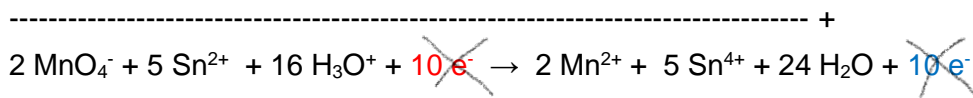
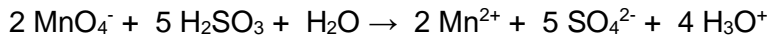
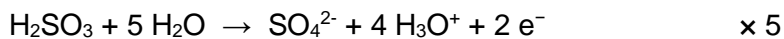
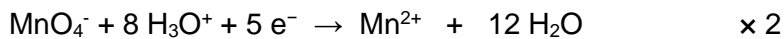
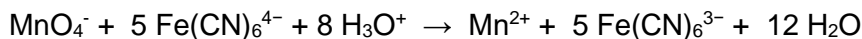
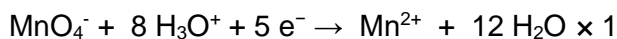
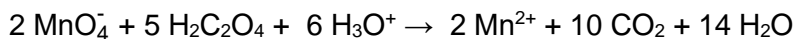
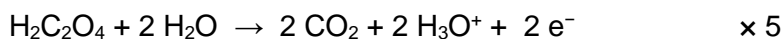
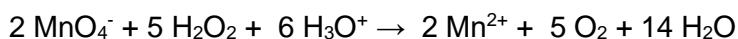
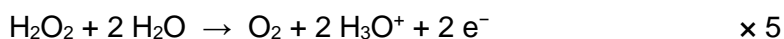


Opgave 1

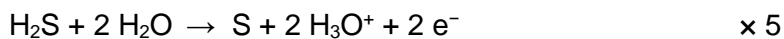
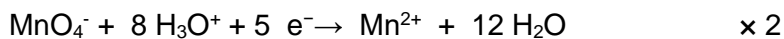
Bepaal met behulp van tabel 17.2 de reactie tussen kaliumpermanganaat in zuur milieu met:

a Sn²⁺-ionen

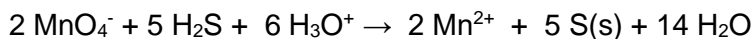
Noteer de halfreactie van permanganaat (MnO₄⁻) en van tin(II), maak het aantal opgenomen elektronen gelijk aan het aantal dat wordt afgestaan. Tel de halfreacties op en streep de elektronen links tegen de elektronen rechts weg.:

b H₂SO₃c Fe(CN)₆⁴⁻-ionend oxaalzuur (H₂C₂O₄)e H₂O₂

f H₂S



----- +



Opgave 2

Het titratie-eindpunt ligt bij het volume waar $\Delta(\Delta E)$ van teken verandert, dus bij +26 naar -54.

Berekening:

V (mL)	U (mV)	ΔU (mV)	$\Delta(\Delta U)$ (mV)
15,10	345		
		$360 - 345 = 15$	
15,20	360		$21 - 15 = +6$
		$381 - 360 = 21$	
15,30	381		$34 - 21 = +13$
		$415 - 381 = 34$	
15,40	415		$51 - 34 = +17$
		$466 - 415 = 51$	
15,50	466		$77 - 51 = +26$
		$543 - 466 = 77$	
15,60	543		$23 - 77 = -54$
		$566 - 543 = 23$	
15,70	566		$9 - 23 = -14$
		$575 - 566 = 9$	
15,80	575		$4 - 9 = -5$
		4	
15,90	579		

$$V = 15,50 \text{ mL} + \frac{26}{(26 + 54)} \times 0,1 \text{ mL} = \mathbf{15,53 \text{ mL}}$$

Opgave 3

Het titratie-eindpunt ligt bij het volume waar $\Delta(\Delta E)$ van teken verandert, dus bij +26 naar - 20

Berekening:

V (mL)	U (mV)	ΔU (mV)	$\Delta(\Delta U)$ (mV)
11,9	632		
		$638 - 632 = 6$	
12,0	638		$22 - 6 = + 16$
		$660 - 638 = 22$	
12,1	660		$32 - 22 = + 10$
		$692 - 660 = 32$	
12,2	692		$58 - 32 = + 26$
		$750 - 692 = 58$	
12,3	750		$38 - 58 = - 20$
		$788 - 750 = 38$	
12,4	788		$21 - 38 = - 17$
		$809 - 788 = 21$	
12,5	809		$17 - 21 = - 4$
		$826 - 809 = 17$	
12,6	826		

$$V = 12,20 \text{ mL} + \frac{26}{(26 + 20)} \times 0,1 \text{ mL} = \mathbf{12,26 \text{ mL}}$$

Opgave 4

a Waarom voegen we zwavelzuur toe, bij een titratie met KMnO_4 ?

De titratie reactie van KMnO_4 verloopt alleen in zuur milieu. In neutraal of basisch milieu verloopt er een andere reactie.

b Op welke wijze (hoe nauwkeurig) moet dit worden toegevoegd?

Het is een overmaat sterk zuur, hoeft niet nauwkeurig, maatcilinder is goed genoeg.

c Waarom zou het onverstandig zijn zoutzuur te gebruiken?

Het chloride-ion is zelf reductor en kan – door KMnO_4 - worden geoxideerd tot Cl_2 .

Opgave 5

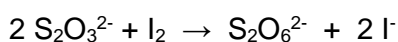
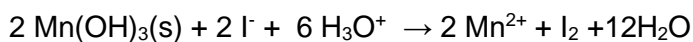
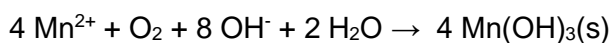
Ter bepaling van het zuurstofgehalte in oppervlaktewater volgens de methode van Winkler wordt aan 250,0 mL oppervlaktewater een overmaat mangaan(II)sulfaat en kaliumhydroxide toegevoegd.

Men lost het neerslag op door toevoeging van fosforzuur, tegelijk ontstaat er jood.

Tijdens de titratie met natriumthiosulfaat wordt 7,50 mL titreervloeistof verbruikt ($c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,0495 \text{ mol/L}$).

Bereken het zuurstofgehalte in mg/L.

Reacties:



- getitreerd: $7,50 \times 0,0495 \text{ mmol S}_2\text{O}_3^{2-}$
- dit reageert met: $0,5 \times 7,50 \times 0,0495 \text{ mmol I}_2$
- dit ontstaat uit: $2 \times 0,5 \times 7,50 \times 0,0495 \text{ mmol Mn}(\text{OH})_3$
- dit is ontstaan uit: $1 / 4 \times 2 \times 0,5 \times 7,50 \times 0,0495 \text{ mmol O}_2$

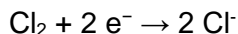
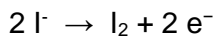
$$1 / 4 \times 2 \times 0,5 \times 7,50 \times 0,0495 \text{ mmol O}_2 \times 32 \text{ mg/mmol} = 2,97 \text{ mg O}_2$$

Er zit 2,97 mg O_2 in 250 mL, dus per liter (1000 mL): $1000 / 250 \times 2,97 = 11,9 \text{ mg/L}$

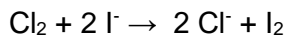
Opgave 6

Geef met behulp van tabel 17.1 de reacties tussen I^- in zuur milieu en de volgende oxidatoren:

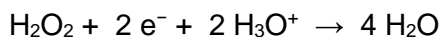
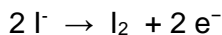
a chloor (Cl_2)



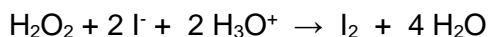
----- +



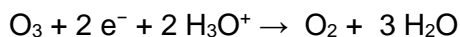
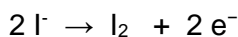
b diwaterstofperoxide (H_2O_2)



----- +



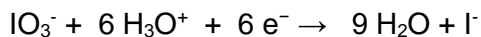
c ozon (O_3)



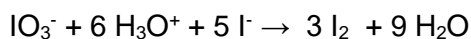
----- +



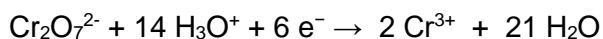
d kaliumjodaat (KIO_3)



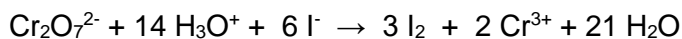
----- +



e kaliumdichromaat ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$)



----- +



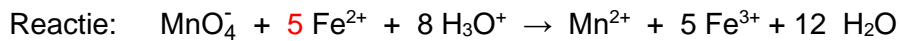
Opgave 7

- I^- is nodig als reductor die met de oxidator reageert. Het jood (I_2) dat hieruit ontstaat wordt getitreerd. Het jodide is ook nodig om het gevormde jood in oplossing te houden als I_3^- .
- I^- is in overmaat aanwezig. Dus niet heel nauwkeurig, een bovenweger afleesbaar op 0,1 g is goed genoeg.
- Zetmeel is de indicator, het kleurt blauw zolang er jood aanwezig is.

Opgave 8

Bij de bepaling van KMnO_4 in een titreeroplossing wordt 624,5 mg ammoniumijzer(II)-sulfaathexahydraat (Mohr'szout) opgelost en in zuur milieu met de KMnO_4 -oplossing getitreerd.

Verbruik: 15,20 mL KMnO_4 -opl.



a Hoeveel mmol Fe^{2+} bevat de afgewogen hoeveelheid Mohr'szout?

$$n = m / M \quad \blacktriangleright \quad 624,5 \text{ mg} / 392,13 \text{ mg/mmol} = 1,593 \text{ mmol.}$$

b Hoeveel mmol MnO_4^- reageert hiermee?

5 mmol Fe^{2+} reageert met 1 mmol MnO_4^-

$$1,593 \text{ mmol Fe}^{2+} \text{ reageert met } 1 / 5 \times 1,593 = 0,3185 \text{ mmol MnO}_4^-$$

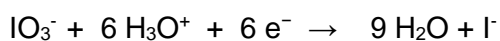
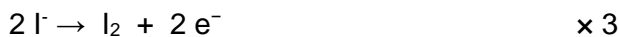
c Hoe groot is $c(\text{KMnO}_4)$?

$$c = n / V \quad \blacktriangleright \quad c = 0,3185 \text{ mmol} / 15,20 \text{ mL} = 0,02096 \text{ mmol/mL (mol/L)}$$

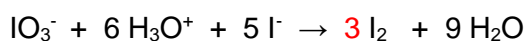
Opgave 9

De analytische concentratie van de natriumthiosulfaatoplossing kan worden bepaald op kaliumjodaat. Een analist weegt hiertoe 450,3 mg KIO_3 af en lost de stof op tot 100,0 mL (maatkolf). Hiervan pipetteert hij 25,00 mL in een conische kolf. Na toevoeging van een overmaat zwavelzuur en kaliumjodide wordt het mengsel getitreerd met natriumthiosulfaat. Verbruik: 26,75 mL.

a Bepaal met behulp van tabel 17.1 de reactie tussen IO_3^- en I^- in zuur milieu.



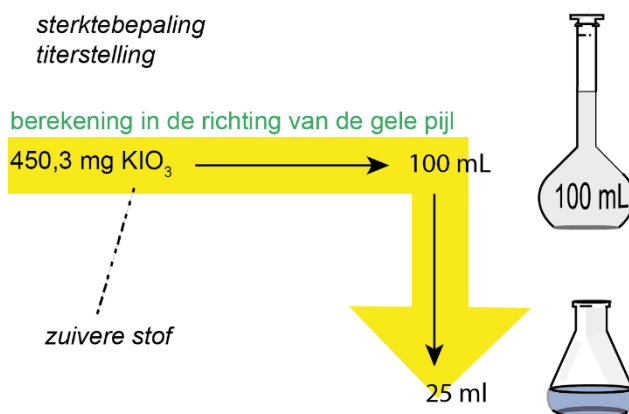
----- +



Titratie: $2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + \text{I}_2 \rightarrow \text{S}_2\text{O}_6^{2-} + 2 \text{I}^- \quad V = 26,75 \text{ mL} \quad c(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) = ?$

- b Bereken de analytische concentratie van de natriumthiosulfaat-oplossing.

Titerstelling: begin met de inweeg.



$$V: 26,75 \text{ ml} \quad c(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) = ?$$

De inweeg zuivere stof (450,3 mg KIO_3) bevat:

$$n = m / M \text{ mmol} \quad \blacktriangleright \quad n = 450,3 \text{ mg} / 214,00 \text{ mg/mmol} = 2,104 \text{ mmol } \text{KIO}_3$$

$$\text{In } 25 \text{ mL zit: } 25 / 100 \times 2,104 \text{ mmol} = 0,52605 \text{ mmol } \text{KIO}_3$$

$$0,52605 \text{ mmol } \text{KIO}_3 \text{ levert } 3 / 1 \times 0,52605 \text{ mmol} = 1,578 \text{ mmol } \text{I}_2$$

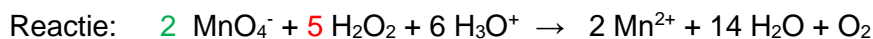
$$1,578 \text{ mmol } \text{I}_2 \text{ reageert met } 2 / 1 \times 1,578 \text{ mmol} = 3,1563 \text{ mmol } \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$$

$$c(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) = 3,1563 \text{ mmol } \text{S}_2\text{O}_3^{2-} / 26,75 \text{ mL} = 0,1180 \text{ mmol/mL (mol/L)}$$

Opgave 10

Je titreert een mondspoelmiddel waaruit bij oplossen in water H_2O_2 ontstaat.

We lossen 120,0 mg van het poedervormige product op, voegen 10 mL zwavelzuur ($c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 4 \text{ mol/L}$) toe en titreren met een permanganaatoplossing ($c(\text{KMnO}_4) = 0,01880 \text{ mol/L}$). Verbruik: 29,65 mL.



- a Hoeveel mmol KMnO_4 werd verbruikt?

Gehaltebepaling: begin met de titratie-uitkomst.

$$n = V \times c \quad \blacktriangleright \quad n = 29,65 \text{ mL} \times 0,0188 \text{ mmol/mL} = 0,5574 \text{ mmol } \text{KMnO}_4$$

- b Hoeveel mmol H_2O_2 werd getitreerd?

$$0,5574 \text{ mmol } \text{KMnO}_4 \text{ reageert met } 5 / 2 \times 0,5574 \text{ mmol} = 1,394 \text{ mmol } \text{H}_2\text{O}_2$$

- c Hoeveel mg H_2O_2 komt vrij uit 1,00 g monster?

$$m = n \times M \quad \blacktriangleright \quad m = 1,3936 \text{ mmol} \times 34,00 \text{ mg/mmol} = 47,38 \text{ mg } \text{H}_2\text{O}_2$$

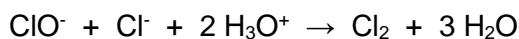
Dat zit in de inweeg van 120,0 mg (0,120 gram). Dus massafractie H₂O₂ in mg/g:
47,38 mg H₂O₂ / 0,120 g = 395 mg/g

Opgave 11

Chloorbleekloog (bleekwater) bevat chloor opgelost met NaOH:



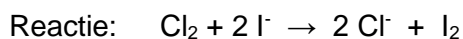
Bij toevoeging van zuur komt het chloor weer vrij:



Het chloor dat zo gebonden is en op bovenstaande wijze kan worden vrijgemaakt noemen we: *werkzaam* of *actief* chloor.

Een analiste weegt 1,472 g chloorbleekloog af en voegt na verdunnen toe: 2 g KI en 10 mL zoutzuur ($c(\text{HCl}) = 4 \text{ mol/L}$). Ze titreert vervolgens het vrijgekomen jood met 15,72 mL natriumthiosulfaatoplossing met $c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,1108 \text{ mol/L}$.

Bereken het gehalte aan actief chloor in g Cl₂ per 100 g oplossing.



$$n = V \times c \quad \blacktriangleright \quad n = 15,72 \text{ mL} \times 0,1108 \text{ mmol/mL} = 1,7418 \text{ mmol S}_2\text{O}_3^{2-}$$

$$1,7418 \text{ mmol S}_2\text{O}_3^{2-} \text{ reageert met } 1/2 \times 1,7418 \text{ mmol} = 0,8709 \text{ mmol I}_2$$

$$0,8709 \text{ mmol I}_2 \text{ ontstaat uit evenveel} = 0,8709 \text{ mmol Cl}_2$$

$$0,8709 \text{ mmol Cl}_2 \text{ weegt: } 0,8709 \text{ mmol} \times 70,91 \text{ mg/mmol} = 61,75 \text{ mg chloor}$$

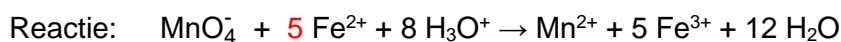
61,75 mg chloor is 0,06175 g in 1,472 g inweeg:

$$0,06175 \text{ g} / 1,472 \text{ g} = 0,04195 \text{ g Cl}_2 \text{ per 1 g oplossing} \quad \blacktriangleright \quad \times 100 = 4,20 \text{ g Cl}_2 \text{ per 100 g}$$

Opgave 12

Bij de bepaling van KMnO₄ in een titreeroplossing wordt 564,0 mg ammoniumijzer(II)sulfaat-hexahydraat (NH₄)₂Fe(SO₄)₂·6H₂O, $M = 392,13 \text{ g/mol}$ opgelost en in zuur milieu met de KMnO₄-oplossing getitreerd. Verbruik: 14,20 mL KMnO₄-oplossing.

Bereken $c(\text{KMnO}_4)$.



Titerstelling: begin met de inweeg.

$$n = m / M \quad \blacktriangleright \quad 564,0 \text{ mg} / 392,13 \text{ mg/mmol} = 1,4383 \text{ mmol Fe}^{2+}.$$

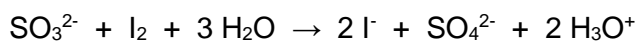
5 mmol Fe²⁺ reageert met 1 mmol MnO₄⁻

1,4383 mmol Fe²⁺ reageert met $1 / 5 \times 1,4383 = 0,2877 \text{ mmol MnO}_4^-$

$$c = n / V \quad \blacktriangleright \quad c = 0,2877 \text{ mmol} / 14,20 \text{ mL} = 0,02026 \text{ mmol/mL (mol/L)}$$

Opgave 13

Ter bepaling van sulfiet in een zout wordt aan 223,6 mg van het zout 50,00 mL joodoplossing ($c(\text{I}_2) = 0,05 \text{ mol/L}$) en 5 mL zoutzuur ($c(\text{HCl}) = 4 \text{ mol/L}$) toegevoegd. De volgende reactie treedt op:



De overmaat jood wordt teruggetitreerd met 30,76 mL natriumthiosulfaatoplossing waarvan de analytische concentratie 0,0927 mol/L bedraagt.

Bij een blanco-titratie verbruikt 25,00 mL joodoplossing 33,15 mL natriumthiosulfaat.

Bereken het massapercentage SO₃²⁻ in het monster.

a overmaat

De blanco van 25 mL bevat: $33,15 \text{ mL} \times 0,0927 \text{ mmol/L} = 3,073 \text{ mmol}$ natriumthiosulfaat.

Dat reageert met $0,5 \times 3,073 \text{ mmol} = 1,5365 \text{ mmol I}_2$

50 mL overmaat bevat dan: $(50 / 25) \times 1,5365 \text{ mmol} = 3,073 \text{ mmol I}_2$

b teruggetitreerd

$30,76 \text{ mL} \times 0,0927 \text{ mmol/mL} = 2,8515 \text{ mmol}$ natriumthiosulfaat

Dat reageert met $0,5 \times 2,8515 \text{ mmol} = 1,4257 \text{ mmol I}_2$

c verbruikt

Verbruikt in de reactie met SO₃²⁻: $3,073 \text{ mmol I}_2 - 1,4257 \text{ mmol I}_2 = 1,647 \text{ mmol I}_2$

3,073 mmol I ₂ toegevoegd	
1,4257 mmol I ₂ teruggetitreerd	3,073 - 1,4257 mmol I ₂ verbruikt door het monster

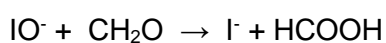
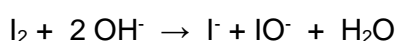
1,647 mmol I₂ reageert met evenveel = 1,647 mmol SO₃²⁻

1,647 mmol SO₃²⁻ heeft een massa van: $1,647 \text{ mmol} \times 80,06 \text{ mg/mmol} = 131,9 \text{ mg}$

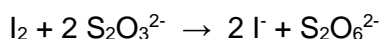
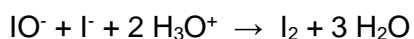
d massa-% SO_3^{2-} : $131,9 \text{ mg} / 223,6 \text{ mg} \times 100\% = 59,0\%(m/m)$

Opgave 14

Voor de bepaling van methanal (CH_2O) in de handelsoplossing formaline, weegt men 715,5 mg monster af en verdunt men deze hoeveelheid tot 500,0 mL. Van deze verdunning neemt men 25,00 mL in behandeling. Toegevoegd wordt: 25,00 mL joodoplossing met $c(\text{I}_2) \approx 0,05 \text{ mol/L}$ en 2 mL natronloog ($c(\text{NaOH}) \approx 4 \text{ mol/L}$). Nu treden de volgende reacties op:

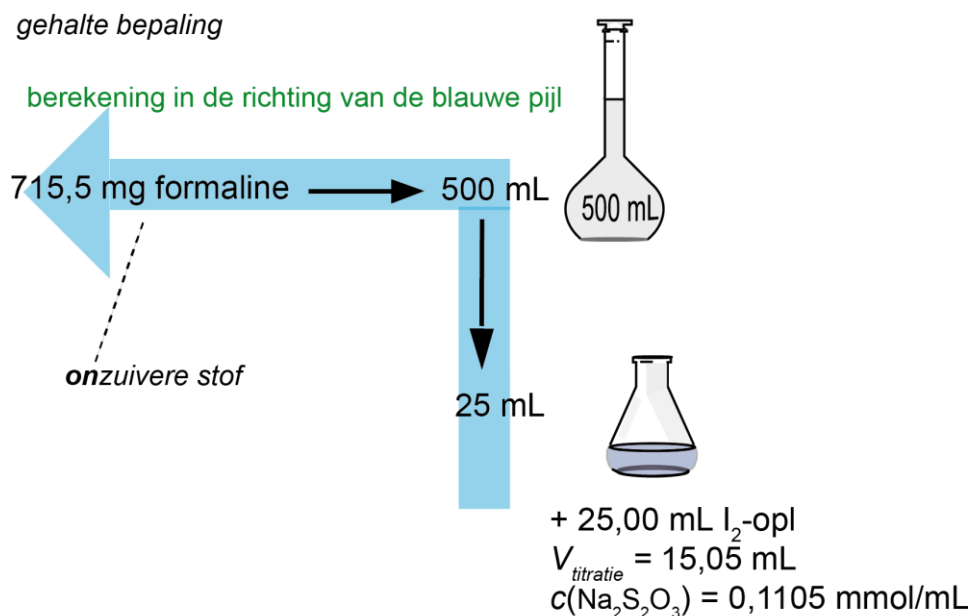


Na 5 minuten wordt de oplossing aangezuurd en het vrijgekomen jood getitreerd met natriumthiosulfaat. Reacties:



Verbruik: 15,05 mL natriumthiosulfaatoplossing, $c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,1105 \text{ mol/L}$. Bij de blancobepaling wordt voor 25,00 mL joodoplossing 22,82 mL "thio" verbruikt.

In schema:



a Hoeveel mmol I_2 werd toegevoegd?

De overmaat

De blanco van 25 mL bevat: $22,82 \text{ mL} \times 0,1105 \text{ mmol/L} = 2,5216 \text{ mmol}$ "thio".

Dat reageert met $0,5 \times 2,5216 \text{ mmol} = 1,2608 \text{ mmol}$ I_2

- b Hoeveel mmol I₂ werd teruggetitreerd?

Teruggetitreerd

$$15,05 \text{ mL} \times 0,1105 \text{ mmol/mL} = 1,6630 \text{ mmol "thio"}$$

$$\text{Dat reageert met } 0,5 \times 1,6630 \text{ mmol} = 0,8315 \text{ mmol I}_2$$

- c Hoeveel mmol I₂ werd verbruikt in de reactie met methanal?

Verbruikt

$$\text{Verbruikt in de reactie met CH}_2\text{O: } 1,2608 \text{ mmol I}_2 - 0,8315 \text{ mmol I}_2 = 0,4293 \text{ mmol I}_2$$

Dit is de hoeveelheid in **25 mL** oplossing.

- d Hoe groot is het massapercentage methanal in het monster?

1 mol I₂ reageert tot 1 mol IO⁻ en dit reageert met 1 mol CH₂O

Het verbruikte 0,4293 mmol I₂ komt daarom overeen met 0,4293 mmol CH₂O.

$$m = n \times M \quad \blacktriangleright \quad m = 0,4293 \text{ mmol} \times 30,00 \text{ mg/mmol} = 12,88 \text{ mg in } \mathbf{25 \text{ mL}} \text{ oplossing.}$$

$$500 \text{ mL oplossing bevat: } 500 \text{ mL} / 25 \text{ mL} \times 12,88 \text{ mg} = 257,5 \text{ mg.}$$

$$\text{massa-\%: } (257,5 \text{ mg} / 715,5 \text{ mg}) \times 100\% = 36,00\%(m/m)$$