
Opgave 1

Stel dat we twee referentie-elektroden in een oplossing dompelen en de spanning meten, hoe groot is dan de spanning tussen de onderstaande combinaties?

- a Kwik/kwik(I)sulfaat (kathode) en een kalomelelektrode (anode)?

$$V_b = V_k - V_a \rightarrow 0,656 \text{ V} - 0,244 \text{ V} = +0,412 \text{ V}$$

- b Kalomelelektrode (kathode) en een zilver/zilverchloride-elektrode (anode)?

$$V_b = V_k - V_a \rightarrow 0,244 \text{ V} - 0,197 \text{ V} = +0,047 \text{ V}$$

- c Twee kalomelelektroden?

$$V_b = V_k - V_a \rightarrow \text{Twee identieke elektroden: } 0,000 \text{ V}$$

Opgave 2

Noem enkele experimentele omstandigheden die de nauwkeurigheid van een pH-meting beperken.

ijking: kwaliteit van de bufferoplossingen, temperatuur (in de koelkast bewaard), leeftijd van de buffer-oplossingen,

verstopt diafragma (diffusiepotentiaal):

het diafragma is het contactpunt met de meetoplossing, er kan een neerslag ontstaan met ionen uit de oplossing (bijv. AgCl), of aanslag van eiwitten; hierdoor kan de geleiding afnemen.

verontreinigd membraan:

het membraan is het glasoppervlak van de elektrode, het membraan kan zijn opgedroogd doordat het een tijdje zonder water heeft gestaan, er kan neerslag op zitten van vetten of eiwitten.

alkalifout: bij hoge pH is $[H_3O^+]$ heel klein en $[Na^+]$ vaak heel hoog, Na^+ neemt dan voor een deel de plaats van H^+ in. De gemeten pH is dan lager dan werkelijk.

zuurfout: bij heel lage pH kunnen zuurmoleculen door het membraan geabsorbeerd worden, de gemeten pH is daardoor lager dan werkelijk.

Opgave 3

Wat verstaat men onder “alkalifout” en “zuurfout”?

alkalifout: bij hoge pH is $[H_3O^+]$ heel klein en $[Na^+]$ vaak heel hoog, Na^+ neemt dan voor een deel de plaats van H^+ in. De gemeten pH is dan lager dan werkelijk.

zuurfout: bij heel lage pH kunnen zuurmoleculen door het membraan geabsorbeerd worden, de activiteit van de H_3O^+ -ionen is daardoor lager, de gemeten pH is lager dan werkelijk.

Opgave 4

Een kalomelelektrode met verzadigd KCl als elektrolyt, wordt per ongeluk bijgevuld met een KCl-oplossing met $c(\text{KCl}) = 1 \text{ mol/L}$.

Wat verandert hierdoor? Is dit bezwaarlijk?

De elektrodepotentiaal wordt hoger.

De ijking klopt niet meer. Zou je de elektrode opnieuw ijken, dan kan er gewoon gemeten worden. Handig is het niet.

Opgave 5

Hoe groot is het potentiaalverschil dat men met een ionselectieve elektrode voor Ca^{2+} meet tussen een oplossing met $[\text{Ca}^{2+}] = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol/L}$ en een oplossing met $[\text{Ca}^{2+}] = 1,0 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$?

Het theoretisch te verwachten spanningsverschil is: $\Delta V = 0,0591/2 \times \log([\text{Ca}^{2+}]_1 / [\text{Ca}^{2+}]_2)$

Dus: $\Delta V = 0,0591/2 \times 4 = 0,118 \text{ V}$. De praktijk wordt dat iets minder $\approx 0,10 \text{ V}$

Opgave 6

Met een ionselectieve elektrode voor calcium meten we de elektrodespanning in een reeks verdunde oplossingen. De resultaten staan in de onderstaande tabel. In een monsteroplossing wordt +15,0 mV gemeten.

$[\text{Ca}^{2+}] \text{ (mol/L)}$	$V \text{ (mV)}$	
$2,00 \times 10^{-1}$	+28,1	a
$2,00 \times 10^{-2}$	+8,89	
$2,00 \times 10^{-3}$	-26,3	b
$2,00 \times 10^{-4}$	-53,4	
$2,00 \times 10^{-5}$	-80,0	

Gelineariseerde x-waarden wil zeggen: $\log[\text{Ca}^{2+}]$ voor elke waarde van $[\text{Ca}^{2+}]$

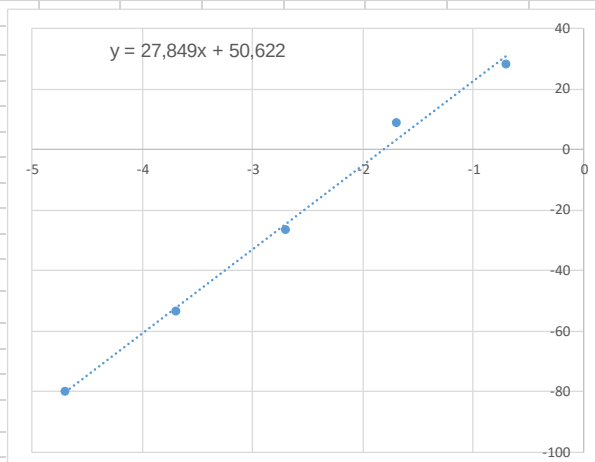
Met de grafische rekenmachine of het excel rekenblad vinden we: Rico: 27,8

$$\Delta V / \Delta \log c = 27,8$$

$$[\text{Ca}^{2+}] = 0,053 \text{ mol/L}$$

Voor de liefhebbers... gaan we even in op de onnauwkeurigheid. In het eerste onderstaande excel sheet zijn de gegevens in de gele kolommen ingevuld. Het resultaat zie je in de groene vakjes.

kleinste kwadraten		
opgave AC 17-6		
x = LOG [Ca ²⁺] (mol/L)	x	y
y = V (mV)	-0,699	28,1
	-1,699	8,89
	-2,699	-26,3
	-3,699	-53,4
	-4,699	-80
m	27,849	50,6216 b
s _m	1,22032	3,71835 s _b
R ²	0,99427	3,85898 s _y
n =	5	B15 = AANTAL(B4:B7)
y gem	-24,542	B16 = GEM(C4:C8)
Σ(x _i -x _{gem}) ² =	10	B17 = DEVKWAD(B4:B8)
gemeten Y-waarde:	15	invullen
aantal onafh metingen Y:	1	invullen
van y afgeleide x-waarde:	-1,2791	B21 = (B19-C11)/B11
s _x =	0,16405	B22 = (C13/B11)*SQRT((1/B20)+(1/B15)+((B19-B16)^2)/B11^2*B17))



$$[Ca^{2+}] = 10^{-1,279} = 0,053 \text{ mol/L}$$

Schatting van de nauwkeurigheid: $s = 0,16$. Als we deze waarde als onder- en bovengrens gebruiken voor de gevonden y-waarde en hiermee $[Ca^{2+}]$ berekenen dan vinden we:

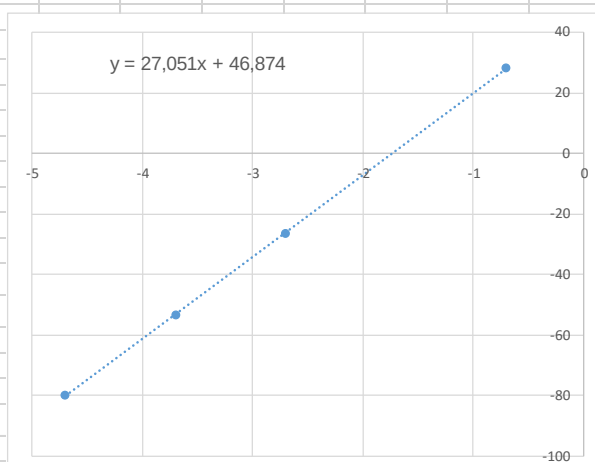
Uitkomst met de bovengrens $(-1,279 + 0,16 = -0,112)$: $[Ca^{2+}] = 10^{-1,12} = 0,076 \text{ mol/L}$

Uitkomst met de ondergrens $(-1,279 - 0,16 = -0,144)$: $[Ca^{2+}] = 10^{-1,44} = 0,036 \text{ mol/L}$

Afronding: $[Ca^{2+}] = (0,05 \pm 0,02) \text{ mol/L}$

Dit is wel een heel slechte uitkomst. Een serieuze analist zou de metingen overdoen of in elk geval meetpunt 2 met de waarde 8,89 mV. Laten we deze meetwaarde weg, dan vinden we het volgende resultaat:

kleinste kwadraten		
opgave AC 17-6		
x = LOG [Ca ²⁺] (mol/L)	x	y
y = V (mV)	-0,699	28,1
	-2,699	-26,3
	-3,699	-53,4
	-4,699	-80
m	27,0514	46,8739 b
s _m	0,09161	0,30222 s _b
R ²	0,99998	0,27098 s _y
n =	4	B15 = AANTAL(B4:B7)
y gem	-32,9	B16 = GEM(C4:C8)
Σ(x _i -x _{gem}) ² =	8,75	B17 = DEVKWAD(B4:B8)
gemeten Y-waarde:	15	invullen
aantal onafh metingen Y:	1	invullen
van y afgeleide x-waarde:	-1,17827	B21 = (B19-C11)/B11
s _x =	0,012704	B22 = (C13/B11)*SQRT((1/B20)+(1/B15)+((B19-B16)^2)/B11^2*B17))



x-waarde: -1,178 met schatting van de nauwkeurigheid: $s = 0,013$

$$[Ca^{2+}] = 10^{-1,178} = 0,0664 \text{ mol/L}$$

Uitkomst met de bovengrens (-1,178 + 0,013 = -1,165): $[Ca^{2+}] = 10^{-1,165} = 0,068 \text{ mol/L}$

Uitkomst met de ondergrens (-1,178 - 0,013 = -1,191): $[Ca^{2+}] = 10^{-1,191} = 0,064 \text{ mol/L}$

Afronding: $[Ca^{2+}] = (0,066 \pm 0,002) \text{ mol/L}$

Opgave 7

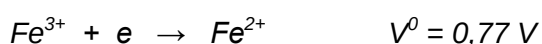
Ontstaat er een dalende of stijgende curve met elk van de volgende stoffen in de titreervloeistof?

Bij een juiste aansluiting van meet- en referentie-elektrode aan de potentiometer stijgt de gemeten spanning met een oxidator in de buret en daalt de spanning met een reductor in de buret.

- | | |
|------------------------------------|--|
| a kaliumpermanganaat | <i>oxidator, stijgende curve</i> |
| b kaliumdichromaat | <i>oxidator, stijgende curve</i> |
| c natriumthiosulfaat | <i>reductor, dalende curve</i> |
| d ammoniumijzer(II)sulfaat | <i>reductor, dalende curve</i> |
| e cerium(IV)sulfaat | <i>oxidator, stijgende curve</i> |
| f zilvernitraat (neerslagtitratie) | <i>$[Ag^+]$ neemt na het eindpunt toe, dus ook:
$V = 0,799 + 0,059 \times \log[Ag^+]$ curve stijgt</i> |

Opgave 8

Hoe groot wordt de spanningssprong als tijdens een titratie de ijzer(II)concentratie verandert van $1,0 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$ naar $1,0 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$, terwijl de ijzer(III)concentratie vrijwel gelijk blijft?



$$V_1 = V^0 + \frac{0,0591}{1} \log \frac{[Fe^{3+}]}{1 \times 10^{-5}}$$

Verschil $V_1 - V_2$:

$$V_2 = V^0 + \frac{0,0591}{1} \log \frac{[Fe^{3+}]}{1 \times 10^{-8}}$$

$$V_1 - V_2 = \frac{0,0591}{1} \log \frac{[Fe^{3+}] \times 1 \times 10^{-8}}{[Fe^{3+}] \times 1 \times 10^{-5}}$$

(vergelijk: $\log a - \log b = \log (a/b)$)

$$V_1 - V_2 = 0,0591 \log 10^{-3} = -0,18 \text{ V}$$

Opgave 9

Hoe groot wordt de spanningssprong als tijdens een titratie de trijodideconcentratie verandert van $1,0 \times 10^{-9} \text{ mol/L}$ naar $1,0 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$, terwijl de jodideconcentratie vrijwel gelijk blijft?

$$V_1 = V^0 + \frac{0,0591}{2} \log \frac{1,0 \times 10^{-9}}{[I^-]^3}$$

$$V_2 = V^0 + \frac{0,0591}{2} \log \frac{1,0 \times 10^{-6}}{[I^-]^3}$$

Verskil $V_2 - V_1$:

$$V_2 - V_1 = \frac{0,0591}{2} \log \frac{1,0 \times 10^{-6} \times [I^-]^3}{1,0 \times 10^{-9} \times [I^-]^3}$$

(vergelijk: $\log a - \log b = \log (a/b)$)

$$V_1 - V_2 = 0,0591/2 \times \log 10^{-3} = 0,089 \text{ V}$$

Opgave 10

Je titreert tin(II) met cerium(IV) in zwavelzuurmilieu ($c(\text{Ce}(\text{SO}_4)_2) = 0,100 \text{ mol/L}$; $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,00 \text{ mol/L}$). Reactie: $\text{Sn}^{2+} + 2 \text{Ce}^{4+} \rightarrow \text{Sn}^{4+} + 2 \text{Ce}^{3+}$

Er bevindt zich 100 mL tin(II)oplossing met $[\text{Sn}^{2+}] = 0,0050 \text{ mol/L}$ in het titratievat.

Bereken de elektrodepotentiaal (t.o.v. de standaardwaterstofelektrode) na toevoeging van de volgende hoeveelheden titreervloeistof.

In het titratievat zit: $100 \text{ mL} \times 0,0050 \text{ mmol/mL} = 0,500 \text{ mmol Sn}^{2+}$

a 1,00 mL

1 mL toegevoegd: $1,00 \text{ mL} \times 0,100 \text{ mmol/mL} = 0,100 \text{ mmol Ce}^{4+}$

$0,100 \text{ mmol Ce}^{4+}$ reageert met $0,050 \text{ mmol Sn}^{2+}$, er ontstaat dus: $0,050 \text{ mmol Sn}^{4+}$

Nieuwe concentraties: $[\text{Sn}^{2+}] = (0,500 - 0,050) / 100 \text{ mL} = 0,450 \text{ mmol/mL}$

$[\text{Sn}^{4+}] = 0,050 / 100 \text{ mL} = 5,00 \times 10^{-4} \text{ mmol/mL}$

Volume is eigenlijk 101 mL maar in de teller en noemer (boven en onder de streep) staat één concentratie, voor de verhouding kun je het volume ook weglaten.

$$\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+} - \text{koppel:} \quad V = 0,15 + \frac{0,0591}{2} \log \frac{5,0 \times 10^{-4}}{4,5 \times 10^{-3}}$$

$$V = 0,12 \text{ V}$$

b 5,00 mL

5mL toegevoegd: $5,00 \text{ mL} \times 0,100 \text{ mmol/mL} = 0,500 \text{ mmol Ce}^{4+}$

0,50 mmol Ce^{4+} reageert met 0,250 mmol Sn^{2+} , er ontstaat dus: 0,250 mmol Sn^{4+}

Nieuwe concentraties: $[\text{Sn}^{2+}] = (0,500 - 0,250) / 100 \text{ mL} = 0,00250 \text{ mmol/mL}$

$[\text{Sn}^{4+}] = 0,250 / 100 \text{ mL} = 0,00250 \text{ mmol/mL}$

$\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+} - \text{koppel: } V = 0,15 + \frac{0,0591}{2} \log \frac{2,5 \times 10^{-3}}{2,5 \times 10^{-3}}$

$V = 0,15 \text{ V}$

c 9,00 mL

9mL toegevoegd: $9,00 \text{ mL} \times 0,100 \text{ mmol/mL} = 0,900 \text{ mmol Ce}^{4+}$

0,90 mmol Ce^{4+} reageert met 0,450 mmol Sn^{2+} , er ontstaat: 0,450 mmol Sn^{4+}

Er blijft over: $0,500 - 0,450 = 0,050 \text{ mmol Sn}^{2+}$

Nieuwe concentraties: $[\text{Sn}^{2+}] = 0,050 / 109 \text{ mL}$

$[\text{Sn}^{4+}] = 0,450 / 109 \text{ mL}$

$\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+} - \text{koppel: } V = 0,15 + \frac{0,0591}{2} \log \frac{0,450/109}{0,050/109}$

$V = 0,18 \text{ V}$

d 9,90 mL

9,90 mL toegevoegd: $9,90 \text{ mL} \times 0,100 \text{ mmol/mL} = 0,990 \text{ mmol Ce}^{4+}$

0,990 mmol Ce^{4+} reageert met 0,495 mmol Sn^{2+} , er ontstaat: 0,495 mmol Sn^{4+}

Er blijft over: $0,500 - 0,495 = 0,0050 \text{ mmol Sn}^{2+}$

Nieuwe concentraties: $[\text{Sn}^{2+}] = 0,0050 / 109,9 \text{ mL}$

$[\text{Sn}^{4+}] = 0,495 / 109,9 \text{ mL}$

$\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+} - \text{koppel: } V = 0,15 + \frac{0,0591}{2} \log \frac{0,495/109,9}{0,0050/109,9}$

$V = 0,21 \text{ V}$

e 10,00 mL

Equivalentiepunt. Er is precies 2 x zoveel mmol Ce^{4+} toegevoegd als er Sn^{2+} was.

Nu geldt: $[Ce^{4+}] = 2 \times [Sn^{2+}]$

En: $= 2 \times [Sn^{4+}]$

Sn^{4+}/Sn^{2+} – koppel: $V = 0,15 + \frac{0,0591}{2} \log \frac{[Sn^{4+}]}{[Sn^{2+}]}$

Ce^{4+} / Ce^{3+} - koppel: $V = 1,44 + \frac{0,0591}{1} \log \frac{2[Sn^{2+}]}{2[Sn^{4+}]}$ met $[Ce^{4+}] = 2[Sn^{2+}]$ en $[Ce^{3+}] = 2[Sn^{4+}]$

Er is maar één elektrodepotentiaal, beide waarden voor V zijn dus hetzelfde.

We kunnen beide vergelijkingen optellen en de concentraties tegen elkaar weg delen. De eerste vergelijking vermenigvuldigen we met 2. Hierdoor verdwijnt de 2 onder de streep (voor het log-teken):

$$2V = 0,30 + \frac{0,0591}{1} \log \frac{[Sn^{4+}]}{[Sn^{2+}]}$$

$$V = 1,44 + \frac{0,0591}{1} \log \frac{2[Sn^{2+}]}{2[Sn^{4+}]}$$

----- +

$$3V = 0,30 + 1,44 + \frac{0,0591}{1} \log \frac{[Sn^{4+}] \times 2 \times [Sn^{2+}]}{[Sn^{2+}] \times 2 \times [Sn^{4+}]} \quad \blacktriangleright \quad 3V = 1,74 \text{ V} \quad \blacktriangleright \quad V = 0,58 \text{ V}$$

f 11,00 mL.

11,00 mL toegevoegd: $11,00 \text{ mL} \times 0,100 \text{ mmol/mL} = 1,10 \text{ mmol } Ce^{4+}$

$1,00 \text{ mmol } Ce^{4+}$ reageert, er ontstaat $1,00 \text{ mmol } Ce^{3+}$ $[Ce^{3+}] = 1,00 / 111 \text{ mmol/mL}$

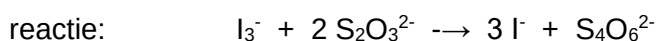
Er blijft over: $1,10 - 1,00 = 0,100 \text{ mmol } Ce^{4+}$ in 111 mL $[Ce^{4+}] = 0,100 / 111 \text{ mmol/mL}$

Ce^{4+} / Ce^{3+} Koppel: $V = 1,44 + \frac{0,0591}{1} \log \frac{[Ce^{4+}]}{[Ce^{3+}]}$ $V = 1,44 + \frac{0,0591}{1} \log \frac{1,00/111}{0,100/111}$

$V = 1,38 \text{ V}$

Opgave 11

We titreren jood (I_2) met natriumthiosulfaat ($S_2O_3^{2-}$),



Er bevindt zich 100 mL joodoplossing met $[I_3^-] = 0,010 \text{ mol/L}$ in het titratievat, de jodideconcentratie is aan het begin van de titratie: $5 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$.

Bereken de elektrodepotentiaal t.o.v. de standaardwaterstofelektrode, bij een gelijkblijvend volume van 100 mL, als:



$V^0 = 0,53 \text{ V}$ Bij de start: $100 \text{ mL} \times 0,010 \text{ mmol/mL} = 1,00 \text{ mmol } I_3^-$ aanwezig.
 $100 \text{ mL} \times 5 \times 10^{-2} \text{ mmol/mL} = 5,00 \text{ mmol } I^-$ aanwezig.

a 10% van het jood is omgezet;

10% van 1,00 mmol is: 0,10 mmol I_3^- , er ontstaat $3 \times 0,100 = 0,300 \text{ mmol } I^-$
 $[I^-] = (0,300 + 5,00) / 100 = 0,0530 \text{ mol/L}$

over: $1,00 - 0,100 = 0,90 \text{ mmol}$ in 100 mL: $[I_3^-] = 0,90 / 100 = 0,0090 \text{ mol/L}$

$$V = 0,53 + \frac{0,0591}{2} \log \frac{0,009}{(0,053)^3} \quad \blacktriangleright \quad V = 0,58 \text{ V}$$

b 50% van het jood is omgezet;

50% van 1,00 mmol is: 0,50 mmol I_3^- , er ontstaat $3 \times 0,500 = 1,50 \text{ mmol } I^-$
 $[I^-] = (1,500 + 5,00) / 100 = 0,0650 \text{ mol/L}$

over: $1,00 - 0,500 = 0,50 \text{ mmol}$ in 100 mL: $[I_3^-] = 0,50 / 100 = 0,0050 \text{ mol/L}$

$$V = 0,53 + \frac{0,0591}{2} \log \frac{0,005}{(0,065)^3} \quad \blacktriangleright \quad V = 0,57 \text{ V}$$

c 90% van het jood is omgezet;

90% van 1,00 mmol is: 0,90 mmol I_3^- , er ontstaat $3 \times 0,900 = 2,70 \text{ mmol } I^-$
 $[I^-] = (2,70 + 5,00) / 100 = 0,077 \text{ mol/L}$

over: $1,00 - 0,900 = 0,10 \text{ mmol}$ in 100 mL: $[I_3^-] = 0,10 / 100 = 0,0010 \text{ mol/L}$

$$V = 0,53 + \frac{0,0591}{2} \log \frac{0,001}{(0,077)^3} \quad \blacktriangleright \quad V = 0,54 \text{ V}$$

d 99% van het jood is omgezet;

99% van 1,00 mmol is: 0,99 mmol I_3^- , er ontstaat $3 \times 0,990 = 2,97 \text{ mmol } I^-$

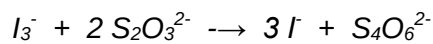
$$[I^-] = (2,97 + 5,00) / 100 = 0,0797 \text{ mol/L}$$

$$\text{over: } 1,00 - 0,990 = 0,010 \text{ mmol in } 100 \text{ mL: } [I_3^-] = 0,010 / 100 = 0,00010 \text{ mol/L}$$

$$V = 0,53 + \frac{0,0591}{2} \log \frac{0,0001}{(0,0797)^3} \quad \blacktriangleright \quad V = 0,51 \text{ V}$$

e 1% natriumthiosulfaat in overmaat is toegevoegd.

Het is nu het thiosulfaat dat de elektrodepotentiaal bepaalt.



Er is evenveel $S_4O_6^{2-}$ ontstaan als er I_3^- aanwezig was, er was 1,00 mmol I_3^- en er is nu: 1,00 mmol $S_4O_6^{2-}$

$$[S_4O_6^{2-}] = 1,00 \text{ mmol} / 100 \text{ mL} = 0,010 \text{ mol/L}$$

Hiervoor was nodig: $2 \times 1,00 \text{ mmol} = 2,00 \text{ mmol } S_2O_3^{2-}$

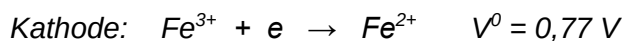
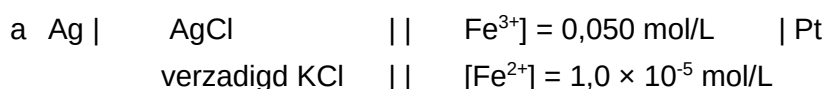
1% overmaat is dan: 1% van 2,00 mmol = 0,020 mmol $S_2O_3^{2-}$ in 100 mL

$$[S_2O_3^{2-}] = 0,020 / 100 = 0,00020 \text{ mol/L}$$

$$V_1 = 0,10 + \frac{0,0591}{2} \log \frac{[S_4O_6^{2-}]}{[S_2O_3^{2-}]^2} \quad \blacktriangleright \quad V_1 = 0,10 + \frac{0,0591}{2} \log \frac{0,010}{(0,00020)^2} \quad \blacktriangleright \quad V = 0,26 \text{ V}$$

Opgave 12

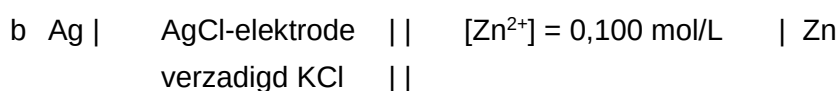
Bereken de spanning van de volgende cellen:

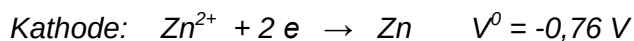


$$V = 0,77 + \frac{0,0591}{1} \log \frac{[Fe^{3+}]}{[Fe^{2+}]} \quad \blacktriangleright \quad V = 0,77 + \frac{0,0591}{1} \log \frac{0,050}{1 \times 10^{-5}} \quad \blacktriangleright \quad V = 0,989 \text{ V}$$

Anode: Ag/AgCl elektrode met verzadigd KCl: $V = 0,197 \text{ V}$

$$V_b = V_k - V_a = 0,989 - 0,197 = 0,792 \text{ V}$$





$$V = -0,76 + \frac{0,0591}{2} \log \frac{[Zn^{2+}]}{1} \quad \blacktriangleright \quad V = -0,76 + \frac{0,0591}{2} \log \frac{0,10}{1} \quad \blacktriangleright \quad V = -0,790 V$$

Anode: Ag/AgCl elektrode met verzadigd KCl: $V = 0,197 V$

$$V_b = V_k - V_a = -0,790 - 0,197 = \mathbf{0,987 V}$$

c. Ag | AgCl-elektrode || $[I_3^-] = 0,050 \text{ mol/L}$ | Pt
 verzadigd KCl || $[I^-] = 1,0 \text{ mol/L}$

Kathode: $I_3^- + 2 e \rightarrow 3 I^-$ $V = V^0 + \frac{0,0591}{2} \log \frac{[I_3^-]}{[I^-]^3} \quad \blacktriangleright \quad V = 0,53 + \frac{0,0591}{2} \log \frac{0,050}{1}$
 $V = 0,492 V$

Anode: Ag/AgCl elektrode met verzadigd KCl: $V = 0,197 V$

$$V_b = V_k - V_a = 0,492 - 0,197 = \mathbf{0,295 V}$$

Opgave 13

Bepaal het titratie-eindpunt volgens de methode van de tweede afgeleide van de in het bovenstaand voorbeeld genoemde meetreeks.

V (mL)	pH	$\Delta pH/\Delta V$	$\Delta (\Delta V/\Delta pH)/\Delta V$
22,10	5,32		
		1,6	
22,20	5,48		6,0
		2,2	
22,30	5,70		2,9
		5,1	
22,40	6,21		+200
		25,1	
22,50	8,72		-153
		9,8	
22,60	9,70		-53
		4,5	
22,70	10,15		-19
		2,6	
22,80	10,41		

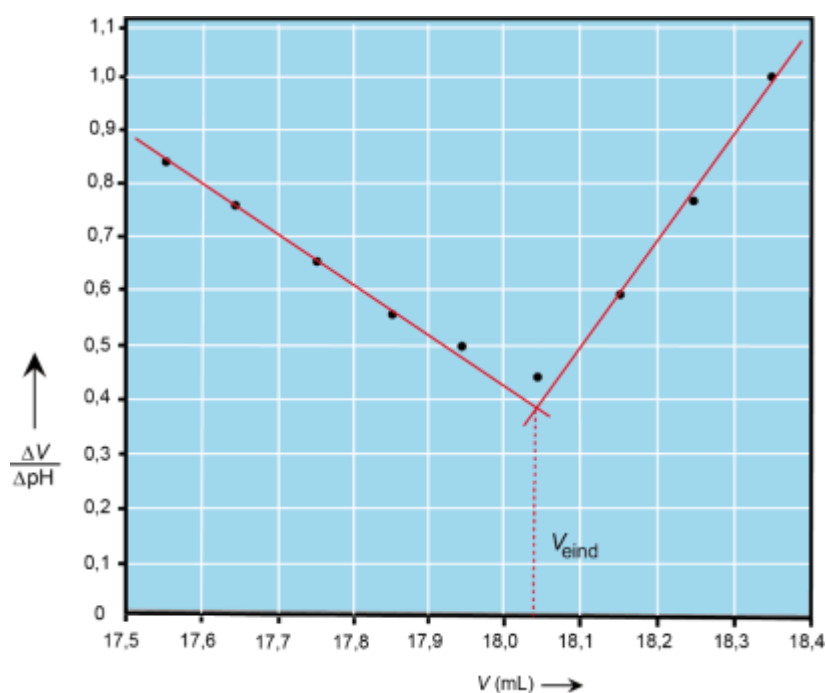
$$V = 22,4 + \frac{200}{(200 + 153)} \times 0,1 = \mathbf{22,46 \text{ mL}}$$

Opgave 14

Bepaal het titratie-eindpunt volgens de methode van de tweede afgeleide en Gran's plot:

$V \text{ (mL)}$	pH	$\Delta pH/\Delta V$	$\Delta(\Delta pH/\Delta V)/\Delta V$	Gransplot: $\Delta V/\Delta pH$
17,50	9,25			
17,60	9,37	1,20		0,83
17,70	9,50	1,30	+1,0	0,77
17,80	9,65	1,50	+2,0	0,67
17,90	9,83	1,80	+3,0	0,56
18,00	10,03	2,00	+2,0	0,50
18,10	10,25	2,20	+2,0	0,45
18,20	10,42	1,70	-5,0	0,59
18,30	10,55	1,30	-4,0	0,77
18,40	10,65	1,00	-3,0	1,00

$$V = 18,0 + \frac{2,0}{(2,0 + 5,0)} \times 0,1 = \mathbf{18,03 \text{ mL}}$$



Gran's plot:

Snijpunt bij circa **18,04 mL**

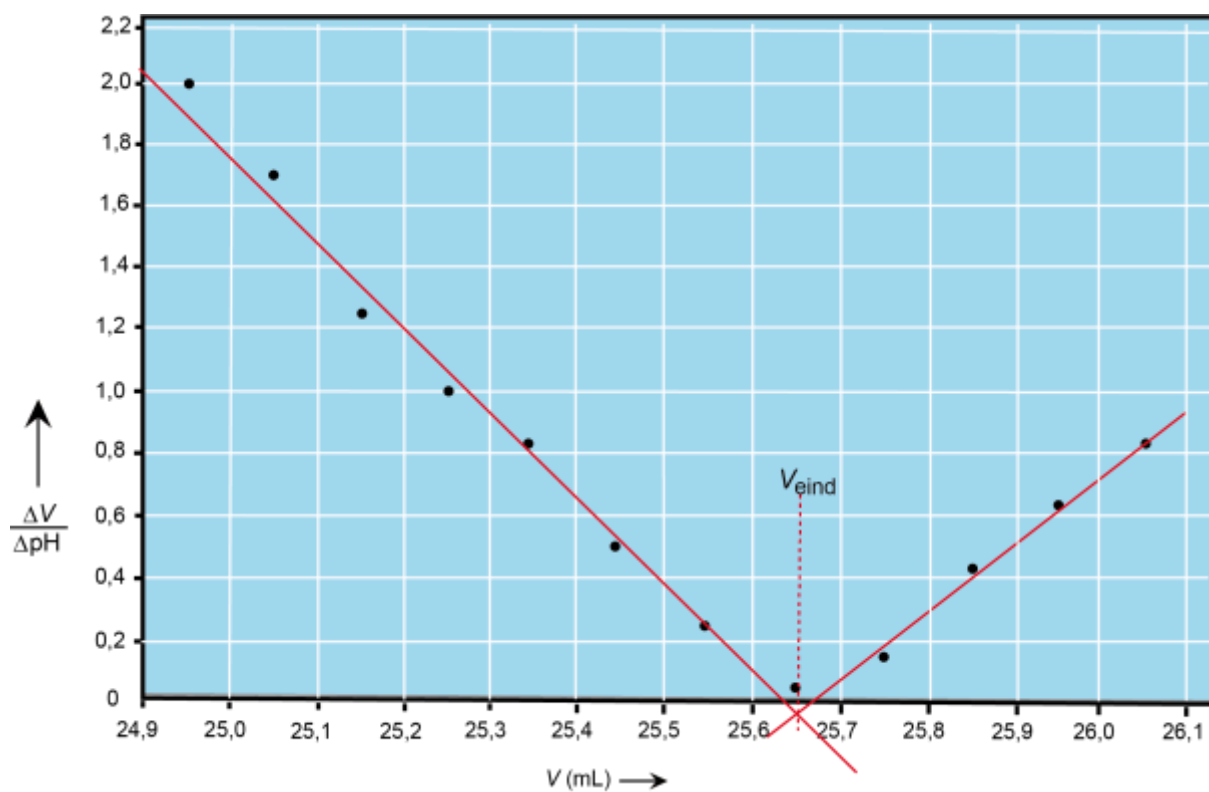
Opgave 15

Bepaal het titratie-eindpunt volgens de methode van de tweede afgeleide en Gran's plot:

$V \text{ (mL)}$	pH	$\Delta pH/\Delta V$	$\Delta(\Delta pH/\Delta V)/\Delta V$	Gransplot: $\Delta V/\Delta pH$
24,90	6,63			
		0,50		2,0
25,00	6,68		+1,00	
		0,60		1,7
25,10	6,74		+2,00	
		0,80		1,25
25,20	6,82		+2,00	
		1,00		1,00
25,30	6,92		+2,00	
		1,20		0,83
25,40	7,04		+5,00	
		1,80		0,56
25,50	7,22		+21,0	
		3,90		0,26
25,60	7,61		+152	
		19,1		0,052
25,70	9,52		-125	
		6,60		0,15
25,80	10,18		-4,2	
		2,40		0,42
25,90	10,42		-8,0	
		1,60		0,63
26,00	10,58		-4,0	
		1,20		0,83
26,10	10,70			

Tweede afgeleide:

$$V = 25,60 + \frac{152}{(152+125)} \times 0,1 = \mathbf{25,65 \text{ mL}}$$



Gran's plot: circa **25,65 mL**