

## Aufgabe 1

### 3 mL Zugabe

$$[\text{Cu}^{2+}] = \left( \frac{2,5 \cdot 10^{-3} - 1,5 \cdot 10^{-4}}{2,5 \cdot 10^{-3}} \right) \cdot 0,05 \cdot \left( \frac{50}{53} \right) \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 0,044 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Anfangskonzentration  
↓  
übrig bleibender Anteil      Verdünnungsfaktor

### 50 mL Zugabe

⇒ nahezu alles Kupfer liegt in Form von  $\text{CuY}^{2-}$  vor (Dissoziation wird für die Berechnung von  $[\text{CuY}^{2-}]$  vernachlässigt).

$$[\text{CuY}^{2-}] = 0,05 \cdot \left( \frac{50}{100} \right) = 0,025 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Anfangskonzentration  
↓  
Verdünnungsfaktor

$$\frac{[\text{CuY}^{2-}]}{[\text{Cu}^{2+}][\text{EDTA}]} = K = 3,53 \cdot 10^{16} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

## Fortsetzung Aufgabe 1

	$\text{Cu}^{2+}$	+	$\text{Y}^{4-}$	$\rightleftharpoons$	$\text{CuY}^{2-}$
Ausgangskonzentration ( $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ )	-		-		0,025
Endkonzentration ( $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ )	x		x		0,025-x

$$\frac{0,025 - x}{x^2} = 3,53 \cdot 10^{16} \quad \Rightarrow x = 8,42 \cdot 10^{-10} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

### 51 mL Zugabe

$$[\text{Y}^{4-}] = 0,05 \cdot \left( \frac{1}{101} \right) = 4,95 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

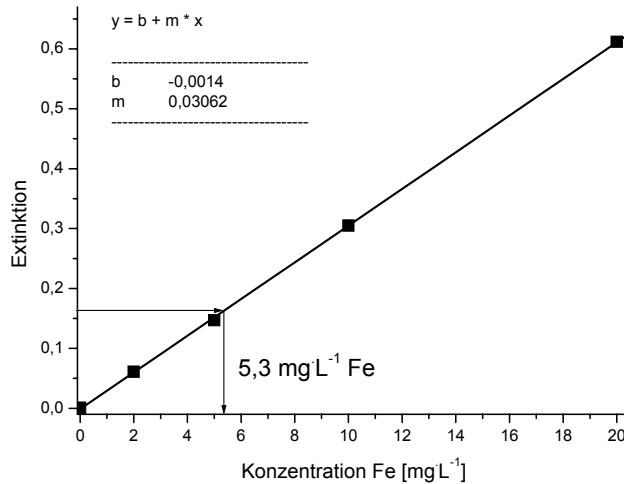
$$[\text{CuY}^{2-}] = 0,05 \cdot \left( \frac{50}{101} \right) = 2,48 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Daraus ergibt sich eine  $\text{Cu}^{2+}$ -Konzentration

$$\frac{[\text{CuY}^{2-}]}{[\text{Cu}^{2+}][\text{Y}^{4-}]} = K = 3,53 \cdot 10^{16} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\Rightarrow [\text{Cu}^{2+}] = 1,42 \cdot 10^{-15} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

## Aufgabe 2



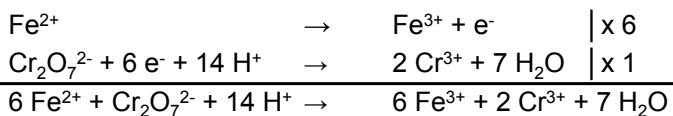
Aus Geradengleichung:

$$[\text{Fe}^{3+}] = 5,336 \text{ mg L}^{-1}$$

Verdünnung: 1 mL auf 100 mL  $\Rightarrow$  ursprüngliche  $[\text{Fe}^{3+}] = 533,6 \text{ mg L}^{-1}$

$$V = 0,1 \text{ L} \quad \Rightarrow \quad m(\text{Fe}^{3+}) = \underline{\underline{53,36 \text{ mg pro Tablette}}}$$

## Aufgabe 3



Aus Reaktionsgleichung folgt:  $n(\text{Fe}^{2+}) = 6 n(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-})$

$$n(\text{Fe}^{2+}) = c \cdot V = 0,02497 \text{ mol L}^{-1} \cdot 0,01442 \text{ L} = 3,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$\Rightarrow \text{Überschuss } n(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}) = 0,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$\Rightarrow \text{Verbrauchte } n(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}) = n_{\text{Anfang}} - n_{\text{Überschuss}} = 5,05 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$\Rightarrow$  Aus Reaktionsgleichung (Oxidation von Ethanol) folgt:  $n(\text{EtOH}) = 1,5 \cdot n(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-})$

$$\Rightarrow n(\text{EtOH}) = 7,575 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \Rightarrow \text{Aliquot: } n_{\text{ges}}(\text{EtOH}) = 0,037875 \text{ mol}$$

$$\Rightarrow m(\text{EtOH}) = 1,746 \text{ g in 15 mL Wein}$$

Mit Dichte des Weins =  $1 \text{ g mL}^{-1}$

$$\Rightarrow \underline{\underline{11,64 \text{ Gew.-%}}}$$

#### Aufgabe 4

Berechnen Sie den pH-Wert einer 0,05-M Essigsäure! ( $pK_S = 4,76$ )

$$[H^+] = [Ac^-] + [OH^-]$$

$$F = [Ac^-] + [HAc] = 0,05 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$K_S = [H^+]\cdot[Ac^-] / [HAc] = 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Näherung:  $[H^+] \approx [Ac^-]$

$$\Rightarrow [H^+] = [Ac^-] = x$$

$$\Rightarrow K_S = x^2 / (F-x)$$

$$\Rightarrow x^2 + 10^{-4,76}\cdot x - 0,5\cdot 10^{-6} = 0$$

$$\Rightarrow x = [H^+] = 6,98\cdot 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$\Rightarrow \text{pH} = -\log [H^+] = \underline{3,16}$$

$$ax^2 + bx + c = 0$$

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

Wie viel g Natriumacetat müssen Sie zu 100 mL der Essigsäurelösung geben, um den pH-Wert auf 5,5 zu erhöhen? ( $pK_S = 4,76$ )

$$\text{pH} = pK_S + \log \frac{[Ac^-]}{[HAc]} \quad \Rightarrow \quad \log [Ac^-] = \text{pH} - pK_S + \log [HAc]$$
$$\log [Ac^-] = 0,74 + \log 0,05 = -0,561$$
$$\Rightarrow [Ac^-] = 0,275 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

mit  $V = 0,1 \text{ L}$ ;  $M(\text{NaAc}) = 82 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

$$\Rightarrow \text{m}(\text{NaAc}) = \underline{2,253 \text{ g}}$$