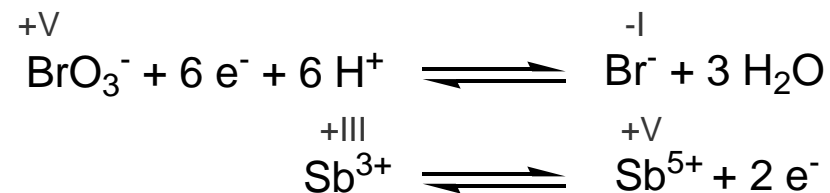
- Komproportionierung von  $\text{MnO}_4^-$  und  $\text{Mn}^{2+}$



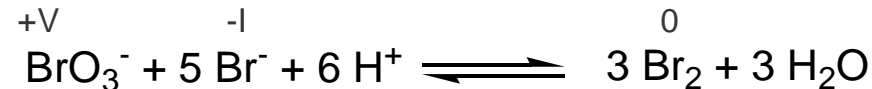
- Problem: Niederschlag von  $\text{MnO}_2$  adsorbiert  $\text{Mn}^{2+}$
- Lösung: Zusatz von Zinksalzen, die anstelle von  $\text{Mn}^{2+}$  eingebaut werden können.

# Bromatometrie

- Bestimmung von Reduktionsmitteln, Bsp.:  $\text{Sb}^{3+}$



- Am Äquivalenzpunkt reagiert Bromat mit Bromid (Komproportionierung)



- Gebildetes Brom zerstört Farbstoff (Methylrot etc.)
- Diese Reaktion ist nicht sehr schnell => langsame Zugabe
- Bromatüberschuss (an der Eintropfstelle) kann Indikator zerstören => erst gegen Ende zugeben