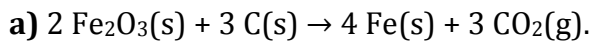


Avsnitt 0 Material och teknologi

9. Det går att rena järn genom att reducera järn(III)oxiden med rent kol. Utöver järn bildas det också koldioxid vid reaktionen.

- Beskriv händelsen med en balanserad reaktionslikhet. Använd symbolerna för aggregationstillstånd.
- Beräkna hur många gram kol som behövs för att reducera 1,2 kg järn(III)oxid till järn.
- Beräkna hur stor volym koldioxid som då bildas vid NTP-förhållanden.

Lösning



b)

$$m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 1,2 \text{ kg} = 1\,200 \text{ g}$$

$$M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 159,70 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{C}) = 12,01 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{C}) = ?$$

Vi beräknar substansmängden för järn(III)oxid:

$$n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \frac{m(\text{Fe}_2\text{O}_3)}{M(\text{Fe}_2\text{O}_3)} = \frac{1\,200 \text{ g}}{159,70 \text{ g/mol}} = 7,514 \text{ mol.}$$

Utifrån koefficienterna i den balanserade reaktionslikheten får vi:

$$\frac{n(\text{C})}{n(\text{Fe}_2\text{O}_3)} = \frac{3}{2} \Rightarrow n(\text{C}) = \frac{3}{2} \cdot n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \frac{3}{2} \cdot 7,514 \text{ mol} = 11,27 \text{ mol.}$$

Massan för det kol som behövs:

$$m(\text{C}) = n(\text{C}) \cdot M(\text{C}) = 11,27 \text{ mol} \cdot 12,01 \text{ g/mol} = 135,4 \text{ g} \approx 140 \text{ g.}$$

c)

$$n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 7,514 \text{ mol (från a-uppgiften)}$$

$$V_m = 22,41 \text{ dm}^3/\text{mol}$$

$$V(\text{CO}_2) = ?$$

Utifrån koefficienterna i den balanserade reaktionslikheten får vi:

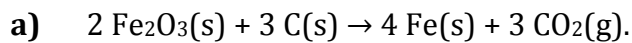
$$\frac{n(\text{CO}_2)}{n(\text{Fe}_2\text{O}_3)} = \frac{3}{2} \Rightarrow n(\text{CO}_2) = \frac{3}{2} \cdot n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \frac{3}{2} \cdot 7,514 \text{ mol} = 11,27 \text{ mol.}$$

Vi löser ut volymen för koldioxid med hjälp av formeln

$$n = \frac{V}{V_m}, \text{ ur vilken vi får}$$

$$V(\text{CO}_2) = n(\text{CO}_2) \cdot V_m = 11,27 \text{ mol} \cdot 22,41 \text{ dm}^3/\text{mol} = 252,6 \text{ dm}^3 \approx 250 \text{ dm}^3.$$

Svar:



b) $m(\text{C}) = 140 \text{ g}.$

c) $V(\text{CO}_2) = 250 \text{ dm}^3.$

10. Många deodoranter, särskilt antiperspiranter, innehåller aluminiumsalter som drar ihop svettkörtlarnas gångar och på det sättet minskar utsöndringen av svett. Ett exempel på ett sådant salt är aluminiumklorid, som man slutat använda eftersom många konsumenter fick irriterad hud och fläckar på kläderna som vara svåra att få bort. Hur många gram aluminiumklorid bildas när 18,0 gram aluminium och 16,0 gram klor reagerar.

Lösning:

$$m(\text{Al}) = 18,0 \text{ g}$$

$$M(\text{Al}) = 26,98 \text{ g/mol}$$

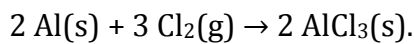
$$m(\text{Cl}_2) = 16,0 \text{ g}$$

$$M(\text{Cl}_2) = 70,90 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{AlCl}_3) = 133,33 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{AlCl}_3) = ?$$

Den balanserade reaktionslikheten är:



Vi löser ut den begränsande faktorn i reaktionen genom att beräkna substansmängden för vardera ursprungämnet:

$$n(\text{Al}) = \frac{m(\text{Al})}{M(\text{Al})} = \frac{18,0 \text{ g}}{26,98 \text{ g/mol}} = 0,66716 \text{ mol}$$

$$n(\text{Cl}_2) = \frac{m(\text{Cl}_2)}{M(\text{Cl}_2)} = \frac{16,0 \text{ g}}{70,90 \text{ g/mol}} = 0,22567 \text{ mol.}$$

Utifrån koefficienterna i reaktionslikheten får vi $\frac{n(\text{Cl}_2)}{n(\text{Al})} = \frac{3}{2}$.

För att allt aluminium ska reagera behöver vi följande mängd klor:

$$\frac{3}{2} \cdot n(\text{Al}) = \frac{3}{2} \cdot 0,66716 \text{ mol} = 1,0007 \text{ mol.}$$

Eftersom vi endast har tillgång till 0,22567 mol klor utgör klor den begränsande faktorn i reaktionen. Vi beräknar substansmängden för den aluminiumklorid som bildas med hjälp av substansmängden för klor. Utifrån koefficienterna i reaktionslikheten får vi:

$$\frac{n(\text{AlCl}_3)}{n(\text{Cl}_2)} = \frac{2}{3}, \text{ur vilken vi får}$$

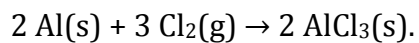
$$n(\text{AlCl}_3) = \frac{2}{3} \cdot n(\text{Cl}_2) = \frac{2}{3} \cdot 0,22567 \text{ mol} = 0,15045 \text{ mol}.$$

Massan för den aluminiumklorid som bildas är:

$$m(\text{AlCl}_3) = n(\text{AlCl}_3) \cdot M(\text{AlCl}_3) = 0,15045 \text{ mol} \cdot 133,33 \text{ g/mol} = 20,059 \text{ g} \approx 20,1 \text{ g}.$$

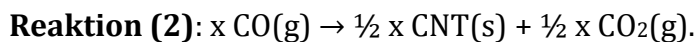
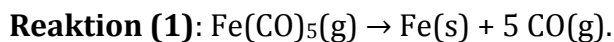
Svar:

Reaktionslikheten är:



$$m(\text{AlCl}_3) = 20,1 \text{ g}.$$

11. Förkortningen CNT står för *carbon nanotube*. Den här typen av kolnanorör kan tillverkas med en så kallad HIPCO-metod. Förkortningen HIPCO står för *high pressure carbon monoxide*. HIPCO-metoden bygger på följande reaktioner:



Kolnanorören växer med en atom i taget på ytan av det järn som bildades i reaktionen **(1)**. Ett nanorör innehåller vanligtvis 3 000 kolatomer. Beräkna hur stor volym kolmonoxid det behövs för att framställa ett sådant här nanorör vid NTP. Vilken är det framställda rörets massa?

Lösning:

$$N(\text{C}) = 3\,000 \text{ st.}$$

$$M(\text{C}) = 12,01 \text{ g/mol}$$

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ st./mol}$$

$$V_m = 22,41 \text{ dm}^3/\text{mol}$$

$$V(\text{CO}) = ?$$

$$m(\text{CNT}) = ?$$

Vi löser ut substansmängden kolatomer med hjälp av formeln:

$$n = \frac{N}{N_A}, \text{ det vill säga } n(\text{C}) = \frac{3\,000 \text{ st.}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ st./mol}} = 4,98173 \cdot 10^{-21} \text{ mol.}$$

Utifrån reaktionslikhet **(2)** får vi:

$$\frac{n(\text{CO})}{n(\text{CNT})} = \frac{1}{\frac{1}{2}} \Rightarrow n(\text{CO}) = 2 \cdot n(\text{CNT}), \text{ det vill säga}$$

$$n(\text{CO}) = 2 \cdot 4,98173 \cdot 10^{-21} \text{ mol} = 9,96346 \cdot 10^{-21} \text{ mol.}$$

Vi beräknar volymen för koldioxid med hjälp av formeln:

$$n = \frac{V}{V_m}, \text{ ur vilken vi får } V(\text{CO}) = n(\text{CO}) \cdot V_m$$

$$\Rightarrow V(\text{CO}) = 9,96346 \cdot 10^{-21} \text{ mol} \cdot 22,41 \text{ dm}^3/\text{mol} = 2,23281 \cdot 10^{-19} \text{ dm}^3 \approx 2,233 \cdot 10^{-19} \text{ dm}^3.$$

Massan för nanoröret är:

$$m(\text{CNT}) = n(\text{CNT}) \cdot M(\text{C}) = 4,98173 \cdot 10^{-21} \text{ mol} \cdot 12,01 \text{ g/mol} = 5,98306 \cdot 10^{-20} \text{ g} \approx 5,983 \cdot 10^{-20} \text{ g}.$$

Svar:

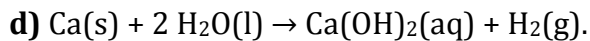
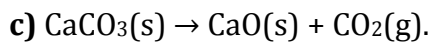
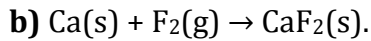
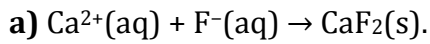
$$V(\text{CO}) = 2,233 \cdot 10^{-19} \text{ dm}^3$$

$$m(\text{CNT}) = 5,983 \cdot 10^{-20} \text{ g}.$$

Del 2 Redoxreaktioner och elektrokemi

Kapitel 2.1 Oxidationstal och att balansera reaktionslikheter

2.4 I vilken av följande reaktioner oxideras kalcium? Motivera ditt svar med hjälp av förändringen i oxidationstal.



Lösning:

a)

Oxidationstalet för kalcium är +II i utgångsämnet.

Oxidationstalet för kalcium är +II i reaktionsprodukten.

Kalcium oxideras inte eftersom oxidationstalet inte förändras.

b)

Oxidationstalet för kalcium är 0 i utgångsämnet.

Oxidationstalet för kalcium är +II i reaktionsprodukten.

Kalcium oxideras eftersom oxidationstalet växer.

c)

Oxidationstalet för kalcium är +II i utgångsämnet.

Oxidationstalet för kalcium är +II i reaktionsprodukten.

Kalcium oxideras inte eftersom oxidationstalet inte förändras.

d)

Oxidationstalet för kalcium är +0 i utgångsämnet.

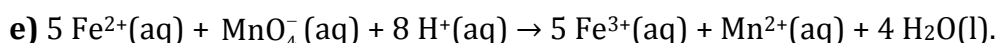
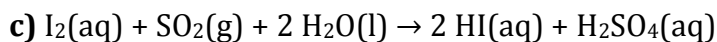
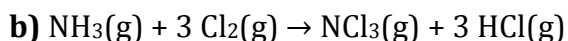
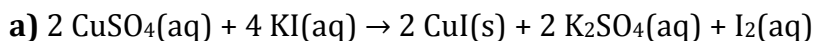
Oxidationstalet för kalcium är +II i reaktionsprodukten.

Kalcium oxideras eftersom oxidationstalet växer.

Svar:

Kalcium oxideras i reaktionerna **b)** och **d)**. I båda reaktionerna ökar oxidationstalet för kalcium ($0 \rightarrow +\text{II}$).

2.5 Avgör med hjälp av förändringen i oxidationstalet vilket grundämne som oxideras och vilket som reduceras i följande reaktioner:



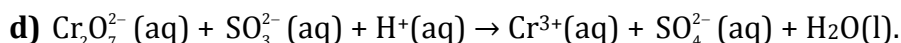
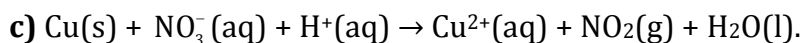
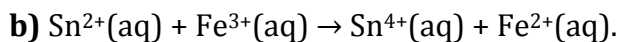
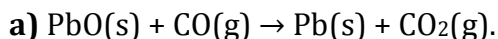
Lösning:

	Grundämne	Oxidationstal i utgångsämnet	Oxidationstal i reaktionsprodukten
a)	Cu	+II	+I (oxidationstalet minskar; reduktion)
	S	+VI	+VI
	O	-II	-II
	K	+I	+I
	I	-I	0 (oxidationstalet växer; oxidation) -I (ingen förändring)
b)	N	-III	+III (oxidationstalet växer; oxidation)
	H	+I	+I
	Cl	0	-I (oxidationstalet minskar; reduktion)
c)	I	0	-I (oxidationstalet minskar; reduktion)
	S	+IV	+VI (oxidationstalet växer; oxidation)
	O	-II	-II
	H	+I	+I
d)	Mn	+IV	+II (oxidationstalet minskar; reduktion)
	O	-II	-II
	H	+I	+I
	Cl	-I	-I 0 (oxidationstalet växer; oxidation)
e)	Fe	+II	+III (oxidationstalet växer; oxidation)
	Mn	+VII	+II (oxidationstalet minskar; reduktion)
	O	-II	-II
	H	+I	+I

Svar:

- a) jod oxideras; $-I \rightarrow 0$
koppars reduceras; $+II \rightarrow +I$
- b) kväve oxideras; $-III \rightarrow +III$
klor reduceras; $0 \rightarrow -I$
- c) svavel oxideras; $+IV \rightarrow +VI$
jod reduceras; $0 \rightarrow -I$
- d) klor oxideras; $-I \rightarrow 0$
mangan reduceras; $+IV \rightarrow +II$
- e) järn oxideras; $+II \rightarrow +III$
mangan reduceras; $+VII \rightarrow +II$

2.6 Balansera reaktionslikheterna med hjälp av oxidationstalen. Kontrollera i jonreaktionen att summan av den elektriska laddningen (jonladdningen) är lika stor i utgångsämnen som i reaktionsprodukterna.



Lösning:

a)

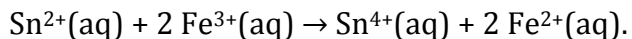
Grundämne	Oxidationstal i utgångsämnet	Oxidationstal i reaktionsprodukten	Förändring	Förflyttade elektroner per atom
Pb	+II	0	reduceras	2
C	+II	+IV	oxideras	2
O	-II	-II	ingen förändring	

Eftersom antalet donerade och mottagna elektroner är två är den balanserade reaktionslikheten $\text{PbO(s)} + \text{CO(g)} \rightarrow \text{Pb(s)} + \text{CO}_2\text{(g)}$.

b)

Grundämne	Oxidationstal i utgångsämnet	Oxidationstal i reaktionsprodukten	Förändring	Förflyttade elektroner per atom
Sn	+II	+IV	oxideras	2
Fe	+III	+II	reduceras	1

För att antalet donerade och mottagna elektroner ska vara samma lägger vi en koefficient två framför järnatomen. Den balanserade reaktionslikheten är:



Kontroll av laddningarna:

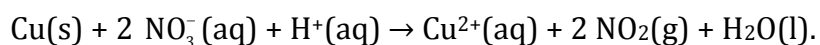
Utgångsämnen: $1 \cdot (2+) + 2 \cdot (3+) = 8+$

Reaktionsprodukterna: $1 \cdot (4+) + 2 \cdot (2+) = 8+$

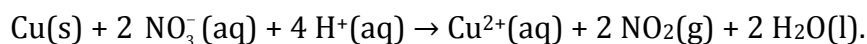
c)

Grundämne	Oxidationstal i utgångsämnet	Oxidationstal i reaktionsprodukten	Förändring	Förflyttade elektroner per atom
Cu	0	+II	oxideras	2
N	+V	+IV	reduceras	1
O	-II	-II	ingen förändring	
H	+I	+I	ingen förändring	

Vi balanserar antalet donerade och mottagna elektroner genom att lägga till en koefficient två framför nitratjonen och kvävedioxiden. Reaktionslikheten är nu:



När vi ännu bestämmer koefficienterna för väte och syre får vi den balanserade reaktionslikheten:



Kontroll av laddningarna:

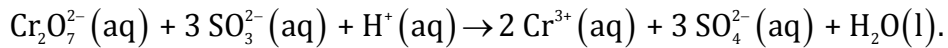
$$\text{Utgångsämnen: } 2 \cdot (1-) + 4 \cdot (1+) = 2+$$

$$\text{Reaktionsprodukterna: } 1 \cdot (2+) = 2+$$

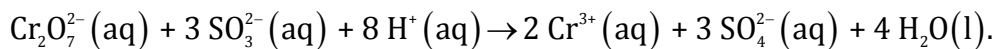
d)

Grundämne	Oxidationstal i utgångsämnet	Oxidationstal i reaktionsprodukten	Förändring	Förflyttade elektroner per atom
Cr	+VI	+III	reduceras	3
O	-II	-II	ingen förändring	
S	+IV	+VI	oxideras	2
H	+I	+I	ingen förändring	

Eftersom dikromatjonen $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ har två kromatomer som både reduceras till Cr^{3+} -ner behövs det totalt sex elektroner för att reduktionen ska kunna ske. Vi måste därför sätta till en koefficient 3 framför både sulfitionen SO_3^{2-} som vi har som utgångsämne, och sulfatjonerna SO_4^{2-} , som bildas i reaktionen. Reaktionslikheten är nu:



När vi ännu bestämmer koefficienterna för syre och väte får vi den balanserade reaktionslikheten:

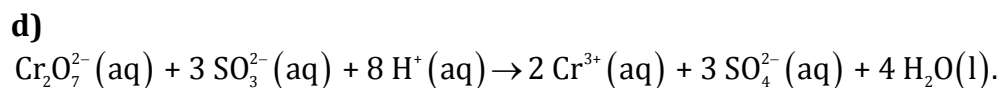
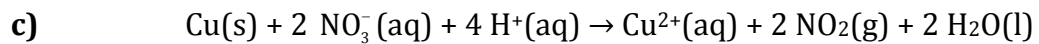
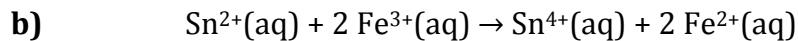
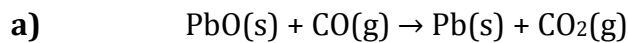


Kontroll av laddningarna:

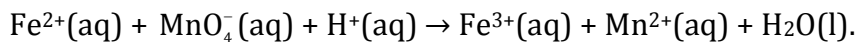
Utgångsämnen: $1 \cdot (2-) + 3 \cdot (2-) + 8 \cdot (1+) = 0$

Reaktionsprodukterna: $2 \cdot (3+) + 3 \cdot (2-) = 0$

Svar:



2.7 Preparat som används vid järnbristanemi innehåller ofta järn(II)sulfat utan kristallvatten. Det går att bestämma järnhalten i preparatet genom redoxtitrering, då man som oxidationsmedel använder en lösning som innehåller permanganatjoner enligt följande obalanserade reaktionslikhet:



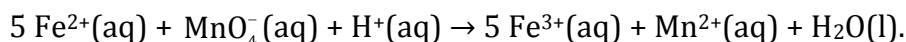
- a) a) Balansera reaktionslikheten med hjälp av oxidationstalen.
 b) b) Förklara vad $\text{H}^{+}(\text{aq})$ i reaktionslikheten betyder.
 c) c) Bestäm mängden järn(II)joner (i milligram) i ett järntablettprov där det gick åt 8,20 milliliter sur kaliumpermanganatlösning ($c = 0,0200 \text{ mol/dm}^3$) i redoxreaktionen.

Lösning:

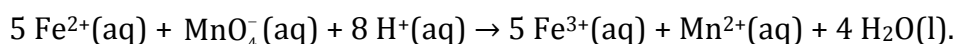
a)

Grundämne	Oxidationstal i utgångsämnet	Oxidationstal i reaktionsprodukten	Förändring	Förflyttade elektroner per atom
Fe	+II	+III	oxideras	1
Mn	+VII	+II	reduceras	5
H	+I	+I	ingen förändring	
O	-II	-II	ingen förändring	

Vi balanserar den förflyttade mängden elektroner:



Vi balanserar resten av atomerna:



Vi kontrollerar summan av laddningarna:

Utgångsämnen: $5(2+) + (1-) + 8(1+) = 17+$

Reaktionsprodukterna: $5(3+) + 1(2+) = 17+$

b) $\text{H}^+(\text{aq})$ betyder en sur vattenlösning.

c)

$$c(\text{KMnO}_4) = 0,0200 \text{ mol/dm}^3$$

$$V(\text{KMnO}_4) = 8,20 \text{ ml} = 0,0820 \text{ dm}^3$$

$$M(\text{Fe}^{2+}) = 55,85 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{Fe}^{2+}) = ?$$

$$n(\text{MnO}_4^-) = n(\text{KMnO}_4) = c(\text{KMnO}_4) \cdot V(\text{KMnO}_4)$$

$$= 0,0200 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,0820 \text{ dm}^3 = 1,6400 \cdot 10^{-3} \text{ mol.}$$

Utifrån den balanserade reaktionslikheten får vi

$$n(\text{Fe}^{2+}) = 5 \cdot n(\text{MnO}_4^-) = 5 \cdot 1,6400 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 8,2000 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$m(\text{Fe}^{2+}) = n(\text{Fe}^{2+}) \cdot M(\text{Fe}^{2+}) = 8,2000 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 55,85 \text{ g/mol} = 0,45797 \text{ g} \approx 458 \text{ mg.}$$

Svar:

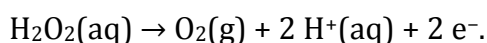
a) $5 \text{ Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 8 \text{ H}^+(\text{aq}) \rightarrow 5 \text{ Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 4 \text{ H}_2\text{O}(\text{l}).$

b) $\text{H}^+(\text{aq})$ betyder sur vattenlösning.

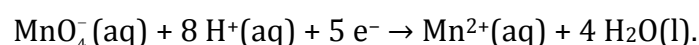
c) $m(\text{Fe}^{2+}) = 458 \text{ mg.}$

2.8 Vi kan bestämma koncentrationen i en väteperoxidlösning med hjälp av redoxtitrering. Som oxidationsmedel använder vi kaliumpermanganatlösning. Delreaktionerna som beskriver oxidation och reduktion är följande:

Syrets oxidation från väteperoxiden:



Manganets reduktion från permanganatjonen i en sur lösning:



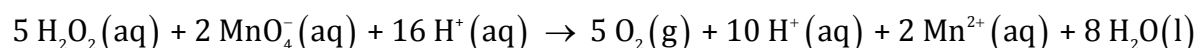
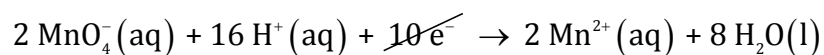
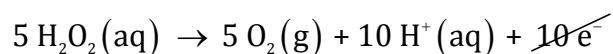
a) Skriv en reaktionslikhet för redoxreaktionens helhetsreaktion.

b) En studerande framställde en utspädd lösning av väteperoxid genom att pipettera 10 milliliter av ämnet i en mätflaska och späda ut den till 100 milliliter. Av den utspädda vätskan pipetterade den studerande ett prov på exakt 25 milliliter och titrerade provet med kaliumpermanganatlösning ($c = 0,25 \text{ mol/dm}^3$). I slutet av titreringen hade det gått åt 30 milliliter permanganatlösning. Bestäm koncentrationen i den ursprungliga väteperoxidlösningen.

Lösning:

a)

För att få samma mängd förflyttade elektroner multiplicerar vi delreaktionen som beskriver oxidationen med fem och delreaktionen som beskriver reduktionen med två. Vi ställer upp delreaktionerna under varandra och får ekvationen för totalreaktionen enligt följande:



Vi kontrollerar ännu att summan av laddningarna är lika stor på båda sidorna av reaktionslikheten:

$$\text{Utgångsämnen: } 2 \cdot (1-) + 16 \cdot (1+) = 14+$$

$$\text{Reaktionsprodukterna: } 10 \cdot (1+) + 2 \cdot (2+) = 14+$$

b)

$$V_{\text{utspädd}}(\text{H}_2\text{O}_2) = 25 \text{ ml} = 0,025 \text{ dm}^3$$

$$c(\text{KMnO}_4) = 0,25 \text{ mol/dm}^3$$

$$V(\text{KMnO}_4) = 30 \text{ ml} = 0,030 \text{ dm}^3$$

$$c_{\text{ursprunglig}}(\text{H}_2\text{O}_2) = ?$$

Substansmängden permanganatjoner som går åt i titreringen:

$$n(\text{MnO}_4^-) = n(\text{KMnO}_4) = c(\text{KMnO}_4) \cdot V(\text{KMnO}_4) = 0,25 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,030 \text{ dm}^3 = 7,500 \cdot 10^{-3} \text{ mol.}$$

Utifrån den balanserade reaktionslikheten får vi:

$$\frac{n(\text{H}_2\text{O}_2)}{n(\text{MnO}_4^-)} = \frac{5}{2} \Rightarrow n(\text{H}_2\text{O}_2) = \frac{5}{2} \cdot n(\text{MnO}_4^-) = \frac{5}{2} \cdot 7,500 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 1,875 \cdot 10^{-2} \text{ mol.}$$

Koncentrationen för den utspädda väteperoxidlösningen är:

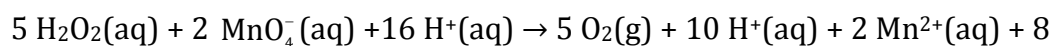
$$c_{\text{utspädd}}(\text{H}_2\text{O}_2) = \frac{n_{\text{utspädd}}(\text{H}_2\text{O}_2)}{V_{\text{utspädd}}(\text{H}_2\text{O}_2)} = \frac{1,875 \cdot 10^{-2} \text{ mol}}{0,025 \text{ dm}^3} = 0,7500 \text{ mol/dm}^3.$$

Den ursprungliga väteperoxidlösningen har en tio gånger högre koncentration (utspädd från 10 milliliter till 100 milliliter), därmed får vi

$$c_{\text{ursprunglig}}(\text{H}_2\text{O}_2) = 10 \cdot 0,7500 \text{ mol/dm}^3 = 7,500 \text{ mol/dm}^3 \approx 7,5 \text{ mol/dm}^3.$$

Svar:

a) Reaktionslikheten för hela reaktionen är:



$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$.

b) $c(\text{H}_2\text{O}_2) = 7,5 \text{ mol/dm}^3$

2.9 2.9 Det går att lösa silver i en svag salpetersyralösning enligt följande reaktionslikhet:



a) Balansera reaktionslikheten med hjälp av oxidationstalen.

b) Bestäm hur stor volym kväveoxid som bildas när man löser 120 milligram silver i ett överskott av salpetersyra.

Lösning:

a)

Grundämne	Oxidationstal i utgångsämnet	Oxidationstal i reaktionsprodukten	Förändring	Förflyttade elektroner per atom
Ag	0	+I	oxideras	1
H	+I	+I	ingen förändring	
N	+V	+V (i silvernitraten)	ingen förändring	
N	+V	+II (i kväveoxid)	reduceras	3
O	-II	-II	ingen förändring	

När en del av kväveatomerna reduceras till kväveoxid behövs det tre elektroner per kväveatom. Samtidigt måste också tre silveratomer oxideras. För att balansera elektronerna lägger vi till en koefficient tre framför både silver och silvernitraten. Reaktionslikheten är nu:



För att balansera de andra atomerna lägger vi till koefficienter framför salpetersyran och vattnet. Eftersom en del av kväveatomerna inte reduceras (salpetersyrans nitratjoner är i silvernitraten) lägger vi en koefficient fyra framför salpetersyran. Vi balanserar väteatomerna och resten av syreatomerna genom att lägga till en koefficient två framför vattnet. Den slutliga reaktionslikheten är:



b)

$$m(\text{Ag}) = 120 \text{ mg} = 0,120 \text{ g}$$

$$M(\text{Ag}) = 107,87 \text{ g/mol}$$

$$V_m = 22,41 \text{ dm}^3/\text{mol}$$

$$V(\text{NO}) = ?$$

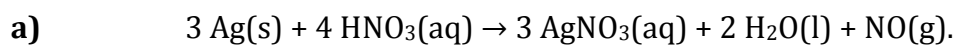
$$n(\text{Ag}) = \frac{m(\text{Ag})}{M(\text{Ag})} = \frac{0,120 \text{ g}}{107,87 \text{ g/mol}} = 1,1125 \cdot 10^{-3} \text{ mol.}$$

Utifrån den balanserade reaktionslikheten får vi

$$\frac{n(\text{NO})}{n(\text{Ag})} = \frac{1}{3} \Rightarrow n(\text{NO}) = \frac{1}{3} \cdot n(\text{Ag}) = \frac{1}{3} \cdot 1,1125 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 3,7083 \cdot 10^{-4} \text{ mol.}$$

$$V(\text{NO}) = n(\text{NO}) \cdot V_m = 3,7083 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot 22,41 \text{ dm}^3 = 8,3103 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3 \approx 8,31 \text{ ml.}$$

Svar:



b) $V(\text{NO}) = 8,31 \text{ ml.}$

2.10 Skriv den balanserade reaktionslikheten för koppars reaktion med salpetersyra. I reaktionen bildas vattenlösligt koppar(II)nitrat, kvävedioxidgas och vatten. Hur många milliliter salpetersyra med en koncentration på 2,50 mol/dm³ behövs det för att lösa en kopparspik som väger 1,25 gram? Hur många kubikdecimeter kvävedioxidgas bildas det i reaktionen (vid NTP-förhållanden)?

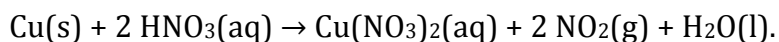
Lösning:

Den obalanserade reaktionslikheten är:

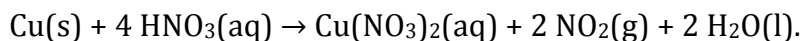


Grundämne	Oxidationstal i utgångsämnet	Oxidationstal i reaktionsprodukten	Förändring	Förflyttade elektroner per atom
Cu	0	+II	oxideras	2
H	+I	+I	ingen förändring	
N	+V	+V (i kopparnitrat)	ingen förändring	
N	+V	+IV (i kvävedioxid)	reduceras	1
O	-II	-II	ingen förändring	

Vi bestämmer antalet förflyttade elektroner. När koppar oxideras frigörs det två elektroner. Som följd reduceras två av kväveatomerna i salpetersyran till kvävedioxid, därmed är koefficienterna för salpetersyra och NO₂ i det här skedet 2. Reaktionslikheten är:



Eftersom det också finns kväve i koppar(II)nitratet kommer salpetersyran att få koefficienten 4. Vi balanserar ännu väte- och syreatomerna genom att lägga koefficient 2 framför vattnet. Reaktionslikheten är:



$$m(\text{Cu}) = 1,25 \text{ g}$$

$$M(\text{Cu}) = 63,55 \text{ g/mol}$$

$$c(\text{HNO}_3) = 2,50 \text{ mol/dm}^3$$

$$V_m = 22,41 \text{ dm}^3/\text{mol}$$

$$V(\text{HNO}_3) = ?$$

$$V(\text{NO}_2) = ?$$

Substansmängden för koppar:

$$n(\text{Cu}) = \frac{m(\text{Cu})}{M(\text{Cu})} = \frac{1,25 \text{ g}}{63,55 \text{ g/mol}} = 0,019670 \text{ mol.}$$

Enligt koefficienterna i reaktionslikheten är substansmängden för salpetersyra:

$$\frac{n(\text{HNO}_3)}{n(\text{Cu})} = \frac{4}{1} \Rightarrow n(\text{HNO}_3) = 4 \cdot n(\text{Cu}) = 4 \cdot 0,019670 \text{ mol} = 0,078680 \text{ mol.}$$

Den efterfrågade volymen för salpetersyra:

$$V(\text{HNO}_3) = \frac{n(\text{HNO}_3)}{c(\text{HNO}_3)} = \frac{0,078680 \text{ mol}}{2,50 \text{ mol/dm}^3} = 0,031472 \text{ dm}^3 \approx 31,5 \text{ ml.}$$

Enligt koefficienterna i reaktionslikheten är substansmängden för kvävedioxid:

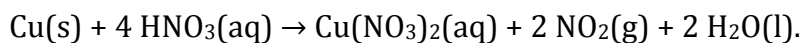
$$\frac{n(\text{NO}_2)}{n(\text{Cu})} = \frac{2}{1} \Rightarrow n(\text{NO}_2) = 2 \cdot n(\text{Cu}) = 2 \cdot 0,019670 \text{ mol} = 0,039340 \text{ mol.}$$

Den efterfrågade volymen för kvävedioxid:

$$V(\text{NO}_2) = n(\text{NO}_2) \cdot V_m = 0,039340 \text{ mol} \cdot 22,41 \text{ dm}^3/\text{mol} = 0,88161 \text{ dm}^3 \approx 0,882 \text{ dm}^3.$$

Svar:

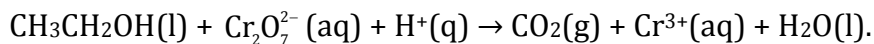
Reaktionslikheten är



$$V(\text{HNO}_3) = 31,5 \text{ ml}$$

$$V(\text{NO}_2) = 0,882 \text{ dm}^3.$$

2.11 När man kör motorfordon får etanolhalten i blodet vara högst 0,5 ‰. Det här betyder att etanolhalten inte får överstiga 0,5 gram per kilogram serum. Det går att bestämma etanolhalten med gaskromatografi eller med en färgreaktion som baserar sig på redoxreaktionen mellan etanol och dikromatjoner i en sur lösning. Den balanserade reaktionslikheten för den här reaktionen är:



Avgör om etanolhalten i en chaufförs blod överskred den tillåtna gränsen när det gick åt 17,35 milliliter kaliumdikromatlösning med en koncentration på 0,02500 mol/dm³ för att ett serumprov på 25,00 gram skulle reagera fullständigt med dikromatjoner.

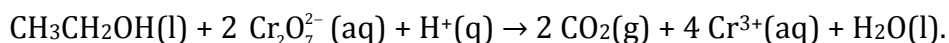
Lösning:

För att kunna balansera reaktionslikheten beräknar vi först antalet förflyttade elektroner:

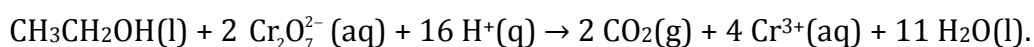
Grundämne	Oxidationstal i utgångsämnet	Oxidationstal i reaktionsprodukten	Förändring	Förflyttade elektroner per atom
C	-II	+IV	oxideras	6
H	+I	+I	ingen förändring	
O	-II	-II	ingen förändring	
Cr	+VI	+III	reduceras	3

OBS: kolets oxidationstal (x) i etanol har beräknats ur uttrycket $2x + 6(+1) + (-2) = 0$, ur vilket vi får $x = -2$.

Eftersom etanol har två kolatomer kommer det totalt att frigöras 12 elektroner när kolatomerna oxideras (6 elektroner/atom). I samband med det här reduceras totalt fyra kromatomer i dikromatjonen. När vi bestämmer antalet förflyttade elektroner får vi reaktionslikheten:



Vi balanserar väte- och syreatomerna:



Vi kontrollerar summan av laddningarna:

utgångsämnen: $2(2-) + 16(1+) = 12+$

reaktionsprodukterna: $4(3+) = 12+$

$$m(\text{serum}) = 25,00 \text{ g} = 0,02500 \text{ kg}$$

$$V(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 17,35 \text{ ml} = 0,01735 \text{ dm}^3$$

$$c(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 0,02500 \text{ mol/dm}^3$$

$$M(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}) = 46,068 \text{ g/mol}$$

$$\text{etanolhalt (g/kg)} = ?$$

Substansmängden för de dikromatjoner som åtgår i reaktionen:

$$n(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}) = n(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = c(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) \cdot V(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7)$$

$$= 0,02500 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,01735 \text{ dm}^3 = 4,33750 \cdot 10^{-4} \text{ mol.}$$

Enligt den balanserade reaktionslikheten får vi:

$$\frac{n(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH})}{n(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-})} = \frac{1}{2} \Rightarrow n(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}) = \frac{1}{2} \cdot 4,33750 \cdot 10^{-4} \text{ mol} = 2,16875 \cdot 10^{-4} \text{ mol.}$$

Massan för etanol i 25,00 gram serum är:

$$m(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}) = n(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}) \cdot M(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH})$$

$$= 2,16875 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot 46,068 \text{ g/mol} = 0,00999100 \text{ g.}$$

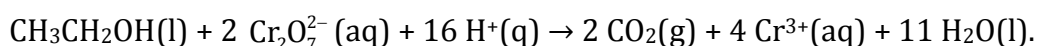
Massan för etanol i ett kilogram serum är

$$\frac{1 \text{ 000 g}}{25,00 \text{ g}} \cdot 0,00999100 \text{ g} = 0,399640 \text{ g} \approx 0,3996 \text{ g.}$$

Eftersom $0,4 \text{ g/kg} < 0,5 \text{ g/kg}$ överskred etanolhalten inte den tillåtna gränsen.

Svar:

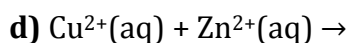
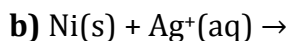
Reaktionslikheten är



Etanolhalten överskred inte den tillåtna gränsen ($0,4 \text{ g/kg} < 0,5 \text{ g/kg}$).

Kapitel 2.2 Spontana redoxreaktioner

2.13 Avgör med hjälp av metallernas spänningsserie vilka av följande reaktioner som sker spontant. Skriv den balanserade reaktionslikheten för de spontana reaktionerna.



Lösning:

a)

I reaktionen är järnet i atomform, det vill säga i sin mest reducerade form.

Magnesiumjonerna oxiderar inte järnet eftersom magnesium är en ädlare metall (lägre i metallernas spänningsserie) än järn. **Reaktionen sker inte spontant.**

b)

I reaktionen är nickeln i atomform, det vill säga i sin mest reducerade form.

Silvret är däremot i jonform, det vill säga i oxiderad form. Eftersom silver är en ädlare metall än nickel kommer silvret att sträva efter att reduceras. I reaktionen oxideras nickeln samtidigt som silverjonerna reduceras till silver i grundämnesform. **Reaktionen är alltså spontan.**

Reaktionslikheten är $\text{Ni(s)} + 2 \text{Ag}^{+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Ag(s)}$.

c)

I reaktionen är silvret i atomform, det vill säga i sin mest reducerade form.

Guldet är däremot i jonform, det vill säga i oxiderad form. Eftersom guld är en ädlare metall än silver kommer guldet att sträva efter att reduceras. I reaktionen oxideras silvret samtidigt som guldjonerna reduceras till guld i grundämnesform. **Reaktionen är alltså spontan.**

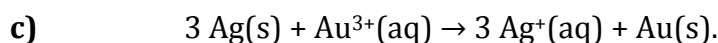
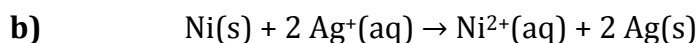
Reaktionslikheten är $3 \text{Ag(s)} + \text{Au}^{3+}(\text{aq}) \rightarrow 3 \text{Ag}^{+}(\text{aq}) + \text{Au(s)}$.

d)

I reaktionen är både koppar och zink i oxiderad form. I reaktionen finns det inga ämnen som kan reducera, det vill säga donera elektroner till, koppar- och zinkjonerna. **Reaktionen sker inte spontant.**

Svar:

Reaktionerna **b)** och **c)** sker spontant. Reaktionslikheterna är:



2.14 Avgör med hjälp av metallernas spänningsserie. Sker det en reaktion när

a) en järnspik sänks ner i en vattenlösning av koppar(II)sulfat

b) en silverkedja sänks ner i en saltsyralösning

c) en tennknapp sänks ner i en saltsyralösning?

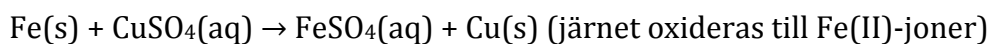
Skriv de balanserade reaktionslikheterna för de reaktioner som sker.

Lösning:

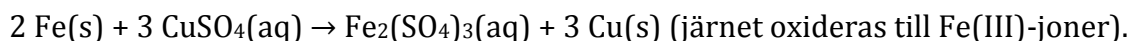
a)

I reaktionen är järnet i grundämnesform och kopparn är i form av Cu^{2+} -joner. Eftersom koppar är en ädlare metall än järn kommer kopparn att sträva efter att reduceras.

Reaktionen sker. Reaktionslikheten är:



tai

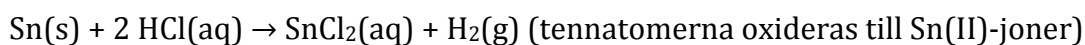


b)

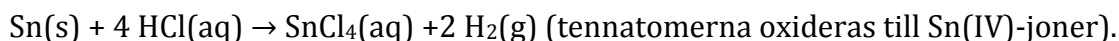
I reaktionen är silvret i grundämnesform, det vill säga i sin mest reducerade form. Eftersom silver ligger lägre ner än väte i metallernas spänningsserie kommer silvret inte att lösa sig i saltsyran (väte reduceras inte). **Reaktionen sker alltså inte.**

c)

I reaktionen är tenn i grundämnesform och kan reduceras till tennatomer. Eftersom tenn ligger ovanför väte i metallernas spänningsserie kommer tennatomerna att reducera väte från H^+ -jonerna i vattenlösningen. **Reaktionen sker.** Reaktionslikheten är:



tai



Svar:

Reaktionerna a) och c) sker. Reaktionslikheterna är:

a) $\text{Fe(s)} + \text{CuSO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{FeSO}_4(\text{aq}) + \text{Cu(s)}$ (järnet oxideras till Fe(II)-joner)

eller $2 \text{Fe(s)} + 3 \text{CuSO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3(\text{aq}) + 3 \text{Cu(s)}$ (järnet oxideras till Fe(III)-joner).

c) $\text{Sn(s)} + 2 \text{HCl(aq)} \rightarrow \text{SnCl}_2\text{(aq)} + \text{H}_2\text{(g)}$ (tennatomerna oxideras till Sn(II)-joner)

eller $\text{Sn(s)} + 4 \text{HCl(aq)} \rightarrow \text{SnCl}_4\text{(aq)} + 2 \text{H}_2\text{(g)}$ (tennatomerna oxideras till Sn(IV)-joner).

2.15 En järnskiva sänks ner i tre olika lösningar. I den första lösningen finns Ag^+ -joner, i den andra Cu^{2+} -joner och i den tredje Mg^{2+} -joner. Förklara med hjälp av normalpotentialerna i vilka lösningar det bildas ett metallskikt på järnskivans yta.

Lösning:

Det bildas ett metallskikt på ytan av järnskivan i de lösningar som innehåller Ag^+ - eller Cu^{2+} -joner.

Järn är en oädlare metall (ligger högre upp i normalpotentialtabellen) än ifrågavarande metaller och järnatomerna kommer därför att oxideras medan silver- och kopparjonerna reduceras till metaller i grundämnesform.

I lösningen med silverjoner $E_h + E_p = +0,45 \text{ V} + 0,80 \text{ V} = +1,25 \text{ V}$.

I lösningen med koppar(II)-joner $E_h + E_p = +0,45 \text{ V} + 0,34 \text{ V} = +0,79 \text{ V}$.

Svar:

Det bildas ett metallskikt i lösningen med silverjoner ($E_h + E_p = +1,25 \text{ V}$) och i lösningen med koppar(II)-joner ($E_h + E_p = +0,79 \text{ V}$).

2.16 Avgör med hjälp av normalpotentialen vilka av följande reaktioner som sker spontant:

- a) $\text{Fe(s)} + \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{Pb(s)}$
- b) $\text{Co(s)} + 2 \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{Co}^{2+}(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$
- c) $\text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{Br}^-(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Cl}^-(\text{aq}) + \text{Br}_2(\text{l})$
- d) en bit litiummetall sätts i vatten
- e) kloridgas leds över en guldring
- f) en silverkedja sänks ner i ett kärl med salpetersyra.

Lösning:

a)

Enligt reaktionslikheten oxideras järn ($E_h = +0,45 \text{ V}$) och bly(II)-jonerna reduceras ($E_p = -0,13 \text{ V}$). Summan av oxidations- reduktionspotentialen är $+0,32 \text{ V}$, och **reaktionen sker därmed spontant**.

b)

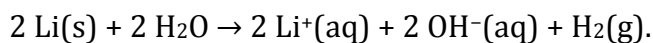
Enligt reaktionslikheten oxideras kobolt ($E_h = +0,28 \text{ V}$) och ur vattnet reduceras vätgas ($E_p = -0,83 \text{ V}$). Summan av oxidations- reduktionspotentialen är $-0,55 \text{ V}$, och **reaktionen sker därmed inte spontant**.

c)

Enligt reaktionslikheten oxideras bromidjonerna ($E_h = -1,07 \text{ V}$) och klor reduceras ($E_p = +1,36 \text{ V}$). Summan av oxidations- reduktionspotentialen är $+0,29 \text{ V}$, och **reaktionen sker därmed spontant**.

d)

Om det sker en reaktion kommer litium att oxideras och ur vattnet reduceras vätgas. Reaktionslikheten är



$E_h + E_p = +3,04 \text{ V} + (-0,83 \text{ V}) = +2,21 \text{ V}$, och **reaktionen sker därmed spontant**.

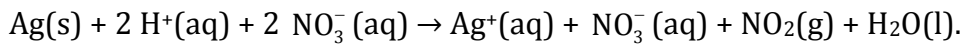
e)

Om det sker en reaktion kommer guld att oxideras ($E_h = -1,69 \text{ V}$) och klor att reduceras ($E_p = +1,36 \text{ V}$).

$E_h + E_p = -1,69 \text{ V} + 1,36 \text{ V} = -0,33 \text{ V}$, och **reaktionen sker därmed inte spontant**.

f)

Om det sker en reaktion kommer silver att oxideras och från salpetersyrans nitratjoner kommer det endera att frigöras kväveoxid NO (svag salpetersyralösning) eller kvävedioxid NO₂ (stark salpetersyralösning). Reaktionslikheterna är



$$E_h + E_p \text{ (den övre reaktionen)} = -0,80 \text{ V} + 0,96 \text{ V} = +0,16 \text{ V}.$$

$$E_h + E_p \text{ (den nedre reaktionen)} = -0,80 \text{ V} + 0,80 \text{ V} = +0,00 \text{ V}.$$

Endast **den övre reaktionen sker spontant.**

Svar:

Följande reaktioner är spontana

a) $(E_h + E_p = +0,32 \text{ V})$

c) $(E_h + E_p = +0,29 \text{ V})$

d) $(E_h + E_p = +2,21 \text{ V})$

f) $(E_h + E_p = +0,16 \text{ V}).$

Kapitel 2.3 Galvaniska element som strömkällor

2.28 En studerande var intresserad av hur elektrolytlösningens koncentration i ett elektrokemiskt par påverkar parets källspänning. Värdena i normalpotentialtabellen är så kallade standardvärden där jonkoncentrationen är $1,0 \text{ mol/dm}^3$ och temperaturen $25 \text{ }^\circ\text{C}$. Den studerande byggde ett zinkkopparpar och varierade koncentration av antingen zink eller kopparjoner samtidigt som lösningarnas temperatur hölls vid $25 \text{ }^\circ\text{C}$. Resultaten som den studerande fick finns i tabellen intill.

$c(\text{Zn}^{2+}) \text{ mol/dm}^3$	$c(\text{Cu}^{2+}) \text{ mol/dm}^3$	Uppmätt källspänning V
1,0	1,0	1,10
0,50	1,0	1,11
0,20	1,0	1,12
0,10	1,0	1,13
1,0	0,50	1,09
1,0	0,20	1,08
1,0	0,10	1,07

- a)** Bestäm med hjälp av resultaten hur en minskad koncentration av kopparjoner påverkar elementets källspänning.
- b)** Rita en graf som visar hur zink-jonkoncentrationen påverkar elementets källspänning när koppar-jonkoncentrationen är konstant.
- c)** När jonhalten i anod- och katodlösningen varierar kan vi beräkna parets källspänning med hjälp av den så kallade Nernsts ekvation. Ekvationen är:

$$E_{\text{par}} = E^0 - \frac{0,05916}{z} \cdot \log \frac{c(\text{anodlösning})}{c(\text{katodlösning})},$$

där

E^0 = elementets källspänning beräknad enligt normalpotentialerna i tabellen

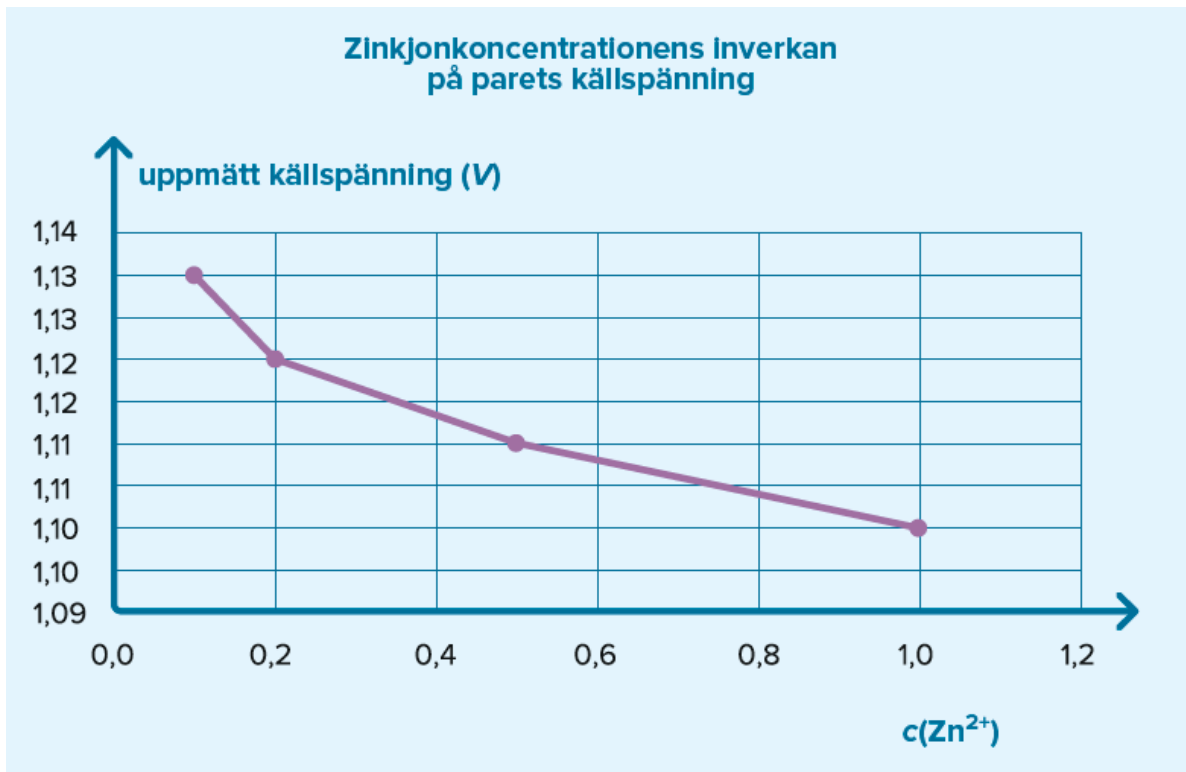
z = antalet elektroner som överförs i cellen.

Beräkna källspänningen för ett zink-kopparpar när zink-jonernas koncentration är $0,010 \text{ mol/dm}^3$ och kopparjonernas $1,0 \text{ mol/dm}^3$.

Lösning:

a) a) Värdet för parets källspänning sjunker när kopparjonkoncentrationen minskar.

b)



c)

Vi sätter in följande värden i ekvationen $E_{\text{par}} = E^0 - \frac{0,05916}{z} \cdot \log \frac{c(\text{anodlösning})}{c(\text{katodlösning})}$:

$$E^0 = E_h + E_p = +0,76 \text{ V} + (+0,34 \text{ V}) = +1,10 \text{ V}$$

$$z = 2$$

$$c(\text{anodlösning}) = 0,010 \text{ mol/dm}^3$$

$$c(\text{katodlösning}) = 1,0 \text{ mol/dm}^3$$

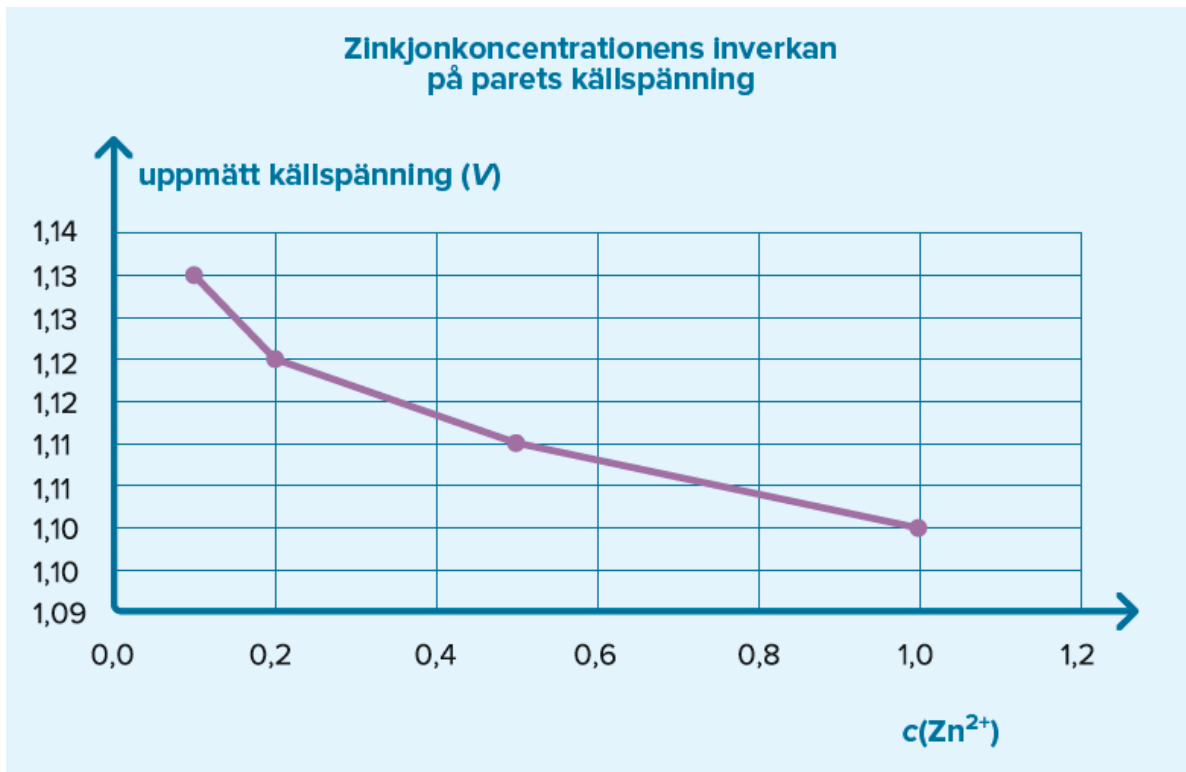
och löser ut E_{par} :

$$E_{\text{par}} = 1,10 - \frac{0,05916}{2} \cdot \log \frac{0,010}{1,0},$$

ur vilket vi får $E_{\text{par}} = (1,10 + 0,05916) \text{ V} = 1,16 \text{ V}$.

Svar:

- a) Källspänningens värde minskar.
b)



- c) $E_{\text{par}} = 1,16 \text{ V}$.

Kapitel 2.4 Elektrolys – en påtvingad redoxreaktion

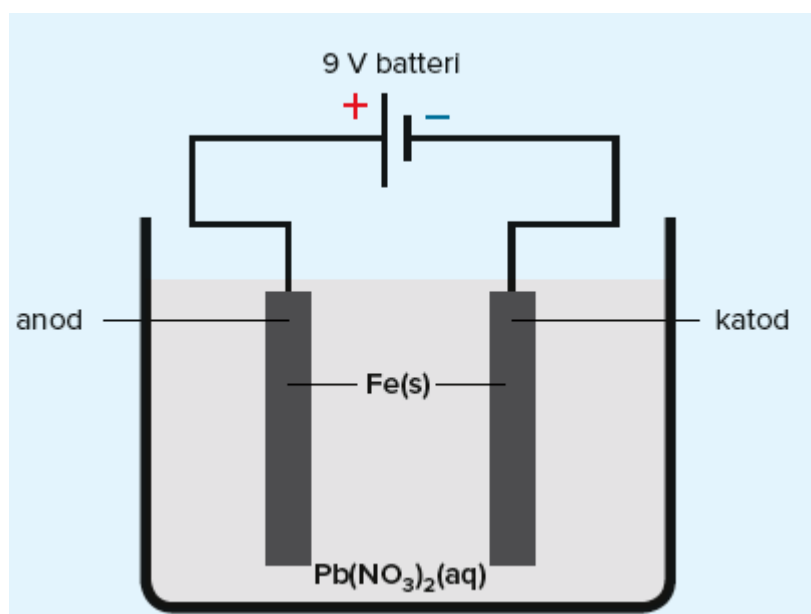
2.37 Två grupper med kemistuderande fick i uppgift att förklara elektrolys för de andra deltagarna på kemikursen.

Läraren gav grupp 1 följande redskap: järnelektroder, ett 9 V batteri, ledningar och en vattenlösning av blynitrat. Grupp 2 fick följande redskap: grafit Elektroder som katod och en zinkelektrod som anod, ledningar, spänningskälla och en vattenlösning av silvernitrat.

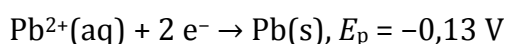
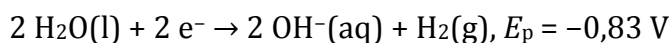
Hurdana laborationer ska grupperna göra? Rita en modell. Undersök med hjälp av normalpotentialerna vilka ämnen som bildades vid demonstrationerna.

Lösning:

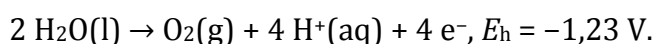
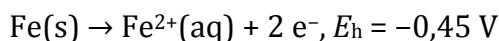
Grupp 1. Ritning av försöksuppsättningen:



Möjliga reduktionsreaktioner vid katoden:

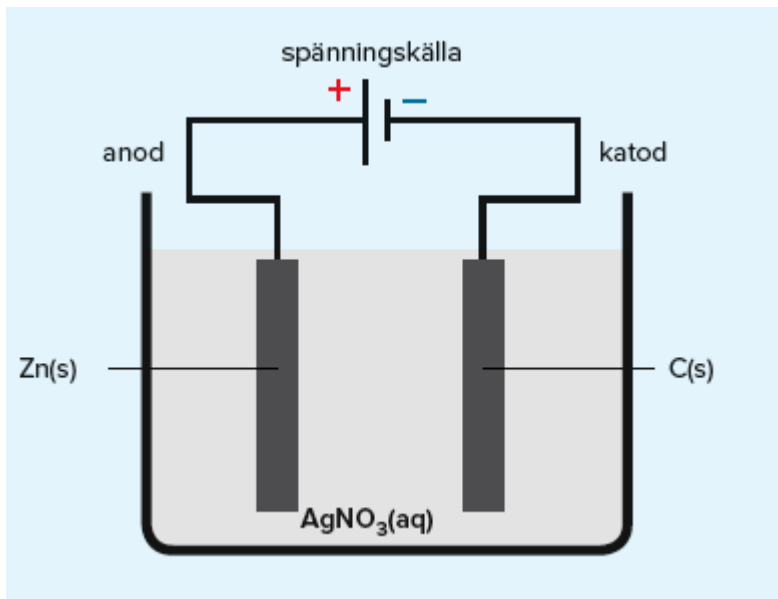


Möjliga oxidationsreaktioner vid anoden:

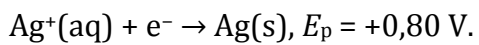
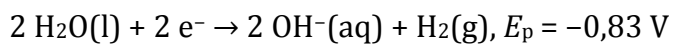


Vid katoden bildas det bly i grundämnesform. Vid anoden bildas det järn(II)-joner.

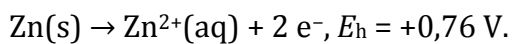
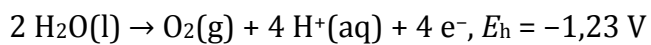
Grupp 2. Ritning av försöksuppsättningen:



Möjliga reduktionsreaktioner vid katoden:



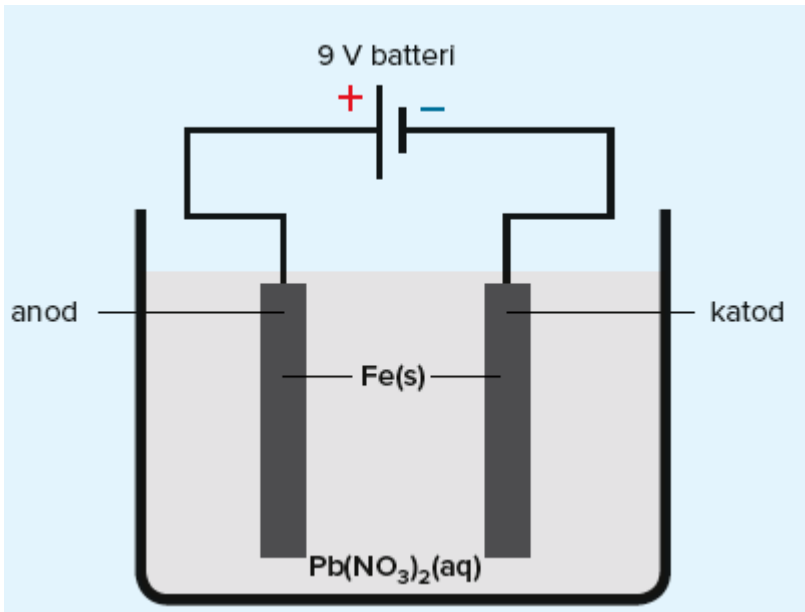
Möjliga oxidationsreaktioner vid anoden:



Vid katoden bildas det silver i grundämnesform. Vid anoden bildas det zink-joner.

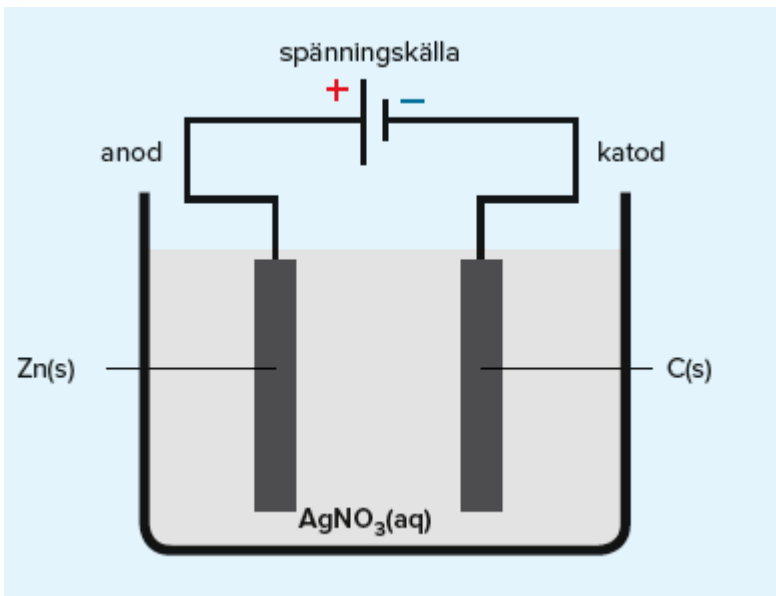
Svar:

Grupp 1. Ritning av försöksuppsättningen:



Det bildas bly vid katoden. Det bildas järn(II)joner vid anoden.

Grupp 2. Ritning av försöksuppsättningen



Det bildas syre vid katoden. Det bildas zinkjoner vid anoden.

2.39 Bestäm hur lång tid det tar att med elström men 10,0 A elektrolytiskt framställa

a) 5,0 mol silver ur en vattenlösning som innehåller Ag^+ -joner

b) $6,0 \cdot 10^6$ guldatomer ur en vattenlösning som innehåller Au^{3+} -joner

c) 1,0 kg aluminium ur en vattenlösning som innehåller Al^{3+} -joner.

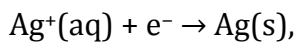
Lösning:

I alla delar av uppgiften använder vi oss av ekvationen $It = nzF$, ur vilken vi löser ut tiden (t) enligt följande:

$$t = \frac{n \cdot z \cdot F}{I}$$

a)

Reduktionsreaktionen för silverjonerna:



därmed får vi $z = 1$

$$I = 10,0 \text{ A}$$

$$n(\text{Ag}) = 5,0 \text{ mol}$$

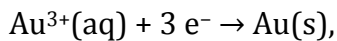
$$F = 96\,485 \text{ As/mol}$$

$$t = ?$$

$$t = \frac{5,0 \text{ mol} \cdot 1 \cdot 96\,485 \text{ A} \cdot \text{s/mol}}{10,0 \text{ A}} = 48\,242 \text{ s} \approx 48 \cdot 10^3 \text{ s} \approx 13 \text{ timmar.}$$

b)

Reduktionsreaktionen för guldjonerna:



därmed får vi $z = 3$

$$I = 10,0 \text{ A}$$

$$N(\text{Au}) = 6,0 \cdot 10^6$$

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ 1/mol}$$

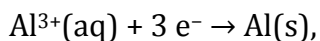
$$F = 96\,485 \text{ As/mol}$$

$$t = ?$$

$$t = \frac{\frac{6,0 \cdot 10^6}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ 1/mol}} \cdot 3 \cdot 96\,485 \text{ A} \cdot \text{s/mol}}{10,0 \text{ A}} = 2,884 \cdot 10^{-13} \text{ s} = 8,011 \cdot 10^{-17} \text{ h} \approx 8,0 \cdot 10^{-17} \text{ h.}$$

c)

Reduktionsreaktionen för aluminiumjonerna:



därmed får vi $z = 3$.

$$I = 10,0 \text{ A}$$

$$m(\text{Al}) = 1,0 \text{ kg} = 1\,000 \text{ g}$$

$$M(\text{Al}) = 26,98 \text{ g/mol}$$

$$F = 96\,485 \text{ As/mol}$$

$$t = ?$$

$$t = \frac{\frac{1\,000 \text{ g}}{26,98 \text{ g/mol}} \cdot 3 \cdot 96\,485 \text{ A} \cdot \text{s/mol}}{10,0 \text{ A}} = 1\,072\,850 \text{ s} = 298,0 \text{ h} \approx 3,0 \cdot 10^2 \text{ h.}$$

Svar:

- a) $t = 13$ timmar.
- b) $t = 8,0 \cdot 10^{-17}$ h.
- c) $t = 3,0 \cdot 10^2$ h.

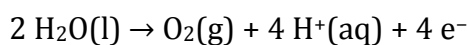
2.40 2.40 I en vattenlösning av silvernitrat pågick elektrolys i 30 minuter. Under elektrolysen reducerades 6,2 g silver.

- Skriv katod- och anodreaktionerna.
- Hur mycket elström användes?
- En hur stor volym (NTP) syre bildades?
- Hur många gram guld skulle det bildas på samma tid med samma strömstyrka i en vattenlösning av guld(III)klorid?

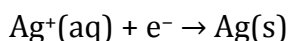
Lösning:

a)

anodreaktion:



katodreaktion:



b)

$$m(\text{Ag}) = 6,2 \text{ g}$$

$$M(\text{Ag}) = 107,87 \text{ g/mol}$$

$$F = 96\,485 \text{ As/mol}$$

$$t = 30 \text{ min} = 1\,800 \text{ s}$$

$$I = ?$$

$$It = nzF \Rightarrow I = \frac{n(\text{Ag}) \cdot zF}{t} = \frac{m(\text{Ag}) \cdot zF}{M(\text{Ag}) \cdot t} = \frac{6,2 \text{ g} \cdot 1 \cdot 96\,485 \text{ As/mol}}{107,87 \text{ g/mol} \cdot 1\,800 \text{ s}} = 3,081 \text{ A} \approx 3,1 \text{ A.}$$

c)

Utifrån anodreaktionen $z = 4$

$$I = 3,081 \text{ A (från a-uppgiften)}$$

$$t = 30 \text{ min} = 1\,800 \text{ s}$$

$$F = 96\,485 \text{ As/mol}$$

$$V_{\text{m}} = 22,41 \text{ dm}^3/\text{mol}$$

$$V(\text{O}_2) = ?$$

Vi beräknar substansmängden för syre med hjälp av ekvationen $It = nzF$, ur vilken vi får

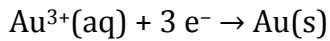
$$n(\text{O}_2) = \frac{It}{zF} = \frac{3,081 \text{ A} \cdot 1\,800 \text{ s}}{4 \cdot 96\,485 \text{ As/mol}} = 0,01437 \text{ mol.}$$

Volymen för syre i NTP-förhållanden är:

$$V(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \cdot V_m = 0,01437 \text{ mol} \cdot 22,41 \text{ dm}^3/\text{mol} = 0,3220 \text{ dm}^3 \approx 0,32 \text{ dm}^3.$$

d)

Utifrån reduktionsreaktionen för guldjonerna



får vi

$$z = 3$$

$$I = 3,081 \text{ A (från a-uppgiften)}$$

$$t = 30 \text{ min} = 1\,800 \text{ s}$$

$$F = 96\,485 \text{ As/mol}$$

$$M(\text{Au}) = 196,97 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{Au}) = ?$$

Vi löser ut massan för guld med hjälp av ekvationen $It = nzF = \frac{m}{M}zF$, ur vilken vi får

$$m(\text{Au}) = \frac{It \cdot M(\text{Au})}{zF} = \frac{3,081 \text{ A} \cdot 1\,800 \text{ s} \cdot 196,97 \text{ g/mol}}{3 \cdot 96\,485 \text{ As/mol}} = 3,774 \text{ g} \approx 3,8 \text{ g}.$$

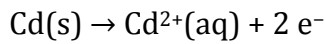
Svar:

- a)** anodreaktion: $2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{O}_2(\text{g}) + 4 \text{H}^+(\text{aq}) + 4 \text{e}^-$
katodreaktion: $\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}(\text{s})$.
- b)** $I = 3,1 \text{ A}$.
- c)** $V(\text{O}_2) = 0,32 \text{ dm}^3$.
- d)** $m(\text{Au}) = 3,8 \text{ g}$.

2.41 En kamera som förbrukar 50 milliamper ström fungerar med Ni-Cd-batteri. Hur många milligram kadmiummetall oxideras när kameran används i 2,0 timmar?

Lösning:

Utifrån oxidationsreaktionen för kadmium



får vi

$$z = 2$$

$$I = 150 \text{ mA} = 0,150 \text{ A}$$

$$t = 2,0 \text{ h} = 7\,200 \text{ s}$$

$$F = 96\,485 \text{ As/mol}$$

$$M(\text{Cd}) = 112,41 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{Cd}) = ?$$

Vi löser ut massan för kadmium med hjälp av ekvationen $It = nzF = \frac{m}{M}zF$, ur vilken vi får

$$m(\text{Cd}) = \frac{It \cdot M(\text{Cd})}{zF} = \frac{0,150 \text{ A} \cdot 7\,200 \text{ s} \cdot 112,41 \text{ g/mol}}{2 \cdot 96\,485 \text{ As/mol}} = 0,6292 \text{ g} \approx 630 \text{ mg.}$$

Svar:

$$m(\text{Cd}) = 630 \text{ mg.}$$

2.42 I elektrolys av en viss saltsmälta bildades 1,40 g metall i katoden. Vid elektrolysen användes 6,50 A ström och den varade i 23 minuter. Vilken metall var det frågan om, då formeln för dess salt som innehåller klor är MCl_3 .

Lösning:

$$m(M) = 1,40 \text{ g}$$

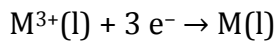
$$I = 6,50 \text{ A}$$

$$t = 23 \text{ min} = 1\,380 \text{ s}$$

$$F = 96\,485 \text{ As/mol}$$

$$M = ?$$

Utifrån den givna formeln (MCl_3) är metalljonens laddning M^{3+} . Utifrån reduktionsreaktionen för metalljonerna



får vi $z = 3$. Vi löser ut metallens molmassa M ur ekvationen $It = nzF = \frac{m}{M} \cdot z \cdot F$, ur vilken vi får

$$M(M) = \frac{m(M) \cdot z \cdot F}{I \cdot t} = \frac{1,40 \text{ g} \cdot 3 \cdot 96\,485 \text{ As/mol}}{6,50 \text{ A} \cdot 1\,380 \text{ s}} = 45,18 \approx 45,2 \text{ g/mol.}$$

I tabellboken ser vi att det grundämne som har en molmassa som är närmast vårt beräknade värde är skandium (Sc) med molmassan (44,96 g/mol).

Svar:

Metallen är skandium.

2.43 Iridium är en ädelmetall som påminner om platina. Det är den metall som tål korrosion bäst. Iridium används bland annat i änden på tändstift och blandat i platina när man tillverkar metallstycken som ska tåla höga temperaturer. Man får metalliskt iridium genom att reducera det elektrolytiskt. Vid en elektrolys bildades 5,07 g iridium då man ledde 3,20 A-ström i 40 minuter genom smältan av en förening som innehöll iridium. Vilket var oxidationstalet för iridium i nämnda förening?

Lösning:

$$I = 3,20 \text{ A}$$

$$m(\text{Ir}) = 5,07 \text{ g}$$

$$M(\text{Ir}) = 192,22 \text{ g/mol}$$

$$t = 40,0 \text{ min} = 2\,400 \text{ s}$$

$$F = 96\,485 \text{ As/mol}$$

$$z = ?$$

Vi löser ut substansmängden för det iridium som bildas i elektrolysen:

$$n(\text{Ir}) = \frac{m(\text{Ir})}{M(\text{Ir})} = \frac{5,07 \text{ g}}{192,22 \text{ g/mol}} = 0,026376 \text{ mol.}$$

Vi löser ut z ur ekvationen z och får $It = nzF$ och får

$$z = \frac{I \cdot t}{n \cdot F} = \frac{3,20 \text{ A} \cdot 2\,400 \text{ s}}{0,026376 \text{ mol} \cdot 96\,485 \text{ As/mol}} = 3,02 \approx 3.$$

Oxidationstalet för iridium i den nämnda föreningen var därmed +III.

Svar:

Oxidationstalet för iridium var +III.

2.44 På kemilektionen framställde man vätgas genom att spjälka vatten elektrolytiskt. Hur länge tog det att framställa 25 milliliter vätgas då man använde 25 mA:s ström? Vätgasens temperatur var 22 °C och tryck 0,99 bar.

Lösning:

$$V(\text{H}_2) = 25 \text{ ml} = 0,025 \text{ dm}^3$$

$$I = 25 \text{ mA} = 0,025 \text{ A}$$

$$T = (22 + 273,15) \text{ K} = 295,15 \text{ K}$$

$$p = 0,99 \text{ bar}$$

$$R = 0,0831451 \frac{\text{bar} \cdot \text{dm}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

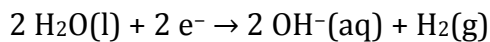
$$F = 96\,485 \text{ As/mol}$$

$$t = ?$$

Vi beräknar substansmängden för det väte som framställts med hjälp av ideala gaslagen $pV = nRT$, ur vilken vi får

$$n(\text{H}_2) = \frac{pV}{RT} = \frac{0,99 \text{ bar} \cdot 0,025 \text{ dm}^3}{0,0831451 \frac{\text{bar} \cdot \text{dm}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 295,15 \text{ K}} = 0,001009 \text{ mol.}$$

Utifrån reduktionsreaktionen för väte



får vi $z = 2$. Vi löser ut tiden ur ekvationen $It = nzF$, och får

$$t = \frac{nzF}{I} = \frac{0,001009 \text{ mol} \cdot 2 \cdot 96\,485 \text{ As/mol}}{0,025 \text{ A}} = 7\,788 \text{ s} \approx 2,2 \text{ h.}$$

Svar:

$$t = 2,2 \text{ h.}$$

2.45 Beräkna.

a) Hur mycket ström behövs för att förkromma kofångaren på en bil med ett 0,23 mm tjockt kromlager, då kofångaren har arean 0,32 m²? Förkromningen görs i en lösning som innehåller kromatjoner CrO₄²⁻ (kromets densitet är 7,20 g/cm³.)

b) Hur mycket ström behövs för att utföra förkromningen på en minut?

Lösning:

a)

Oxidationstalet för krom i kromatjonen CrO₄²⁻ är +VI. För att reducera en kromatom behöver vi 6 elektroner, alltså $z = 6$.

$$F = 96\,485 \text{ As/mol}$$

$$M(\text{Cr}) = 52,00 \text{ g/mol}$$

$$Q = ?$$

Vi beräknar massan för det krom som behövs med hjälp av kofångarens area, tjockleken på kromlagret och densiteten för krom:

$$m(\text{Cr}) = 3\,200 \text{ cm}^2 \cdot 0,023 \text{ cm} \cdot 7,20 \text{ g/cm}^3 = 529,9 \text{ g.}$$

Vi beräknar substansmängden för det krom som behövs:

$$n(\text{Cr}) = \frac{m(\text{Cr})}{M(\text{Cr})} = \frac{529,9 \text{ g}}{52,00 \text{ g/mol}} = 10,19 \text{ mol.}$$

Den efterfrågade strömmen kan vi lösa ut ur ekvationen $Q = n \cdot z \cdot F$, ur vilken vi får

$$Q = 10,19 \text{ mol} \cdot 6 \cdot 96\,485 \text{ As/mol} = 5,899 \cdot 10^6 \text{ As} \approx 5,9 \cdot 10^6 \text{ As.}$$

b)

$$t = 60 \text{ s}$$

$$Q = 5,899 \cdot 10^6 \text{ As (från a-uppgiften)}$$

$$I = ?$$

Vi löser ut I ur ekvationen $Q = I \cdot t$ och får

$$I = \frac{Q}{t} = \frac{5,899 \cdot 10^6 \text{ As}}{60 \text{ s}} = 98\,320 \text{ A} \approx 98 \text{ kA.}$$

Svar:

a) $Q = 5,9 \cdot 10^6 \text{ As.}$

b) $I = 98 \text{ kA}$.

2.46 Man vill belägga en 1,00 dm² stor metallskiva med ett 0,0020 cm tjockt zinklager. Som elektrolyt används en vattenlösning av zinkklorid och som anod en platta av ren zink.

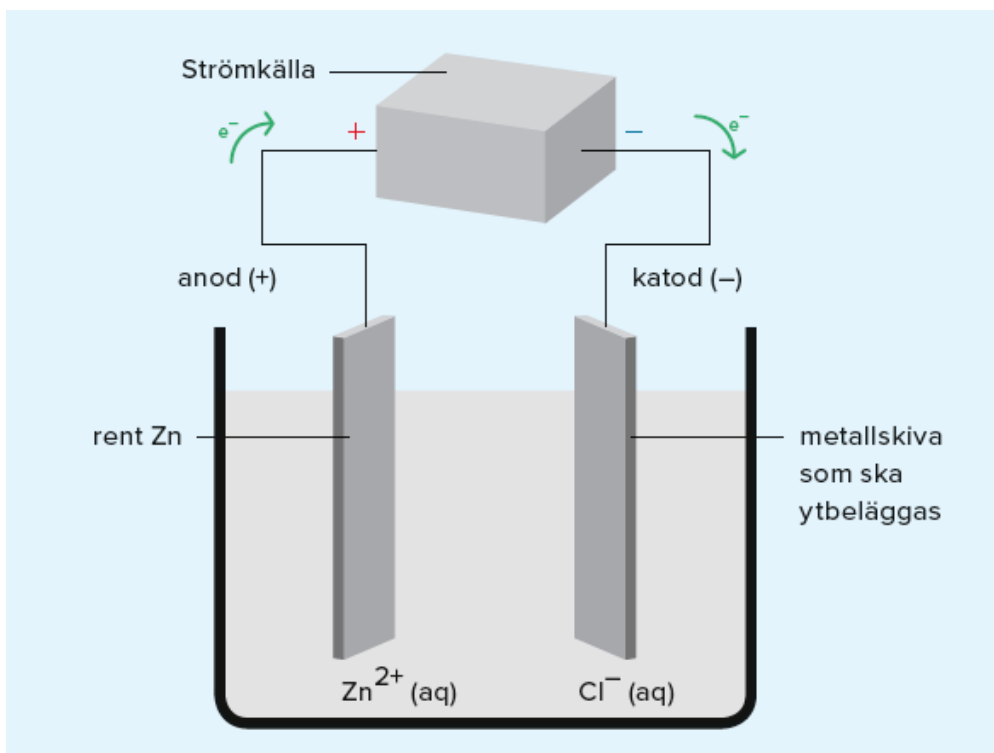
a) Rita av apparaturen.

b) Skriv anod- och katodreaktionerna.

c) Kna hur länge det tar att göra beläggningen, då man använder 2,5 A:s ström och verkningsgraden är 93 procent. Densiteten för zink är 7,13 g/cm³.

Lösning:

a)



b)

Anodreaktion: $\text{Zn(s)} \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$

Katodreaktion: $\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn(s)}$

c)

Utifrån oxidations- reduktionsreaktionen för zink är $z = 2$,

$$I = 0,93 \cdot 2,5 \text{ A} = 2,325 \text{ A}$$

$$F = 96\,485 \text{ As/mol}$$

$$t = ?$$

Vi beräknar massan för det zink som behövs för beläggningen med hjälp av metallskivans area, tjockleken på beläggningen och densiteten för zink:

$$m(\text{Zn}) = 100 \text{ cm}^2 \cdot 0,0020 \text{ cm} \cdot 7,13 \text{ g/cm}^3 = 1,426 \text{ g.}$$

Vi beräknar substansmängden för det zink som behövs:

$$M(\text{Zn}) = 65,38 \text{ g/mol}$$

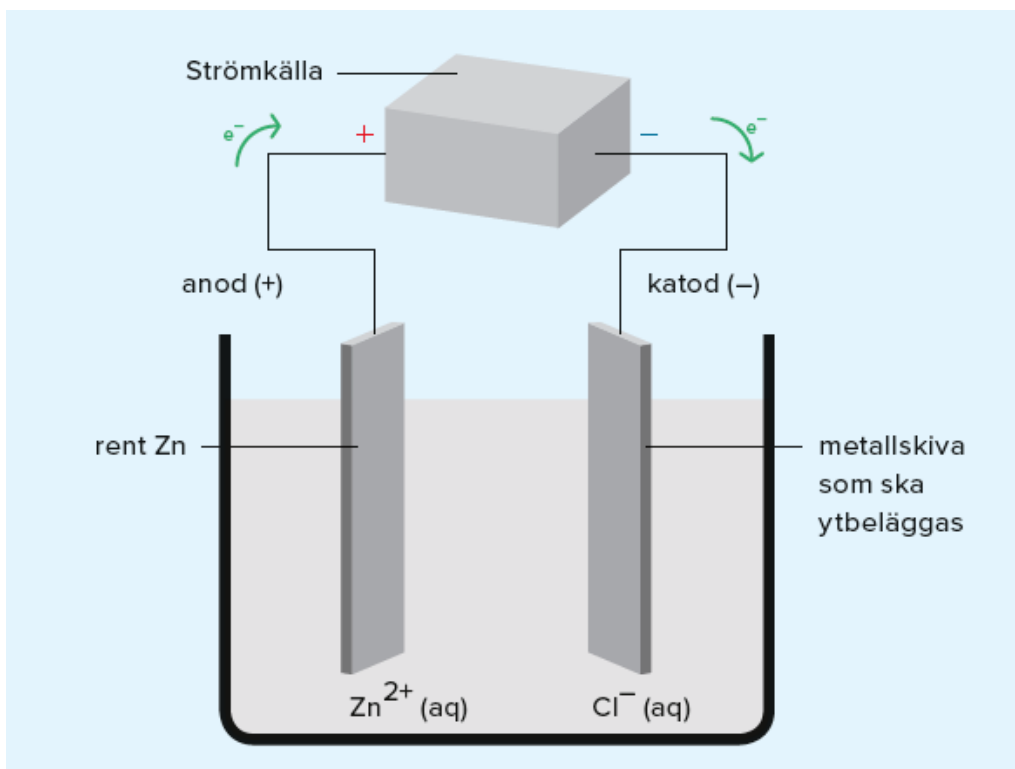
$$\Rightarrow n(\text{Zn}) = \frac{m(\text{Zn})}{M(\text{Zn})} = \frac{1,426 \text{ g}}{65,38 \text{ g/mol}} = 0,02181 \text{ mol.}$$

Vi löser ut t ur ekvationen $It = nzF$ och får

$$t = \frac{n(\text{Zn}) \cdot zF}{I} = \frac{0,02181 \text{ mol} \cdot 2 \cdot 96\,485 \text{ As/mol}}{2,325 \text{ A}} = 1\,810 \text{ s} = 30,17 \text{ min} \approx 30 \text{ min.}$$

Svar:

a)



b) Anodreaktion: $\text{Zn}(\text{s}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 e^{-}$
Katodreaktion: $\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 e^{-} \rightarrow \text{Zn}(\text{s})$.

c) $t = 30 \text{ min}$

2.47 En saltsmälta innehåller 10,7 gram natriumjoner och 1,3 gram magnesiumjoner. Hur länge måste elektrolysen pågå för att man ska få ut 1,0 gram natrium från lösningen när man har en likströmskälla på 5,0 A till sitt förfogande?

Lösning:

$$m(\text{Na}^+) = 10,7 \text{ g}$$

$$m(\text{Mg}^{2+}) = 1,3 \text{ g}$$

$$m(\text{Na}) = 1,0 \text{ g}$$

$$M(\text{Mg}) = 24,31 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{Na}) = 22,99 \text{ g/mol}$$

$$I = 5,0 \text{ A}$$

$$F = 96\,485 \text{ As/mol}$$

$$t = ?$$

Utifrån metallernas ädelhetsordning kommer magnesiumjonerna att vara de första som reduceras i blandningen. Vi beräknar substansmängden för magnesiumjonerna:

$$n(\text{Mg}^{2+}) = \frac{m(\text{Mg}^{2+})}{M(\text{Mg})} = \frac{1,3 \text{ g}}{24,31 \text{ g/mol}} = 0,05348 \text{ mol.}$$

Utifrån reduktionsreaktionen för magnesiumjonerna $\text{Mg}^{2+}(\text{l}) + 2 \text{ e}^- \rightarrow \text{Mg}(\text{l})$

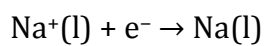
får vi $z = 2$. Vi löser ut tiden som krävs för att magnesiumjonerna ska reduceras ur ekvationen $It = nzF$ och får:

$$t = \frac{n(\text{Mg}^{2+}) \cdot z \cdot F}{I} = \frac{0,05348 \text{ mol} \cdot 2 \cdot 96\,485 \text{ As/mol}}{5,0 \text{ A}} = 2\,064 \text{ s.}$$

Vi beräknar substansmängden för det natrium man borde få ut från lösningen:

$$n(\text{Na}) = \frac{m(\text{Na})}{M(\text{Na})} = \frac{1,0 \text{ g}}{22,99 \text{ g/mol}} = 0,04350 \text{ mol.}$$

Utifrån reduktionsreaktionen för natriumjonerna



får vi $z = 1$. Vi löser ut tiden som krävs för att natriumjonerna ska reduceras ur ekvationen $It = nzF$ och får:

$$t = \frac{n(\text{Na}^+) \cdot z \cdot F}{I} = \frac{0,04350 \text{ mol} \cdot 1 \cdot 96\,485 \text{ As/mol}}{5,0 \text{ A}} = 839,4 \text{ s.}$$

Den totala tiden som krävs för att vi ska få ut 1,0 gram natrium från lösningen är

$$2\,064 \text{ s} + 839,4 \text{ s} = 2\,903,4 \text{ s} \approx 48 \text{ min.}$$

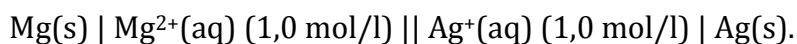
Svar:

$$t = 48 \text{ min.}$$

Del 2 Öva mera!

Studentexamensuppgifter

1. Vi granskar en galvanisk cell (25 °C), med följande cellformel:



a) Bestäm cellens källspänning och skriv cellens helhetsreaktion. (2p)

b) Hur stor är jonkoncentrationen i halvcellerna Mg^{2+} - och Ag^{+} när man har tagit 100 mA elström från cellen i 8,0 timmar? Båda halvcellerna har en lösningsvolym på 150 milliliter. (4p)

(Studentexamen hösten 2016)

Lösning:

a)

Vid anoden oxideras magnesiumet: $\text{Mg(s)} \rightarrow \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^{-}$.

Vid katoden reduceras silverjonerna: $\text{Ag}^{+}(\text{aq}) + \text{e}^{-} \rightarrow \text{Ag(s)}$.

Cellens helhetsreaktion är $\text{Mg(s)} + 2 \text{Ag}^{+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Ag(s)}$.

$$E_{\text{h}}(\text{Mg}) = +2,37 \text{ V}$$

$$E_{\text{p}}(\text{Ag}^{+}) = +0,80 \text{ V}$$

$$\text{Källspänningen}/E_{\text{par}} = 2,37 \text{ V} + 0,80 \text{ V} = 3,17 \text{ V}.$$

b)

$$I = 100 \text{ mA} = 0,100 \text{ A}$$

$$t = 8,0 \text{ h} = 28\,800 \text{ s}$$

$$F = 96\,485 \text{ As/mol}$$

Ur magnesiumets oxidationsreaktion får vi $z = 2$.

Ur silverjonernas reduktionsreaktion får vi $z = 1$.

$$V(\text{lösning}) = 150 \text{ ml} = 0,150 \text{ dm}^3$$

$$c(\text{Mg}^{2+}) = ?$$

$$c(\text{Ag}^{+}) = ?$$

Vi löser ut substansmängden för de magnesiumjoner som oxideras ur ekvationen $It = nzF$ och får

$$n(\text{Mg}^{2+}) = \frac{I \cdot t}{z \cdot F} = \frac{0,100 \text{ A} \cdot 28\,800 \text{ s}}{2 \cdot 96\,485 \text{ As/mol}} = 0,014925 \text{ mol.}$$

Koncentrationen av magnesiumjoner ökar och den nya jonkoncentrationen är:

$$c(\text{Mg}^{2+}) = 1,0 \text{ mol/l} + \frac{0,014925 \text{ mol}}{0,150 \text{ l}} = 1,0995 \text{ mol/l} \approx 1,1 \text{ mol/l.}$$

(OBS! Vid additionen bestäms de gällande siffrorna utifrån antalet decimaler, alltså finns det en decimal i svaret.)

Vi beräknar substansmängden för de silverjoner som reduceras med hjälp av ekvationen $It = nzF$ och får

$$n(\text{Ag}^+) = \frac{I \cdot t}{z \cdot F} = \frac{0,100 \text{ A} \cdot 28\,800 \text{ s}}{1 \cdot 96\,485 \text{ As/mol}} = 0,029849 \text{ mol.}$$

Koncentrationen av silverjoner minskar och den nya jonkoncentrationen är:

$$c(\text{Ag}^+) = 1,0 \text{ mol/l} - \frac{0,029849 \text{ mol}}{0,150 \text{ l}} = 0,80101 \text{ mol/l} \approx 0,8 \text{ mol/l.}$$

(OBS! Vid subtraktion bestäms de gällande siffrorna utifrån antalet decimaler, alltså finns det en decimal i svaret.)

Svar:

- a) Källspänningen är 3,17 V.
Cellens helhetsreaktion är
 $\text{Mg(s)} + 2 \text{Ag}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Ag(s)}.$
- b) $c(\text{Mg}^{2+}) = 1,1 \text{ mol/l}$
 $c(\text{Ag}^+) = 0,8 \text{ mol/l}.$

2. Litiummetall framställs genom att smält litium klorid elektrolyseras med inerta grafit elektroder med 10,0 A elström i 2,00 timmar.

a) Räkna ut massan på den litiummetall som bildas vid elektrolysen. En hur stor volym klorgas bildas på samma tid när gasens temperatur är 290 °C och tryck 101,325 kPa? (4p)

b) Vattenlösning av litiumklorid elektrolyseras med inerta grafit elektroder. Lösningens koncentration är 1,0 mol/l och temperatur 25 °C. Vilka är anod- och katodreaktionerna? (2p)
(Studentexamen 2016)

Lösning:

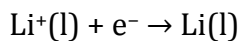
a)

$$I = 10,0 \text{ A}$$

$$t = 2,00 \text{ h} = 7\,200 \text{ s}$$

$$F = 96\,485 \text{ As/mol}$$

Utifrån reduktionsreaktionen för litiumjonerna



får vi $z = 1$

$$M(\text{Li}) = 6,941 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{Li}) = ?$$

Vi beräknar substansmängden för de litiumjoner som reduceras med hjälp av ekvationen $It = nzF$ och får

$$n(\text{Li}^+) = \frac{I \cdot t}{z \cdot F} = \frac{10,0 \text{ A} \cdot 7\,200 \text{ s}}{1 \cdot 96\,485 \text{ As/mol}} = 0,74623 \text{ mol.}$$

Massan för det litium som bildas är $m(\text{Li}) = 0,74623 \text{ mol} \cdot 6,941 \text{ g/mol} = 5,1796 \text{ g} \approx 5,18 \text{ g.}$

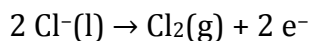
$$p(\text{Cl}_2) = 101,325 \text{ kPa}$$

$$T(\text{Cl}_2) = (290 + 273,15) \text{ K} = 563,15 \text{ K}$$

$$R = 8,31451 \frac{\text{Pa} \cdot \text{m}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$V(\text{Cl}_2) = ?$$

Utifrån oxidationsreaktionen för kloridjonerna



får vi $z = 2$. Vi beräknar substansmängden för de kloridjoner som oxideras med hjälp av ekvationen $It = nzF$ och får

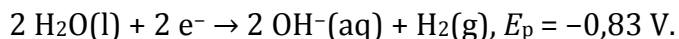
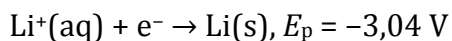
$$n(\text{Cl}^{-}) = \frac{I \cdot t}{z \cdot F} = \frac{10,0 \text{ A} \cdot 7 \cdot 200 \text{ s}}{2 \cdot 96 \, 485 \text{ As/mol}} = 0,37311 \text{ mol.}$$

Vi löser ut volymen för kloreten ur tillståndsekvationen för en ideal gas $pV = nRT$ och får

$$V(\text{Cl}_2) = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{0,37311 \text{ mol} \cdot 8,31451 \frac{\text{Pa} \cdot \text{m}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 563,15 \text{ K}}{101,325 \cdot 10^3 \text{ Pa}} = 0,017242 \text{ m}^3 \approx 17,2 \text{ dm}^3.$$

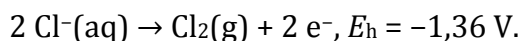
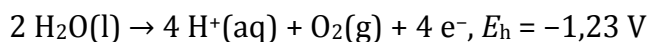
b)

De möjliga reduktionsreaktionerna vid katoden är:



Eftersom vätes reduktionspotential från vatten är större kommer det att bildas väte vid katoden.

De möjliga oxidationsreaktionerna vid anoden är:

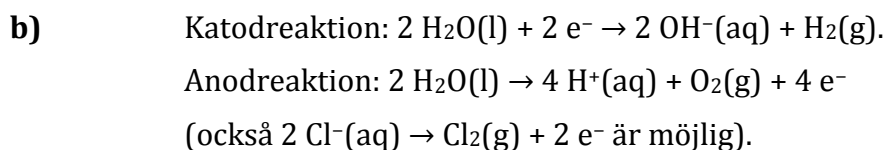


Eftersom syres oxidationspotential från vatten är större kommer det att bildas syre vid anoden.

(OBS! I svaret kan man också nämna att även klor kan bildas eftersom klor har en oxidationspotential som är mycket nära syres oxidationspotential.)

Svar:

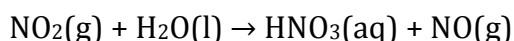
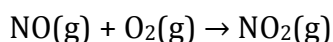
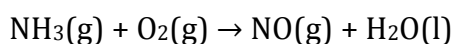
a) $m(\text{Li}) = 5,18 \text{ g}, V(\text{Cl}_2) = 17,2 \text{ dm}^3$



Del 3 Reaktionsserier och blandningsberäkning

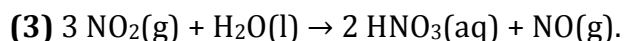
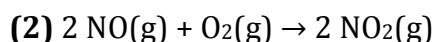
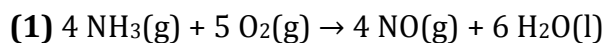
Kapitel 3.1 Matematisk bearbetning av reaktionsserier

3.1 Salpetersyra framställs industriellt av ammoniak med den så kallade Ostwald-metoden, enligt följande reaktionslikhet: Balansera först reaktionerna för sig och skriv en reaktionslikhet för deras totalreaktion. Hur många mol ammoniak behövs för att få 1,0 mol salpetersyra? Använd reaktionslikheten för totalreaktionen.



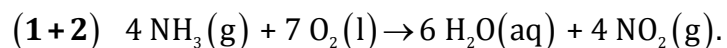
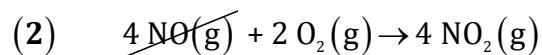
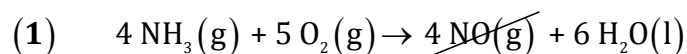
Lösning:

De balanserade reaktionslikheterna är (reaktionslikheterna är numrerade för sammansättandet av totalreaktionen):

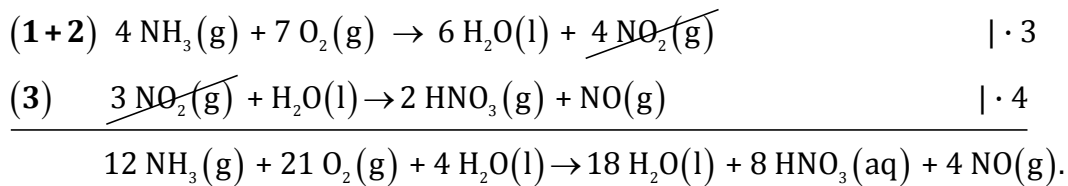


Det gemensamma ämnet för reaktionerna **(1)** och **(2)** är kvävemonoxid NO.

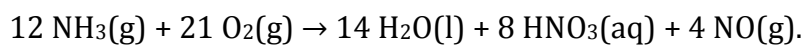
Vi eliminerar kvävemonoxiden genom att multiplicera reaktion **(2)** med två och därefter räkna ihop reaktionerna **(1)** och **(2)** i ett ekvationssystem. Reaktionen som vi nu får betecknas **(1+2)**.



I följande skede eliminerar vi det gemensamma ämnet för reaktion **(1+2)** och reaktion **(3)**, det vill säga kvävedioxid NO_2 , genom att multiplicera reaktion **(1+2)** med tre och reaktion **(3)** med fyra. Vi räknar därefter ihop reaktionslikheterna i ett ekvationssystem och får:



Vi kan ännu förkorta bort fyra mol vattenmolekyler från vardera sida av reaktionslikheten. Reaktionslikheten för totalreaktionen är nu:



Utifrån reaktionslikheten för totalreaktionen får vi

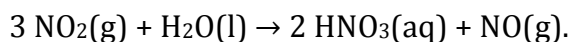
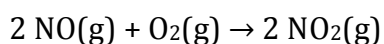
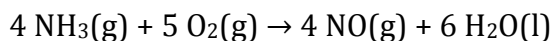
$$\frac{n(\text{NH}_3)}{n(\text{HNO}_3)} = \frac{12}{8} = 1,5$$

$$\Rightarrow n(\text{NH}_3) = 1,5 \cdot n(\text{HNO}_3).$$

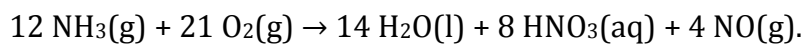
När $n(\text{HNO}_3) = 1,0$ mol, behövs det $n(\text{NH}_3) = 1,5 \cdot 1,0$ mol = 1,5 mol.

Svar:

Reaktionslikheterna är:

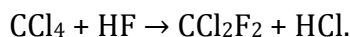
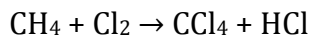


Reaktionslikheten för totalreaktionen är:



$$n(\text{NH}_3) = 1,5 \text{ mol.}$$

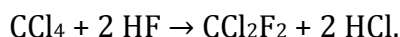
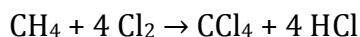
3.2 CFC-föreningar, så kallade freoner, användes tidigare som drivgas och kylmedel. Eftersom de här ämnena bidrog till uttunningen av jordens ozonskikt har man slutat att använda dem och i stället utvecklat ämnen som inte är lika skadliga för miljön. Den vanligaste freonen, difluordiklormetan, framställdes enligt följande reaktionsserie:



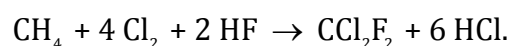
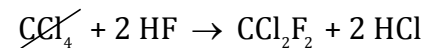
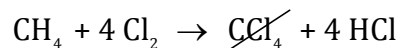
Balansera reaktionslikheterna, skriv reaktionslikheten för totalreaktionen och beräkna hur stor volym klorgas som behövs (vid NTP-förhållanden) för att det ska bildas 156 mg difluordiklormetan.

Lösning:

När vi balanserar reaktionslikheterna skilt för sig får vi:



Eftersom koefficienten för det gemensamma ämnet CCl_4 är samma i båda reaktionerna kan vi räkna ihop reaktionerna i ett ekvationssystem och få totalreaktionen:



$$m(\text{CCl}_2\text{F}_2) = 156 \text{ mg} = 0,156 \text{ g}$$

$$M(\text{CCl}_2\text{F}_2) = 120,91 \text{ g/mol}$$

$$V_m = 22,41 \text{ dm}^3/\text{mol}$$

$$V(\text{Cl}_2) = ?$$

Substansmängden för difluordiklormetan är:

$$n(\text{CCl}_2\text{F}_2) = \frac{m(\text{CCl}_2\text{F}_2)}{M(\text{CCl}_2\text{F}_2)} = \frac{0,156 \text{ g}}{120,91 \text{ g/mol}} = 0,0012902 \text{ mol}$$

Utifrån reaktionslikheten för totalreaktionen får vi:

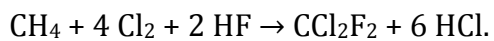
$$\frac{n(\text{Cl}_2)}{n(\text{CCl}_2\text{F}_2)} = \frac{4}{1} \Rightarrow n(\text{Cl}_2) = 4 \cdot n(\text{CCl}_2\text{F}_2) = 4 \cdot 0,0012902 \text{ mol} = 0,0051608 \text{ mol}.$$

Volymen för klorgas är under NTP-förhållanden:

$$V(\text{Cl}_2) = n(\text{Cl}_2) \cdot V_m = 0,0051608 \text{ mol} \cdot 22,41 \text{ dm}^3/\text{mol} = 0,11565 \text{ dm}^3 \approx 0,116 \text{ dm}^3.$$

Svar:

Reaktionslikheten för totalreaktionen är:



$$V(\text{Cl}_2) = 0,116 \text{ dm}^3.$$

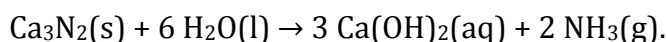
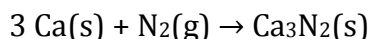
3.3 Vid höga temperaturer reagerar kvävgas med kalciummetall så att det bildas kalciumnitrid, Ca_3N_2 . När man låter det här fasta ämnet reagera med vatten, bildas en vattenlösning av kalciumhydroxid och ammoniakgas.

a) Skriv reaktionslikheterna för de här reaktionerna och för totalreaktionen. Märkt ut ämnenas aggregationstillstånd vid rumstemperatur.

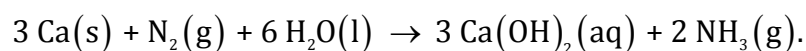
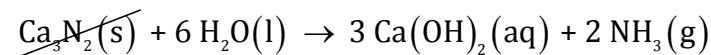
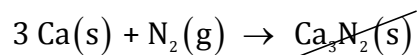
b) Beräkna hur många kilogram ammoniak man som mest kan producera om man har tillgång till $0,800 \text{ m}^3$ kvävgas (NTP) och $3,50 \text{ kg}$ kalciummetall.

Lösning:

a) När vi skriver och balanserar reaktionslikheterna för sig får vi:



Eftersom koefficienten för det gemensamma ämnet (Ca_3N_2) är samma i båda reaktionerna kan vi eliminera den genom att räkna ihop reaktionerna i ett ekvationssystem. Vi får då reaktionslikheten för totalreaktionen:



b)

$$V(\text{N}_2) = 800 \text{ dm}^3$$

$$m(\text{Ca}) = 3,50 \text{ kg} = 3\,500 \text{ g}$$

$$M(\text{Ca}) = 40,08 \text{ g/mol}$$

$$V_m = 22,41 \text{ dm}^3/\text{mol}$$

$$M(\text{NH}_3) = 17,034 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{NH}_3) = ?$$

I uppgiften ges mängden för två av ursprungämnena (kvävgas och kalcium) och därför måste vi först lösa ut vilken som är den begränsande faktorn i reaktionen.

Substansmängden för kvävgas är:

$$n(\text{N}_2) = \frac{V(\text{N}_2)}{V_m} = \frac{800 \text{ dm}^3}{22,41 \text{ dm}^3/\text{mol}} = 35,698 \text{ mol.}$$

Substansmängden för kalcium är:

$$n(\text{Ca}) = \frac{m(\text{Ca})}{M(\text{Ca})} = \frac{3\,500\text{ g}}{40,08\text{ g/mol}} = 87,325\text{ mol.}$$

Utifrån reaktionslikheten för totalreaktionen får vi $\frac{n(\text{Ca})}{n(\text{N}_2)} = \frac{3}{1}$.

Utifrån detta krävs det $3 \cdot 35,698\text{ mol} = 107,09\text{ mol}$ kalcium för att $35,698\text{ mol}$ kvävgas ska reagera fullständigt.

Eftersom vi endast har tillgång till $87,325\text{ mol}$ kalcium kommer kalciumet att ta slut först och är alltså den begränsande faktorn i reaktionen. Vi beräknar därmed substansmängden för den ammoniak som bildas utgående från substansmängden för kalcium.

Utifrån reaktionslikheten för totalreaktionen får vi:

$$\frac{n(\text{NH}_3)}{n(\text{Ca})} = \frac{2}{3} \Rightarrow n(\text{NH}_3) = \frac{2}{3} \cdot n(\text{Ca}) = \frac{2}{3} \cdot 87,325\text{ mol} = 58,217\text{ mol.}$$

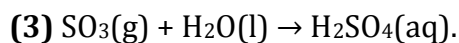
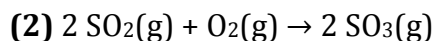
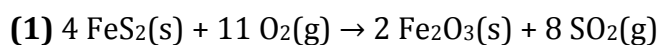
Massan för ammoniak är:

$$m(\text{NH}_3) = n(\text{NH}_3) \cdot M(\text{NH}_3) = 58,217\text{ mol} \cdot 17,034\text{ g/mol} = 991,67\text{ g} \approx 0,992\text{ kg.}$$

Svar:

- a)** Reaktionslikheterna är:
 $3\text{ Ca(s)} + \text{N}_2(\text{g}) \rightarrow \text{Ca}_3\text{N}_2(\text{s})$
 $\text{Ca}_3\text{N}_2(\text{s}) + 6\text{ H}_2\text{O(l)} \rightarrow 3\text{ Ca(OH)}_2(\text{aq}) + 2\text{ NH}_3(\text{g}).$
- Reaktionslikheten för totalreaktionen är:
 $3\text{ Ca(s)} + \text{N}_2(\text{g}) + 6\text{ H}_2\text{O(l)} \rightarrow 3\text{ Ca(OH)}_2(\text{aq}) + 2\text{ NH}_3(\text{g}).$
- b)** $m(\text{NH}_3) = 0,992\text{ kg.}$

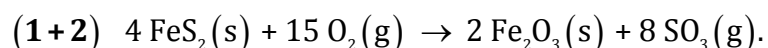
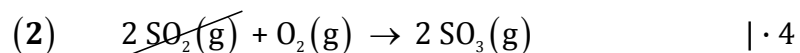
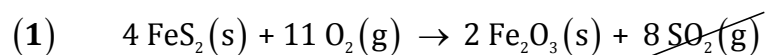
3.4 Det går att producera svavelsyra genom oxidation av pyrit FeS_2 enligt följande reaktionslikhet:



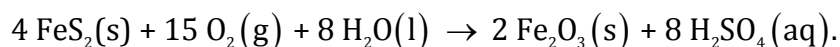
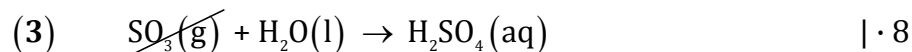
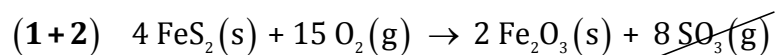
Beräkna hur många liter svavelsyra med en massprocent på 96,0 (densitet $1,84 \text{ kg/dm}^3$) det går att framställa av 500 kilogram pyrit.

Lösning:

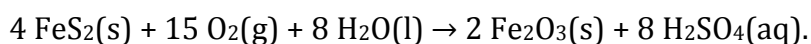
För att skriva reaktionslikheten för totalreaktionen eliminerar vi det gemensamma ämnet (SO_2) för reaktionerna **(1)** och **(2)** genom att multiplicera reaktion **(2)** med fyra och därefter räkna ihop reaktionerna i ett ekvationssystem.



Det gemensamma ämnet för den reaktionen vi erhåller och reaktion **(3)** är SO_3 . Vi kan eliminera det gemensamma ämnet genom att multiplicera reaktionslikhet **(3)** med åtta. Vi räknar därefter ihop reaktionerna **(1+2)** och **(3)** i ett ekvationssystem:



Reaktionslikheten för totalreaktionen är:



$$m(\text{FeS}_2) = 500 \text{ kg} = 500\,000 \text{ g}$$

$$M(\text{FeS}_2) = 119,99 \text{ g/mol}$$

$$m\text{-}\%(\text{H}_2\text{SO}_4) = 96,0 \%$$

$$\rho(\text{lösning}) = 1,84 \text{ kg/dm}^3$$

$$V(\text{lösning}) = ?$$

Substansmängden för pyrit är:

$$n(\text{FeS}_2) = \frac{m(\text{FeS}_2)}{M(\text{FeS}_2)} = \frac{500\,000 \text{ g}}{119,99 \text{ g/mol}} = 4\,167,0 \text{ mol.}$$

Utifrån reaktionslikheten för totalreaktionen får vi:

$$\frac{n(\text{H}_2\text{SO}_4)}{n(\text{FeS}_2)} = \frac{8}{4} \Rightarrow n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot n(\text{FeS}_2) = 2 \cdot 4\,167,0 \text{ mol} = 8\,334,0 \text{ mol.}$$

Vi beräknar massan för svavelsyra i lösningen:

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = n(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 8\,334,0 \text{ mol} \cdot 98,086 \text{ g/mol} = 817\,450 \text{ g.}$$

Eftersom koncentrationen för svavelsyra är 96 m-% är den totala massan för lösningen:

$$m(\text{lösning}) = \frac{817\,450 \text{ g}}{0,96} = 851\,510 \text{ g.}$$

Genom att utnyttja ekvationen $\rho = \frac{m}{V}$ kan vi beräkna volymen för lösningen enligt följande:

$$V(\text{lösning}) = \frac{m(\text{lösning})}{\rho(\text{lösning})} = \frac{851,510 \text{ kg}}{1,84 \text{ kg/dm}^3} = 462,78 \text{ dm}^3 \approx 463 \text{ l.}$$

Svar:

$$V(\text{lösning}) = 463 \text{ liter.}$$

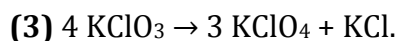
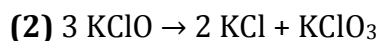
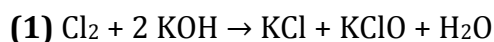
3.5 Det går att framställa kaliumperklorat KClO_4 enligt följande reaktionsserie:



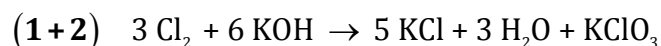
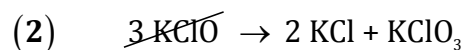
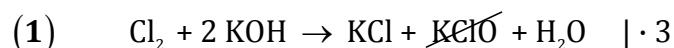
Bestäm koefficienterna i reaktionslikheterna och skriv reaktionslikheten för totalreaktionen. Vilken volym klorgas ($t = 22,0 \text{ }^\circ\text{C}$ och $p = 1\,035 \text{ mbar}$) behövs för att framställa 200 g kaliumperklorat?

Lösning:

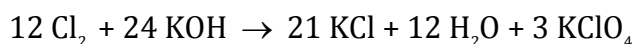
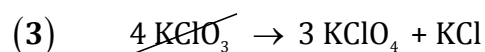
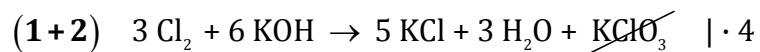
De balanserade reaktionslikheterna är:



Vi eliminerar det gemensamma ämnet (KClO) från reaktionslikheterna **(1)** och **(2)** genom att multiplicera reaktionslikhet **(1)** med tre. Vi räknar därefter ihop reaktionslikheterna i ett ekvationssystem:



Vi eliminerar ännu det gemensamma ämnet (KClO_3) för den här reaktionslikheten och reaktionslikhet **(3)**. Därefter räknar vi ihop reaktionslikheterna i ett ekvationssystem:



Reaktionslikheten för totalreaktionen är:



$$m(\text{KClO}_4) = 200 \text{ g}$$

$$M(\text{KClO}_4) = 138,55 \text{ g/mol}$$

$$T = (22 + 273,15) \text{ K} = 295,15 \text{ K}$$

$$p = 1\,035 \text{ mbar} = 1,035 \text{ bar}$$

$$R = 0,0831451 \frac{\text{bar} \cdot \text{dm}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$V(\text{Cl}_2) = ?$$

Substansmängden för kaliumperklorat är:

$$n(\text{KClO}_4) = \frac{m(\text{KClO}_4)}{M(\text{KClO}_4)} = \frac{200 \text{ g}}{138,55 \text{ g/mol}} = 1,4435 \text{ mol.}$$

Utifrån reaktionslikheten för totalreaktionen får vi

$$\frac{n(\text{Cl}_2)}{n(\text{KClO}_4)} = \frac{12}{3} \Rightarrow n(\text{Cl}_2) = 4 \cdot n(\text{KClO}_4) = 4 \cdot 1,4435 \text{ mol} = 5,7740 \text{ mol.}$$

Vi kan beräkna den efterfrågade volymen för med hjälp av tillståndsekvationen för en ideal gas $pV = nRT$ och får då

$$V(\text{Cl}_2) = \frac{nRT}{p} = \frac{5,7740 \text{ mol} \cdot 0,0831451 \frac{\text{bar} \cdot \text{dm}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 295,15 \text{ K}}{1,035 \text{ bar}} = 136,90 \text{ dm}^3 \approx 137 \text{ dm}^3.$$

Svar:

Reaktionslikheterna är:

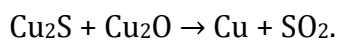
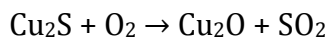
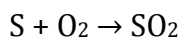
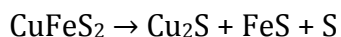


Reaktionslikheten för totalreaktionen är:



$$V(\text{Cl}_2) = 137 \text{ dm}^3.$$

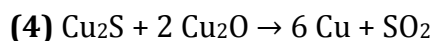
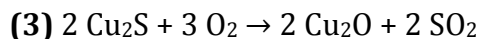
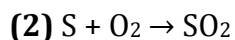
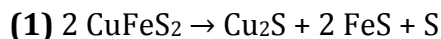
3.6 Det största miljöproblemet vid framställning av koppar är den svaveldioxid som bildas vid processen. I Finland har man utvecklat en så kallad flamsmältningsmetod, som är mer ekologisk än andra produktionsmetoder, eftersom den tar till vara en större mängd av den svaveldioxid som bildas. Metoden bygger bland annat på kopparkis CuFeS_2 som omvandlas till kopparsulfid genom upphettning. En del av sulfiden oxideras till koppar(I)oxid. Den här oxiden reagerar med koppar(I)sulfiden en gång till, varpå det bildas metallisk koppar. Reaktionslikheten som beskriver processen är:



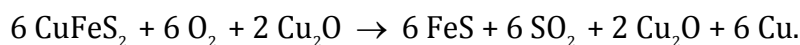
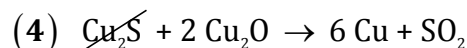
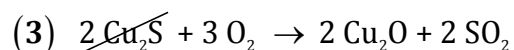
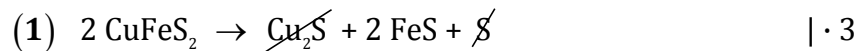
Skriv reaktionslikheten för totalreaktionen och beräkna den volym svaveldioxid (vid NTP-förhållanden) som bildas när man framställer 1,0 kg koppar.

Lösning:

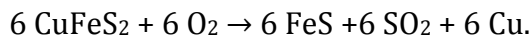
De balanserade reaktionslikheterna är:



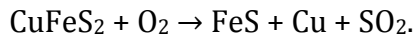
Eftersom det behövs totalt 3 mol koppar(I)sulfid Cu_2S , som bildas i reaktion **(1)**, som ursprungämne i reaktionerna **(3)** och **(4)** måste vi multiplicera reaktion **(1)** med tre. Till följd av det måste vi också multiplicera reaktion **(2)** med tre så att allt svavel som bildas i reaktion **(1)** oxideras till svaveldioxid. Därefter eliminerar vi Cu_2S och S och räknar ihop alla reaktioner i ett ekvationssystem:



Vi kan ännu förkorta bort 2 mol Cu_2O från båda sidorna av reaktionslikheten och får då:



De minsta möjliga heltalskoefficienterna för reaktionslikheten är:



$$m(\text{Cu}) = 1,0 \text{ kg} = 1\,000 \text{ g}$$

$$M(\text{Cu}) = 63,55 \text{ g/mol}$$

$$V_m = 22,41 \text{ dm}^3/\text{mol}$$

$$V(\text{SO}_2) = ?$$

Substansmängden för koppar är:

$$n(\text{Cu}) = \frac{m(\text{Cu})}{M(\text{Cu})} = \frac{1\,000 \text{ g}}{63,55 \text{ g/mol}} = 15,74 \text{ mol}.$$

Utifrån reaktionslikheten för totalreaktionen får vi:

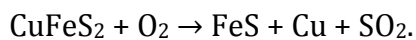
$$n(\text{SO}_2) = n(\text{Cu}) = 15,74 \text{ mol}.$$

Volymen för den svaveldioxid som bildas är vid NTP-förhållanden:

$$V(\text{SO}_2) = n(\text{SO}_2) \cdot V_m = 15,74 \text{ mol} \cdot 22,41 \text{ dm}^3/\text{mol} = 352,7 \text{ dm}^3 \approx 350 \text{ dm}^3.$$

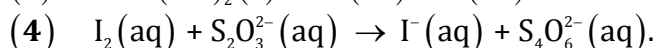
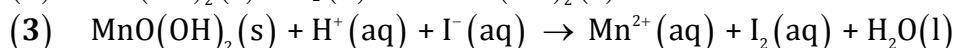
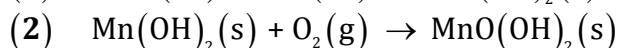
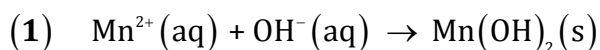
Svar:

Reaktionslikheten för totalreaktionen är:



$$V(\text{SO}_2) = 350 \text{ dm}^3.$$

3.7 När man bedömer kvaliteten på naturliga vattendrag bestämmer man ofta den så kallade biologiska syreförbrukningen (BOD). Det här gör man genom att mäta ett vattenprov med syre och bestämma syrehalten efter fem dygn. Om syrehalten är mycket låg innehåller vattnet stora mängder organiskt material vars oxidationsreaktion förbrukat syre. En låg syrehalt är tecken på låg vattenkvalitet. Mängden syre som har lösts i vattnet analyseras med den så kallade Winkler-metoden där man använder sig av reaktionerna



a) Balansera reaktionslikheterna. Använd dig av oxidationstal när du balanserar reaktionerna **(2)-(4)**.

b) Bestäm koncentrationen av det syre som löst sig i vattnet utifrån följande information: när den jod som frigjordes i reaktion **(3)** titrerades med natriumsulfatlösning med en koncentration på $5,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$, gick det åt 5,25 milliliter av lösningen. Vattenprovet man undersökte hade volymen 50,0 milliliter.

Lösning:

a)

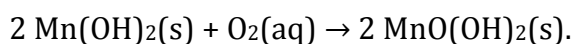
Vi balanserar reaktionslikhet **(1)** och får $\text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{OH}^{-}(\text{aq}) \rightarrow \text{Mn}(\text{OH})_2(\text{s})$.

Vi balanserar reaktionslikhet **(2)** med hjälp av oxidationstal:

Grundämne	Oxidationstal i ursprungämnet	Oxidationstal i reaktionsprodukten	Antalet förflyttade elektroner per atom
Mn	+II	+IV	2
O	-II 0 (i syre i grundämnesform)	-II	2
H	+I	+I	

Eftersom syremolekylens båda atomer reduceras till oxidationstalet -II förflyttas det totalt fyra elektroner. Det här innebär att två manganjoner oxideras.

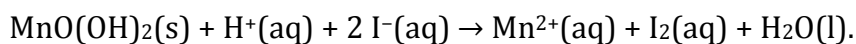
Den balanserade reaktionslikheten **(2)** är:



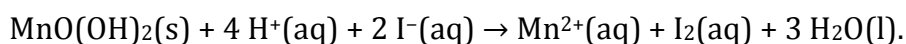
Vi balanserar reaktionslikhet **(3)** med hjälp av oxidationstal:

Grundämne	Oxidationstal i ursprungssämnet	Oxidationstal i reaktionsprodukten	Antalet förflyttade elektroner per atom
Mn	+IV	+II	2
O	-II	-II	
H	+I	+I	
I	-I	0	1

För att en jodmolekyl I_2 ska bildas måste två jodidjoner oxideras och det förflyttas då två elektroner. Det innebär att en mangan(IV)-jon reduceras. När vi balanserar elektronerna får vi reaktionslikheten:



När vi balanserar syre- och väteatomerna får vi reaktionslikheten:

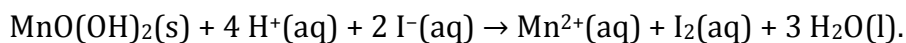


Vi kontrollerar de elektriska laddningarna:

$$\text{Ursprungssämnena: } 4 \cdot (+1) + 2 \cdot (-1) = +2$$

$$\text{Reaktionsprodukterna: } 1 \cdot (+2) = +2$$

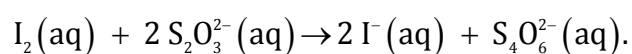
Den balanserade reaktionslikheten **(3)** är:



Vi balanserar reaktionslikhet **(4)** med hjälp av oxidationstal:

Grundämne	Oxidationstal i ursprungssämnet	Oxidationstal i reaktionsprodukten	Antalet förflyttade elektroner per atom
I	0	-I	1
S	+II	+II½ (kalkylmässigt)	0,5
O	-II	-II	

Det behövs två elektroner när en jodmolekyl reduceras till jodidjoner. Därmed måste totalt fyra svavelatomer i tiosulfationen oxideras och vi sätter därför en faktor 2 framför tiosulfationen ($S_2O_3^{2-}$). Reaktionslikheten är nu:

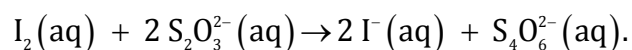


Också de andra atomerna (syre) är balanserade. Vi kontrollerar de elektriska laddningarna:

$$\text{Ursprungssämnena: } 2 \cdot (-2) = -4$$

$$\text{Reaktionsprodukterna } 2 \cdot (-1) + 1 \cdot (-2) = -4$$

Den balanserade reaktionslikheten **(4)** är:



b)

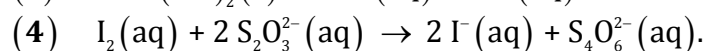
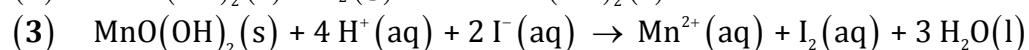
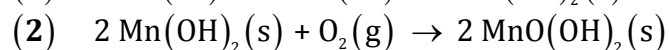
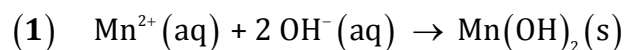
$$c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 5,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

$$V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 5,25 \text{ ml} = 0,00525 \text{ dm}^3$$

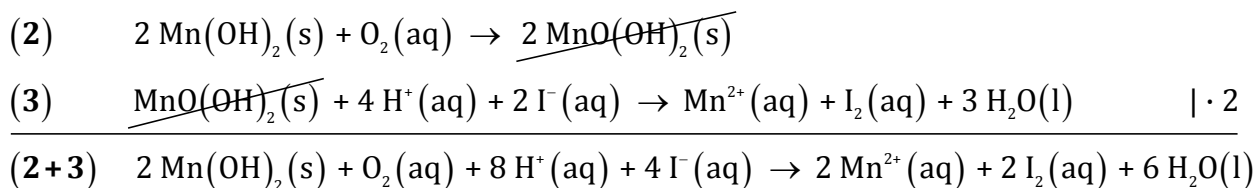
$$V(\text{vattenprov}) = 50,0 \text{ ml} = 0,0500 \text{ dm}^3$$

$$c(\text{O}_2(aq)) = ?$$

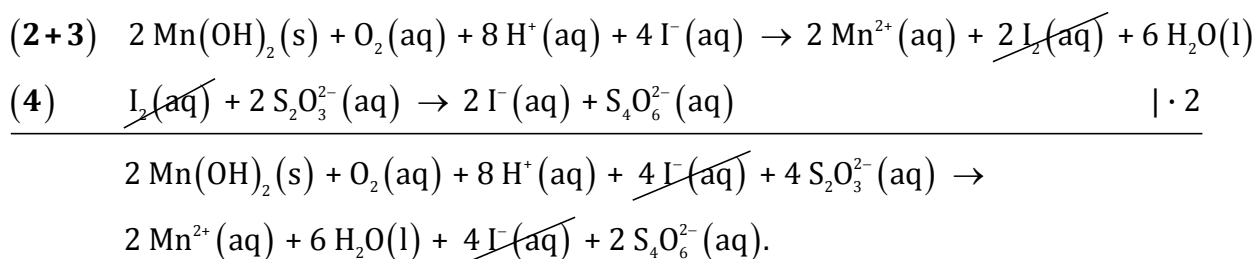
Reaktionslikheterna är:



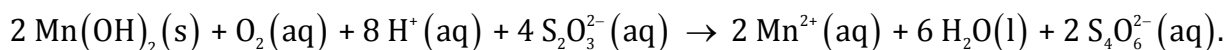
Vi slår ihop reaktionerna **(2)** och **(3)** genom att multiplicera reaktion **(3)** med två och eliminera det gemensamma ämnet ($\text{MnO}(\text{OH})_2$) samt räkna ihop reaktionerna i ett ekvationssystem:



Vi eliminerar det gemensamma ämnet (I_2) från reaktionerna **(2+3)** och **(4)** genom att multiplicera reaktion **(4)** med två och räkna ihop reaktionerna i ett ekvationssystem:



Vi kan ännu eliminera 4 mol jodidjoner I^- från båda sidorna av reaktionens reaktionslikhet, varvid vi får reaktionslikheten för totalreaktionen:



Utifrån reaktionslikheten för totalreaktionen får vi $\frac{n(\text{O}_2)}{n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})} = \frac{1}{4}$.

Vi beräknar substansmängden för tiosulfatjonerna:

$$\begin{aligned}
 n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) &= n(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) \cdot V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 5,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,00525 \text{ dm}^3 \\
 &= 2,6250 \cdot 10^{-5} \text{ mol}.
 \end{aligned}$$

Utifrån reaktionslikheten för totalreaktionen får vi

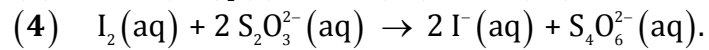
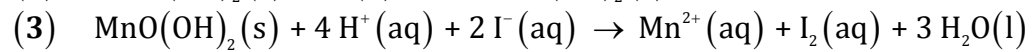
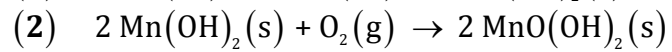
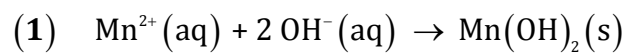
$$n(\text{O}_2) = \frac{1}{4} \cdot n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) = \frac{1}{4} \cdot 2,6250 \cdot 10^{-5} \text{ mol} = 6,5625 \cdot 10^{-6} \text{ mol}.$$

Koncentrationen för syre som löst sig i vattnet är:

$$c(\text{O}_2) = \frac{n(\text{O}_2)}{V(\text{vattenprov})} = \frac{6,5625 \cdot 10^{-6} \text{ mol}}{0,0500 \text{ dm}^3} = 1,3125 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3 \approx 1,31 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3.$$

Svar:

a)



b)

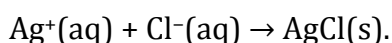
$$c(\text{O}_2(\text{aq})) = 1,31 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3.$$

Kapitel 3.2 Matematisk bearbetning av parallella reaktioner i blandningar

3.8 Fast silvernitrat innehöll natriumnitrat i form av en orenhet. När man löste 3,012 gram av blandningen i vatten och tillsatte natriumkloridlösning i överskott bildade silverjonerna en fällning av silverklorid. När fällningen filtrerades, torkades och vägdes, fick man massan 2,466 g. Vilken var natriumnitratets andel i massprocent?

Lösning:

Reaktionslikheten som beskriver fällningsreaktionen med silverjoner är:



$$m(\text{AgNO}_3 + \text{NaNO}_3) = 3,012 \text{ g}$$

$$m(\text{AgCl}) = 2,466 \text{ g}$$

$$M(\text{AgCl}) = 143,32 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{AgNO}_3) = 169,88 \text{ g/mol}$$

$$m\text{-}\%(\text{NaNO}_3) = ?$$

Vi beräknar substansmängden för den silverklorid som bildat en fällning:

$$n(\text{AgCl}) = \frac{m(\text{AgCl})}{M(\text{AgCl})} = \frac{2,466 \text{ g}}{143,32 \text{ g/mol}} = 0,0172063 \text{ mol.}$$

Utifrån reaktionslikheten för fällningsreaktionen får vi $n(\text{Ag}^+) = n(\text{AgCl}) = 0,0172063 \text{ mol}$.

Eftersom en mol silvernitrat bildar en mol silverjoner när det löser sig i vatten får vi

$$n(\text{AgNO}_3) = n(\text{Ag}^+) = 0,0172063 \text{ mol.}$$

Massan för den silvernitrat som fanns i blandningen är:

$$m(\text{AgNO}_3) = n(\text{AgNO}_3) \cdot M(\text{AgNO}_3) = 0,0172063 \text{ mol} \cdot 169,88 \text{ g/mol} = 2,92301 \text{ g.}$$

Massan för den natriumnitrat som fanns i blandningen är:

$$m(\text{NaNO}_3) = m(\text{blandning}) - m(\text{AgNO}_3) = 3,012 \text{ g} - 2,92301 \text{ g} = 0,088990 \text{ g.}$$

$$m\text{-}\%(\text{NaNO}_3) = \frac{m(\text{NaNO}_3)}{m(\text{blandning})} \cdot 100 \% = \frac{0,088990 \text{ g}}{3,012 \text{ g}} \cdot 100 \% = 2,9545 \% \approx 2,955 \%.$$

Svar:

$$m\text{-}\%(\text{NaNO}_3) = 2,955 \%.$$

3.9 Ett gödsel innehåller ammoniumsulfat $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ och kaliumsulfat K_2SO_4 . När man hettar upp blandningen i koncentrerad natriumhydroxidlösning frigörs ammoniakgas, som har en stickande lukt. När 0,225 gram gödsel behandlas med natriumhydroxidlösning och ammoniakgasen som frigörs leds till vatten bildas en lösning som går att neutralisera med 15,7 milliliter saltsyralösning ($c = 0,100 \text{ mol/dm}^3$). Hur många gram ammoniumsulfat innehåller konstgödseln?

Lösning:

Utifrån den information vi får i uppgiften kan vi beräkna mängden ammoniumsulfat $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ eftersom ammoniak bildas enbart utgående från den här föreningen. Följande neutralisationsreaktion sker mellan vattenlösningen av ammoniak och saltsyran:

$\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}(\text{aq})$, som vi också kan presentera så här:

$\text{NH}_4\text{OH}(\text{aq}) + \text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$.

$$m((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4) = 0,225 \text{ g}$$

$$c(\text{HCl}) = 0,100 \text{ mol/dm}^3$$

$$V(\text{HCl}) = 15,7 \text{ ml} = 0,0157 \text{ dm}^3$$

$$M((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4) = 132,154 \text{ g/mol}$$

$$m((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4) = ?$$

Vi beräknar vilken substansmängd saltsyra som går åt vid neutraliseringen av vattenlösningen av ammoniak:

$$n(\text{HCl}) = c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) = 0,100 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,0157 \text{ dm}^3 = 1,5700 \cdot 10^{-3} \text{ mol.}$$

Utgående från formeln för ammoniumsulfat $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ kan vi se att en mol ammoniumsulfat bildar två mol ammoniak NH_3 . Substansmängden för ammoniumsulfat i gödselprovet är

$$\text{därmed: } n((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2} \cdot n(\text{NH}_3) = \frac{1}{2} \cdot 1,5700 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 7,8500 \cdot 10^{-4} \text{ mol.}$$

Vi beräknar massan för ammoniumsulfatet:

$$m((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4) = n \cdot M = 7,8500 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot 132,154 \text{ g/mol} = 0,10374 \text{ g} \approx 0,104 \text{ g.}$$

Svar:

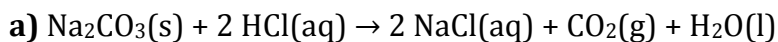
$$m((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4) = 0,104 \text{ g.}$$

3.10 När man tillsätter saltsyra i en lösning av natriumkarbonat och natriumklorid upptäcker man att det bildas en färglös och luktfri gas. För att ta reda på blandningens sammansättning utför man följande experiment: Man väger upp 3,00 gram av blandningen och tillsätter saltsyra i överskott. Volymen av gasen som bildas är 315 cm³, då temperaturen är 21,0 °C och trycket 96,5 kPa.

a) Skriv den balanserade reaktionslikheten för reaktionen där gasen bildas.

b) Beräkna andelen natriumkarbonat i massprocent.

Lösning:



b)

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{NaCl}) = 3,00 \text{ g}$$

$$V(\text{CO}_2) = 315 \text{ cm}^3 = 315 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3$$

$$T = (21,0 + 273,15) \text{ K} = 294,15 \text{ K}$$

$$p = 96,5 \text{ kPa} = 96,5 \cdot 10^3 \text{ Pa}$$

$$R = 8,31451 \frac{\text{Pa} \cdot \text{m}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 105,99 \text{ g/mol}$$

$$m\text{-}\%(\text{Na}_2\text{CO}_3) = ?$$

Vi beräknar substansmängden för koldioxid med hjälp av tillståndsekvationen för en ideal gas $pV = nRT$ och får

$$n(\text{CO}_2) = \frac{pV}{RT} = \frac{96,5 \cdot 10^3 \text{ Pa} \cdot 315 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3}{8,31451 \frac{\text{Pa} \cdot \text{m}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 294,15 \text{ K}} = 0,012429 \text{ mol.}$$

Utifrån reaktionslikheten i a)-delen får vi $n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = n(\text{CO}_2) = 0,012429 \text{ mol}$.

Vi beräknar massan för natriumkarbonatet i blandningen:

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = n(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,012429 \text{ mol} \cdot 105,99 \text{ g/mol} = 1,3173 \text{ g.}$$

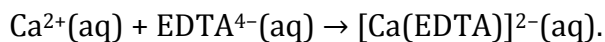
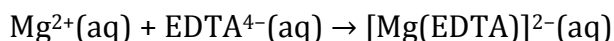
Andelen natriumkarbonat i massprocent är:

$$m\text{-}\%(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{m(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{m(\text{blandning})} \cdot 100\% = \frac{1,3173 \text{ g}}{3,00 \text{ g}} \cdot 100\% = 43,910\% \approx 43,9\%$$

Svar:

- a)** Reaktionslikheten är:
 $\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s}) + 2 \text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{NaCl}(\text{aq}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$.
- b)** $m\text{-}\%(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 43,9\%$.

3.11 Det går att analysera vattnets totala hårdhet med komplexometrisk titrering, då de joner som förorsakar hårdheten, Ca^{2+} och Mg^{2+} , reagerar så här:



I reaktionen står $\text{EDTA}^{4-}(\text{aq})$ för joner som har bildats av etylendiamintetraättiksyrens natriumsalt (Na_4EDTA). Vid en vattenundersökning förbrukade ett vattenprov på 0,100 liter 31,5 ml EDTA-lösning med koncentrationen 0,0104 mol/l. När man tog ytterligare ett prov på 0,100 liter ur vattnet, fällde ut kalciumjonerna som sulfat och titrerade de magnesiumjoner som var kvar i lösningen, gick det åt 18,7 ml EDTA-lösning till titreringen. Beräkna koncentrationen av Ca^{2+} - och Mg^{2+} -joner i det undersökta vattenprovet.

Lösning:

$$V(\text{vattenprov}_1) = 100 \text{ ml}$$

$$V(\text{vattenprov}_2) = 100 \text{ ml}$$

$$V_1(\text{EDTA}) = 31,5 \text{ ml} = 0,0315 \text{ l}$$

$$V_2(\text{EDTA}) = 18,7 \text{ ml} = 0,0187 \text{ l}$$

$$c(\text{EDTA}) = 0,0104 \text{ mol/l}$$

$$c(\text{Ca}^{2+}) = ?$$

$$c(\text{Mg}^{2+}) = ?$$

Substansmängden för EDTA (n_1) som reagerar med både kalcium och magnesiumjonerna är
 $n_1(\text{EDTA}) = c(\text{EDTA}) \cdot V_1(\text{EDTA}) = 0,0104 \text{ mol/l} \cdot 0,0315 \text{ l} = 3,2760 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ och vi får därmed

$$n(\text{Ca}^{2+}) + n(\text{Mg}^{2+}) = 3,2760 \cdot 10^{-4} \text{ mol.}$$

Substansmängden för EDTA (n_2) som reagerar med endast magnesiumjonerna är:

$$n_2(\text{EDTA}) = c(\text{EDTA}) \cdot V_2(\text{EDTA}) = 0,0104 \text{ mol/l} \cdot 0,0187 \text{ l} = 1,9448 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$
 och vi får därmed

$$n(\text{Mg}^{2+}) = 1,9448 \cdot 10^{-4} \text{ mol.}$$

Vi kan beräkna substansmängden för kalciumjonerna i vattenprovet enligt följande:

$$\begin{aligned} n(\text{Ca}^{2+}) &= [n(\text{Ca}^{2+}) + n(\text{Mg}^{2+})] - n(\text{Mg}^{2+}) = 3,2760 \cdot 10^{-4} \text{ mol} - 1,9448 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \\ &= 1,3312 \cdot 10^{-4} \text{ mol.} \end{aligned}$$

Koncentrationerna för jonerna är:

$$c(\text{Ca}^{2+}) = \frac{n(\text{Ca}^{2+})}{V(\text{prov})} = \frac{1,3312 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}{0,100 \text{ l}} = 1,3312 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l} \approx 1,33 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$$

$$c(\text{Mg}^{2+}) = \frac{n(\text{Mg}^{2+})}{V(\text{prov})} = \frac{1,9448 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}{0,100 \text{ l}} = 1,9448 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l} \approx 1,94 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}.$$

Svar:

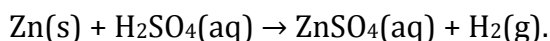
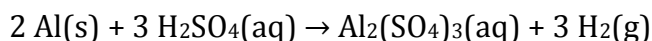
$$c(\text{Ca}^{2+}) = 1,33 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$$

$$c(\text{Mg}^{2+}) = 1,94 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}.$$

3.12 En metallblandning innehåller zink och aluminium som frigör vätgas när de reagerar med syror. När man tar ett 1,00 g prov av metallblandningen och låter den reagera med svavelsyra, frigörs 84,0 milligram vätgas. Hur många gram aluminium innehåller blandningen?

Lösning:

Reaktionerna mellan metallerna och svavelsyran är:



$$m(\text{Al} + \text{Zn}) = 1,00 \text{ g}$$

$$m(\text{H}_2) = 84,0 \text{ mg} = 0,0840 \text{ g}$$

$$M(\text{H}_2) = 2,016 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{Al}) = 26,98 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{Zn}) = 65,38 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{Al}) = ?$$

Vi beräknar substansmängden för den vätgas som frigörs:

$$n(\text{H}_2) = \frac{m(\text{H}_2)}{M(\text{H}_2)} = \frac{0,0840 \text{ g}}{2,016 \text{ g/mol}} = 0,041667 \text{ mol.}$$

Utifrån reaktionslikheten för reaktionen mellan aluminium och svavelsyra ser vi att förhållandet mellan substansmängderna för aluminium och för den vätgas som frigörs i den här reaktionen är:

$$\frac{n(\text{H}_2)}{n(\text{Al})} = \frac{3}{2}, \text{ därmed är } n(\text{H}_2) = \frac{3}{2} \cdot n(\text{Al}).$$

Utifrån reaktionslikheten för reaktionen mellan zink och svavelsyra ser vi däremot att förhållandet mellan substansmängderna för zink och för den vätgas som frigörs i den här reaktionen är:

$$\frac{n(\text{H}_2)}{n(\text{Zn})} = \frac{1}{1}, \text{ därmed är } n(\text{H}_2) = n(\text{Zn}).$$

Vi kan märka ut den beräknade substansmängden för vätgas enligt följande:

$$n(\text{H}_2) = 0,041667 \text{ mol} = \frac{3}{2} \cdot n(\text{Al}) + n(\text{Zn}).$$

När vi märker ut massan för aluminium i blandningen med x g får vi massan för zink i blandningen som $(1,00 - x)$ g. Vi kan därefter med hjälp av ekvationen $n = \frac{m}{M}$ märka ut substansmängderna för aluminium och zink enligt följande:

$$n(\text{Al}) = \frac{m(\text{Al})}{M(\text{Al})} = \frac{x \text{ g}}{26,98 \text{ g/mol}}$$

$$n(\text{Zn}) = \frac{m(\text{Zn})}{M(\text{Zn})} = \frac{(1,00 - x) \text{ g}}{65,38 \text{ g/mol}}$$

När vi sätter in uttrycken för substansmängderna för aluminium och zink i uttrycket $n(\text{H}_2) = 0,041667 \text{ mol} = \frac{3}{2} \cdot n(\text{Al}) + n(\text{Zn})$ får vi:

$0,041667 = \frac{3}{2} \cdot \frac{x}{26,98} + \frac{(1,00 - x)}{65,38}$. Vi lämnar bort enheterna i beräkningarna. När vi löser ut värdet för x från det här uttrycket får vi $x = 0,65436 \Rightarrow m(\text{Al}) = 0,65436 \text{ g} \approx 0,654 \text{ g}$.

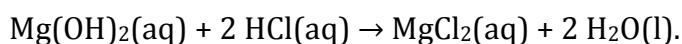
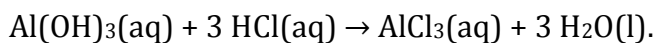
Svar:

$$m(\text{Al}) = 0,654 \text{ g}$$

3.13 Läkemedel som neutraliserar magsyra (antacider) innehåller bland annat aluminiumhydroxid och magnesiumhydroxid. När 2,50 gram av en antacid neutraliseras med saltsyralösning går det åt 37,7 milliliter saltsyra med en koncentration på 2,50 mol/dm³ vid titreringen. Beräkna massan för båda hydroxiderna i provet.

Lösning:

Neutralisationsreaktionerna är:



$$m(\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{Mg}(\text{OH})_2) = 2,50 \text{ g}$$

$$c(\text{HCl}) = 2,50 \text{ mol/dm}^3$$

$$V(\text{HCl}) = 37,7 \text{ ml} = 0,0377 \text{ dm}^3$$

$$M(\text{Al}(\text{OH})_3) = 78,004 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{Mg}(\text{OH})_2) = 58,326 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{Al}(\text{OH})_3) = ?$$

$$m(\text{Mg}(\text{OH})_2) = ?$$

Vi beräknar substansmängden för den saltsyra som förbrukas i neutralisationsreaktionen:

$$n(\text{HCl}) = c \cdot V = 2,50 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,0377 \text{ dm}^3 = 0,092450 \text{ mol}.$$

Utifrån neutralisationsreaktionen för aluminiumhydroxid är substansmängden för den saltsyra som går åt i reaktionen:

$$\frac{n(\text{HCl})}{n(\text{Al}(\text{OH})_3)} = \frac{3}{1}, \text{ därmed är } n(\text{HCl}) = 3 \cdot n(\text{Al}(\text{OH})_3).$$

Utifrån neutralisationsreaktionen för magnesiumhydroxid är substansmängden för den saltsyra som går åt i reaktionen:

$$\frac{n(\text{HCl})}{n(\text{Mg}(\text{OH})_2)} = \frac{2}{1}, \text{ därmed är } n(\text{HCl}) = 2 \cdot n(\text{Mg}(\text{OH})_2).$$

När vi slår ihop den beräknade substansmängden för saltsyra och de föregående uttrycken får vi

$$0,092450 \text{ mol} = 3 \cdot n(\text{Al}(\text{OH})_3) + 2 \cdot n(\text{Mg}(\text{OH})_2).$$

När vi substituerar massan (utmärkt som x) och molmassan för aluminium samt massan (utmärkt som $2,50 - x$) och molmassan för magnesiumhydroxid i uttrycket får vi:

$$0,092450 = 3 \cdot \frac{x}{78,004} + 2 \cdot \frac{(2,50 - x)}{58,326} \text{ (beräkningen utförs utan enheter).}$$

När vi beräknar värdet för x får vi $x = 1,6131 = m(\text{Al}(\text{OH})_3) = 1,6131 \text{ g} \approx 1,61 \text{ g}$

$m(\text{Mg}(\text{OH})_2) = 2,50 \text{ g} - 1,6131 \text{ g} = 0,88690 \text{ g} \approx 0,89 \text{ g}$.

Svar:

$$m(\text{Al}(\text{OH})_3) = 1,61 \text{ g}$$

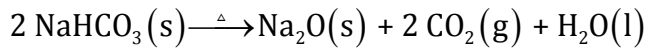
$$m(\text{Mg}(\text{OH})_2) = 0,89 \text{ g}.$$

3.14 När man hettar upp 10,0 g av en blandning av natriumvätekarbonat och kalciumkarbonat bildas det oxider av de här metallerna och 4,69 g koldioxid. Hur många gram kalciumkarbonat innehåller blandningen?

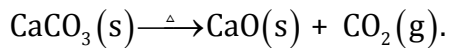
Lösning:

Under upphettningen sker följande reaktioner:

Natriumvätekarbonat sönderfaller:



Kalciumkarbonat sönderfaller:



$$m(\text{NaHCO}_3 + \text{CaCO}_3) = 10,0 \text{ g}$$

$$m(\text{CO}_2) = 4,69 \text{ g}$$

$$M(\text{CO}_2) = 44,01 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{NaHCO}_3) = 84,008 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{CaCO}_3) = 100,09 \text{ g/mol}$$

$$m\text{-}\%(\text{CaCO}_3) = ?$$

Vi beräknar den totala substansmängden för den koldioxid som bildas i reaktionen:

$$n(\text{CO}_2) = \frac{m(\text{CO}_2)}{M(\text{CO}_2)} = \frac{4,69 \text{ g}}{44,01 \text{ g/mol}} = 0,10657 \text{ mol.}$$

När vi märker ut massan för det kalciumkarbonat som finns i blandningen med x g, får vi massan för natriumvätekarbonat som $(10,0 - x)$ g.

Genom att utnyttja formeln $n = \frac{m}{M}$ och substituera massorna med de utmärkningar vi gjorde i föregående steg får vi följande uttryck för substansmängderna för natriumvätekarbonat och kalciumkarbonat:

$$n(\text{NaHCO}_3) = \frac{m(\text{NaHCO}_3)}{M(\text{NaHCO}_3)} = \frac{(10,0 - x) \text{ g}}{84,008 \text{ g/mol}}$$

och

$$n(\text{CaCO}_3) = \frac{m(\text{CaCO}_3)}{M(\text{CaCO}_3)} = \frac{x \text{ g}}{100,09 \text{ g/mol}}$$

Utifrån reaktionslikheten för sönderfallsreaktionen med natriumvätekarbonat kan vi se att substansmängden för den koldioxid som frigörs i reaktionen är $n(\text{CO}_2) = n(\text{NaHCO}_3)$.

På motsvarande sätt kan vi utifrån reaktionslikheten för sönderfallsreaktionen med kalciumkarbonat se att substansmängden för den koldioxid som frigörs i reaktionen är $n(\text{CO}_2) = n(\text{CaCO}_3)$.

Eftersom vi vet den totala substansmängden för koldioxid kan vi skriva ut den med hjälp av substansmängderna för natriumvätekarbonat och kalciumkarbonat enligt följande:

$$n(\text{CO}_2) = n(\text{NaHCO}_3) + n(\text{CaCO}_3).$$

Genom att substituera uttrycken för substansmängderna för natriumvätekarbonat och kalciumkarbonat i det här uttrycket får vi:

$$0,10657 = \frac{(10,0 - x)}{84,008} + \frac{x}{100,09} \text{ (i beräkningen har vi inte märkt ut enheterna.)}$$

När vi beräknar värdet för x får vi $x = 6,5178 \Rightarrow m(\text{CaCO}_3) = 6,5178 \text{ g} \approx 6,52 \text{ g}$.

Svar:

$$m(\text{CaCO}_3) = 6,52 \text{ g}.$$

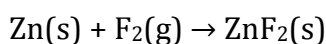
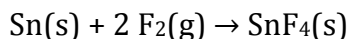
3.15 Man tog ett prov på 1,540 g av en metallblandning med tenn och zink. Man lät provet reagera med fluorgas, som det fanns ett överskott av. Vid reaktionen fick man en blandning av tenn(IV)fluorid och zinkfluorid med massan 2,489 g.

a) Skriv de balanserade reaktionslikheterna för metallernas reaktion med fluorgas.

b) Bestäm metallblandningens sammansättning i massprocent.

Lösning:

a)



b)

$$m(\text{Sn} + \text{Zn}) = 1,540 \text{ g}$$

$$m(\text{SnF}_4 + \text{ZnF}_2) = 2,489 \text{ g}$$

$$M(\text{SnF}_4) = 194,71 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{ZnF}_2) = 103,38 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{Sn}) = 118,71 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{Zn}) = 65,38 \text{ g/mol}$$

$$m\text{-}\%(\text{Sn}) = ?$$

$$m\text{-}\%(\text{Zn}) = ?$$

Vi märker ut massan för det tenn som finns i blandningen med x g. Massan för zink är då $(1,540 \text{ g} - x) \text{ g}$.

Uttrycken för substansmängderna för tenn och zink är därmed:

$$n(\text{Sn}) = \frac{x \text{ g}}{118,71 \text{ g/mol}}$$

$$n(\text{Zn}) = \frac{(1,540 - x) \text{ g}}{65,38 \text{ g/mol}}$$

Utifrån reaktionslikheterna i a)-delen får vi:

$$n(\text{SnF}_4) = n(\text{Sn}) = \frac{x \text{ g}}{118,71 \text{ g/mol}}$$

$$n(\text{ZnF}_2) = n(\text{Zn}) = \frac{(1,540 - x) \text{ g}}{65,38 \text{ g/mol}}$$

Vi vet dessutom att $m(\text{SnF}_4) + m(\text{ZnF}_2) = 2,489 \text{ g}$.

Genom att använda formeln $m = n \cdot M$ kan vi skriva uttrycket enligt följande:

$$2,489 \text{ g} = n(\text{SnF}_4) \cdot M(\text{SnF}_4) + n(\text{ZnF}_2) \cdot M(\text{ZnF}_2).$$

När vi substituerar uttrycken för substansmängderna för tenn(IV)fluorid och zinkfluorid i det här uttrycket får vi:

$$2,489 = \frac{x}{118,71} \cdot M(\text{SnF}_4) + \frac{(1,540 - x)}{65,38} \cdot M(\text{ZnF}_2).$$

När vi ännu sätter in värdena för molmassorna för tenn(IV)fluorid och zinkfluorid i uttrycket och löser ut värdet på x får vi:

$$2,489 = \frac{x}{118,71} \cdot 194,71 + \frac{(1,540 - x)}{65,38} \cdot 103,38 \quad (\text{i beräkningen har vi inte märkt ut enheterna.})$$

$$x = 0,914173 \Rightarrow m(\text{Sn}) = 0,914173 \text{ g}.$$

Vi beräknar andelen tenn i massprocent:

$$m\text{-}\%(\text{Sn}) = \frac{0,914173 \text{ g}}{1,540 \text{ g}} \cdot 100 = 59,3619 \% \approx 59,36 \%$$

Andelen tenn är: $100,00 \% - 59,36 \% = 40,64 \%$.

(OBS! Vi löser beräkningen så att vi märker ut sex gällande siffror i mellanresultaten, det vill säga två fler än i de givna massorna. Om vi räknar med noggrannare värden får vi procentandelarna som 59,35 % och 40,65 %).

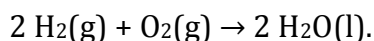
Svar:

- a) Reaktionslikheterna är:
 $\text{Sn}(\text{s}) + 2 \text{F}_2(\text{g}) \rightarrow \text{SnF}_4(\text{s})$
 $\text{Zn}(\text{s}) + \text{F}_2(\text{g}) \rightarrow \text{ZnF}_2(\text{s}).$
- b) $m\text{-}\%(\text{Sn}) = 59,36 \%$
 $m\text{-}\%(\text{Zn}) = 40,36 \%$.

3.16 En gasblandning av väte och syre har volymen 47,2 ml (NTP). Man leder en elektrisk urladdning genom blandningen och då reagerar allt syre genom att bilda vatten. Beräkna sammansättningen för den ursprungliga blandningen i volymprocent, då volymen av det väte som inte reagerade var 10,6 ml (NTP).

Lösning:

Reaktionslikheten för reaktionen som sker mellan syre och väte är:



$$V(\text{O}_2 + \text{H}_2) = 47,2 \text{ ml}$$

$$V(\text{H}_2)_{\text{oreagerat}} = 10,6 \text{ ml}$$

$$V_m = 22,41 \text{ dm}^3/\text{mol}$$

$$\text{vol-\%}(\text{H}_2) = ?$$

$$\text{vol-\%}(\text{O}_2) = ?$$

Vi får den sammanlagda volymen för det syre och väte som förbrukas i reaktionen genom att subtrahera volymen för det oreagerade vätet från gasernas totalvolym:

$$V(\text{O}_2 + \text{H}_2)_{\text{reagerat}} = 47,2 \text{ ml} - 10,6 \text{ ml} = 36,6 \text{ ml}.$$

Utifrån reaktionslikheten är förhållandet mellan substansmängderna för väte och syre

$$\frac{n(\text{H}_2)}{n(\text{O}_2)} = \frac{2}{1}. \text{ Eftersom båda ursprungssämnena är gaser kan vi också märka ut förhållandet}$$

mellan substansmängderna som förhållandet mellan volymerna

$$\frac{V(\text{H}_2)}{V(\text{O}_2)} = \frac{2}{1}, \text{ som ger } V(\text{H}_2) = 2 \cdot V(\text{O}_2).$$

När vi skriver ut volymen för den gasblandning som reagerat ($V(\text{O}_2 + \text{H}_2)_{\text{reagerat}} = 36,6 \text{ ml}$) med hjälp av förhållandet mellan volymerna får vi uttrycket $V(\text{O}_2) + 2 \cdot V(\text{O}_2) = 36,6 \text{ ml}$

$$\Rightarrow 3 \cdot V(\text{O}_2) = 36,6 \text{ ml}.$$

$$\text{Vi får nu } V(\text{O}_2) = \frac{36,6 \text{ ml}}{3} = 12,2 \text{ ml}.$$

Volymen för det väte som förbrukas i reaktionen är $V(\text{H}_2) = 2 \cdot V(\text{O}_2) = 2 \cdot 12,2 \text{ ml} = 24,4 \text{ ml}$.

Totalvolymen för väte i den ursprungliga blandningen är därmed $24,4 \text{ ml} + 10,6 \text{ ml} = 35,0 \text{ ml}$.

Vi beräknar andelarna väte och syre i volymprocent:

$$\text{til} - \%(\text{H}_2) = \frac{V(\text{H}_2)}{V(\text{blandning})} \cdot 100 \% = \frac{35,0 \text{ ml}}{47,2 \text{ ml}} \cdot 100 \% = 74,153 \% \approx 74,2 \%$$

$$\text{til} - \%(\text{O}_2) = \frac{V(\text{O}_2)}{V(\text{blandning})} \cdot 100 \% = \frac{12,2 \text{ ml}}{47,2 \text{ ml}} \cdot 100 \% = 25,847\% \approx 25,8 \%$$

Svar:

$$\text{vol} - \%(\text{H}_2) = 74,2 \%$$

$$\text{vol} - \%(\text{O}_2) = 25,8 \%$$

3.17 När man bränner magnesiumtråd i en gaslåga kan det förutom magnesiumoxid också bildas magnesiumnitrid Mg_3N_2 , då magnesium reagerar med luftens kvävgas. När man tillsätter vatten i en sådan blandning spjälkas magnesiumnitriden till magnesiumoxid och ammoniak.

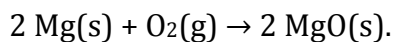
a) Skriv de balanserade reaktionslikheterna för de här reaktionerna.

b) En studerande bränner en bit magnesium i en degel. Slutprodukten väger 0,470 g. Den studerande låter slutprodukten reagera med vatten. Överskottet av vattnet får avdunsta. När den studerande väger ämnet på nytt är massan 0,486 g. Hur mycket magnesiumnitrid i massprocent bildades vid förbränningsreaktionen av magnesium?

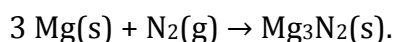
Lösning:

a)

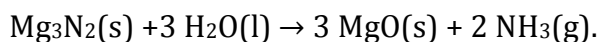
Magnesium reagerar med syre:



Magnesium reagerar med kväve:



Magnesiumnitrid sönderfaller av vattnets verkan:



b)

$$m(\text{MgO} + \text{Mg}_3\text{N}_2) = 0,470 \text{ g}$$

$$m(\text{MgO}) = 0,486 \text{ g}$$

$$M(\text{MgO}) = 40,31 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{Mg}_3\text{N}_2) = 100,95 \text{ g/mol}$$

$$m\text{-}\%(\text{Mg}_3\text{N}_2) = ?$$

Den sammanlagda massan för den magnesiumoxid (MgO) och magnesiumnitrid (Mg_3N_2) som finns i blandningen som bildas i förbränningsreaktionen är 0,470 g. När vi betecknar massan för magnesiumnitrid med x g får vi massan för magnesiumoxid i blandningen som $m_1(\text{MgO}) = (0,470 - x)$ g.

När magnesiumnitrid reagerar med vatten bildas det mera magnesiumoxid. Vi märker ut massan för den magnesiumoxid som bildas i reaktionen mellan magnesiumnitrid och vatten som $m_2(\text{MgO})$.

Efter att magnesiumnitriden sönderfallit innehåller det fasta ämnet endast magnesiumoxid och har massan 0,486 g. Vi får nu uttrycket:

$$0,486 \text{ g} = m_1(\text{MgO}) + m_2(\text{MgO}).$$

När vi substituerar $m_1(\text{MgO})$ i det här uttrycket får vi

$$0,486 = (0,470 - x) + m_2(\text{MgO}).$$

Genom att utnyttja formeln $m = n \cdot M$ får vi det föregående uttrycket i följande form:

$$0,486 = (0,470 - x) + n_2(\text{MgO}) \cdot M(\text{MgO}).$$

Utifrån den balanserade reaktionslikheten får vi förhållandet mellan substansmängderna för magnesiumnitrid och den magnesiumoxid som bildas i sönderfallsreaktionen:

$$\frac{n_2(\text{MgO})}{n(\text{Mg}_3\text{N}_2)} = \frac{3}{1}, \text{ jöten } n_2(\text{MgO}) = 3 \cdot n(\text{Mg}_3\text{N}_2).$$

Substansmängden för magnesiumnitrid är $\frac{x \text{ g}}{M(\text{Mg}_3\text{N}_2)}$.

När vi substituerar det här i uttrycket $0,486 = (0,470 - x) + n_2(\text{MgO}) \cdot M(\text{MgO})$,

får vi:

$$0,486 = (0,470 - x) + 3 \cdot \frac{x}{M(\text{Mg}_3\text{N}_2)} \cdot M(\text{MgO}).$$

Genom att sätta in molmassorna för magnesiumnitrid och magnesiumoxid i uttrycket och beräkna värdet för x får vi:

$$0,486 = (0,470 - x) + 3 \cdot \frac{x}{100,95} \cdot 40,31 \text{ (enheterna finns inte utmärkta i beräkningen.)}, \text{ ur vilket}$$

vi får

$$x = 0,080849 \Rightarrow m(\text{Mg}_3\text{N}_2) = 0,080849 \text{ g}.$$

Vi beräknar slutligen andelen magnesiumnitrid i massprocent:

$$m\text{-}\%(\text{Mg}_3\text{N}_2) = \frac{0,080849 \text{ g}}{0,470 \text{ g}} \cdot 100 \% = 17,202 \% \approx 17,2 \%$$

Svar:

$$m\text{-}\%(\text{Mg}_3\text{N}_2) = 17,2 \%$$

3.18

En blandning innehåller x mol kristallvattenhaltigt magnesiumsulfat $\text{MgSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$ och y mol kristallvattenhaltigt zinksulfat $\text{ZnSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$. Man löser 0,3973 g av den här blandningen i vatten och tillsätter bariumpkloridlösning i överskott i lösningen. Då faller sulfatjonerna ut som bariumsulfat. Man filtrerar, torkar och väger fällningen, som har massan 0,3550 g.

- a) Beteckna blandningens totala massa med hjälp av substansmängderna x och y .
b) Beteckna substansmängden för utfällda sulfatjonerna med hjälp av substansmängderna x och y .
c) Lös ut värdena för x och y .

Lösning:

a)

$$m(\text{MgSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O} + \text{ZnSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}) = 0,3973 \text{ g}$$

$$n(\text{MgSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}) = x \text{ mol}$$

$$n(\text{ZnSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}) = y \text{ mol}$$

$$M(\text{MgSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}) = 246,492 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{ZnSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}) = 287,562 \text{ g/mol}$$

Genom att använda formeln $m = n \cdot M$ får vi uttrycket för den totala massan för blandningen:

$$m(\text{MgSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O} + \text{ZnSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O})$$

$$= n(\text{MgSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{MgSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}) + n(\text{ZnSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{ZnSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O})$$

$$\Rightarrow 0,3973 \text{ g} = x \text{ mol} \cdot 246,492 \text{ g/mol} + y \text{ mol} \cdot 287,562 \text{ g/mol.}$$

b)

Utifrån formlerna för föreningarna kan vi se att en mol kristallvattenhaltigt magnesiumsulfat innehåller en mol sulfatjoner. Samma gäller för en mol kristallvattenhaltigt zinksulfat som också innehåller en mol sulfatjoner. Substansmängden för sulfatjoner är:

$$n(\text{SO}_4^{2-}) = x \text{ mol} + y \text{ mol.}$$

c)

$$m(\text{MgSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O} + \text{ZnSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}) = 0,3973 \text{ g}$$

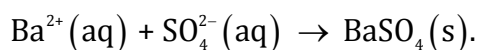
$$m(\text{BaSO}_4) = 0,3550 \text{ g}$$

$$M(\text{BaSO}_4) = 233,40 \text{ g/mol}$$

$$x = ?$$

$$y = ?$$

Reaktionslikheten som beskriver utfällningen av sulfatjoner är:



Substansmängden för det utfällda bariumsulfatet är:

$$n(\text{BaSO}_4) = \frac{m(\text{BaSO}_4)}{M(\text{BaSO}_4)} = \frac{0,3550 \text{ g}}{233,40 \text{ g/mol}} = 1,52099 \cdot 10^{-3} \text{ mol.}$$

Utifrån reaktionslikheten för utfällningsreaktionen får vi: $n(\text{SO}_4^{2-}) = n(\text{BaSO}_4) = 0,00152099$ mol.

Från b)-delen vet vi att $n(\text{SO}_4^{2-}) = x \text{ mol} + y \text{ mol}$.

Från a)-delen vet vi att $x \text{ mol} \cdot 246,492 \text{ g/mol} + y \text{ mol} \cdot 287,562 \text{ g/mol} = 0,3973 \text{ g}$.

Utifrån de här uttrycken får vi följande ekvationssystem (enheterna är inte utmärkta):

$$\begin{cases} x + y = 0,00152099 \\ x \cdot 246,492 + y \cdot 287,562 = 0,3973. \end{cases}$$

När vi löser ut y från den övre ekvationen och sätter in detta i den nedre ekvationen får vi $x \cdot 246,492 + (0,00152099 - x) \cdot 287,562 = 0,3973$.

utifrån det här får vi

$$x = 9,75870 \cdot 10^{-4}$$

$$\Rightarrow x = 9,759 \cdot 10^{-4} \text{ mol.}$$

$$y = 0,00152099 - 9,75870 \cdot 10^{-4} = 5,4512 \cdot 10^{-4} \Rightarrow y = 5,451 \cdot 10^{-4} \text{ mol.}$$

Svar:

a) $0,3973 \text{ g} = x \text{ mol} \cdot 246,492 \text{ g/mol} + y \text{ mol} \cdot 287,562 \text{ g/mol}$

b) $n(\text{SO}_4^{2-}) = x \text{ mol} + y \text{ mol}$

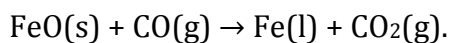
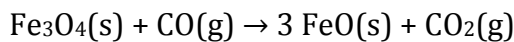
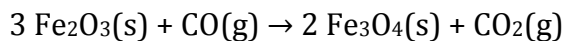
c) $x = 9,759 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

$y = 5,451 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

Del 3 Öva mera!

Studentexamensuppgifter

1. Det råjärn som behövs vid framställningen av stål framställs genom att man reducerar järnmalmer som huvudsakligen består av järnoxider. Reduktionen av hematitmalm, Fe_2O_3 , sker i en hög tornaktig ugn, det vill säga en masugn, i tre skeden:



a) Skriv reaktionsformeln för totalreaktionen. (1 p.)

b) Hur många kilogram järn får man om man använder 125 kg Fe_2O_3 och det finns kolmonoxid i överskott? (3 p.)

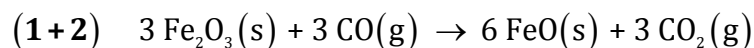
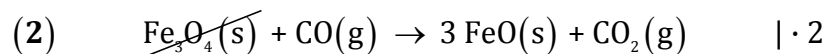
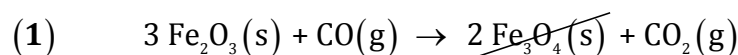
c) I masugnen tillsätts ovanifrån en blandning av järnmalm, koks och kalksten. Koks är kol som framställts från stenkol. I den nedre delen av masugnen blåses het luft in. Smält järn rinner till botten av masugnen. Förklara varför man matar in koks och luft i masugnen. (2 p.)

(Studentexamen våren 2016)

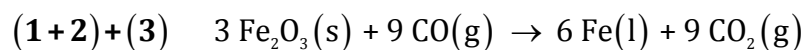
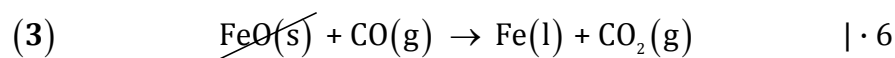
Lösning:

a)

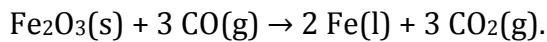
Vi eliminerar det gemensamma ämnet, det vill säga Fe_3O_4 , från följande reaktioner (utmärkta som **(1)** och **(2)**) genom att multiplicera den nedre reaktionen med två och räkna ihop reaktionslikheterna i ett ekvationssystem.



Vi eliminerar det gemensamma ämnet (FeO) för den reaktionen vi erhöll och den sista reaktionen i reaktionsserien genom att multiplicera reaktion **(3)** $\text{FeO}(\text{s}) + \text{CO}(\text{g}) \rightarrow \text{Fe}(\text{l}) + \text{CO}_2(\text{g})$ med sex och räkna ihop reaktionslikheterna i ett ekvationssystem.



De minsta möjliga heltalskoefficienterna för totalreaktionen är:



b)

$$m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 125 \text{ kg} = 125\,000 \text{ g}$$

$$M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 159,70 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{Fe}) = 55,85 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{Fe}) = ?$$

Vi beräknar substansmängden för järn(III)oxid:

$$n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \frac{m(\text{Fe}_2\text{O}_3)}{M(\text{Fe}_2\text{O}_3)} = \frac{125\,000 \text{ g}}{159,70 \text{ g/mol}} = 782,72 \text{ mol.}$$

Utifrån reaktionslikheten för totalreaktionen får vi:

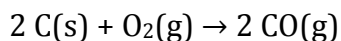
$$\frac{n(\text{Fe})}{n(\text{Fe}_2\text{O}_3)} = \frac{2}{1}, \text{ därmed är } n(\text{Fe}) = 2 \cdot n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 782,72 \text{ mol} = 1\,565,4 \text{ mol.}$$

Vi beräknar massan för järn:

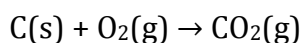
$$m(\text{Fe}) = n(\text{Fe}) \cdot M(\text{Fe}) = 1\,565,4 \text{ mol} \cdot 55,85 \text{ g/mol} = 87\,427 \text{ g} \approx 87,4 \text{ kg.}$$

c)

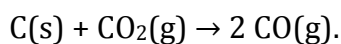
CO behövs som reduktionsmedel i de olika skedena i reaktionsserien. Kolen i koks och syre från luften bildar CO enligt följande reaktionslikhet:



eller:



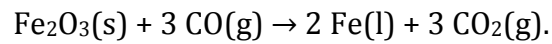
och



Förbränningsreaktionen är exoterm och producerar alltså värme. Den höga temperaturen får järn att hållas i smält form, varvid järnet rinner till botten av masugnen.

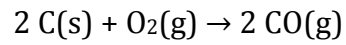
Svar:

a) Reaktionslikheten för totalreaktionen är:

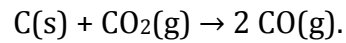
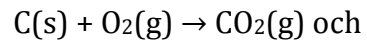


b) $m(\text{Fe}) = 87,4 \text{ kg}.$

c) Kolmonoxid CO behövs som reduktionsmedel i de olika skedena av reaktionsserien. Kolen i koks och syre från luften bildar CO enligt följande reaktionslikhet:



eller



Förbränningsreaktionen är exoterm och producerar alltså värme. Den höga temperaturen får järn att hållas i smält form, varvid järnet rinner till botten av masugnen.

2. Man vägde upp 25,0 g av en saltblandning av natriumklorid och kaliumklorid. Blandningen löstes upp i 200,0 milliliter vatten och i lösningen tillsattes 600,0 ml AgNO_3 -lösning vars koncentration var 0,700 mol/l. Den mycket svårlösliga fällning som bildades filtrerades. En koppartråd med massan 100,00 g sänktes ned i återstoden av lösningen. Då reaktionen tagit slut torkades koppartråden och dess massa uppmättes till 101,52 g.

a) Skriv reaktionsformlerna för reaktionerna som sker under undersökningens gång. (2 p.)

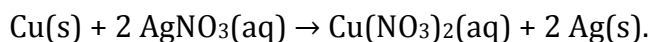
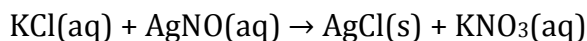
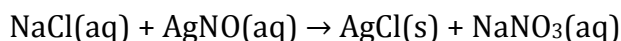
b) Beräkna saltblandningens sammansättning i massprocent. (7 p.)

(Jokeruppgift i studentexamen våren 2016)

Lösning:

a)

Reaktionslikheterna är:



b)

$$m(\text{NaCl} + \text{KCl}) = 25,0 \text{ g}$$

$$V(\text{AgNO}_3) = 600,0 \text{ ml} = 0,6000 \text{ l}$$

$$c(\text{AgNO}_3) = 0,700 \text{ mol/l}$$

$$m_1(\text{koppartråd}) = 100,00 \text{ g}$$

$$m_2(\text{koppartråd}) = 101,52 \text{ g}$$

$$M(\text{NaCl}) = 58,44 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{KCl}) = 74,55 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{AgNO}_3) = 169,88 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{Ag}) = 107,87 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{Cu}) = 63,55 \text{ g/mol}$$

$$m\text{-}\%(\text{NaCl}) = ?$$

$$m\text{-}\%(\text{KCl}) = ?$$

Vi beräknar hur många silverjoner i silvernitratlösningen som reducerades efter utfällningsreaktionerna med hjälp av förändringen i koppartrådens massa (101,52 g – 100,00 g = 1,52 g). Eftersom det är frågan om en oxidations- reduktionsreaktion kommer silver i grundämnesform att reduceras och koppar att oxideras till kopparjoner i reaktionen.

Vi märker ut massan för det silver som bildas enligt följande: $m(\text{Ag}) = x \text{ g}$

och den massan koppar som löst sig enligt följande: $m(\text{Cu}) = y \text{ g}$.

Förändringen i koppartrådens massa är därmed: $1,52 \text{ g} = (x - y) \text{ g}$.

När vi skriver uttrycket för massan för koppar (y) med hjälp av massan för silver (x) får vi uttrycket

$$y = 1,52 - x \text{ (enheterna är inte utmärkta).}$$

Utifrån reaktionslikheten $\text{Cu(s)} + 2 \text{AgNO}_3(\text{aq}) \rightarrow \text{Cu(NO}_3)_2(\text{aq}) + 2 \text{Ag(s)}$ ser vi att $n(\text{Ag}) = 2 \cdot n(\text{Cu})$.

Genom att utnyttja formeln $n = \frac{m}{M}$, uttrycken för massorna och förhållandet mellan koefficienterna i den balanserade reaktionslikheten får vi uttrycket:

$$\frac{x}{107,87} = 2 \cdot \frac{(x - 1,52)}{63,55} \text{ (beräkningarna är utförda utan enheter), ur vilket vi får}$$

$$x = 2,1547 \text{ g} \Rightarrow m(\text{Ag}) = 2,1547 \text{ g}$$

Vi beräknar substansmängden för de silverjoner som reducerades ur lösningen:

$$n(\text{Ag}^+) = n(\text{Ag}) = \frac{m(\text{Ag})}{M(\text{Ag})} = \frac{2,1547 \text{ g}}{107,87 \text{ g/mol}} = 0,019975 \text{ mol.}$$

Den totala substansmängden silverjoner som tillsattes i saltblandningen är:

$$n(\text{Ag}^+) = n(\text{AgNO}_3) = c(\text{AgNO}_3) \cdot V(\text{AgNO}_3) = 0,700 \text{ mol/l} \cdot 0,6000 \text{ l} = 0,42000 \text{ mol.}$$

Substansmängden silverjoner som förbrukades i fällningsreaktionerna är:

$$n(\text{Ag}^+) = n(\text{Ag}^+)_{\text{tillsatt}} - n(\text{Ag}^+)_{\text{reducerad}} = 0,42000 \text{ mol} - 0,019975 \text{ mol} = 0,40003 \text{ mol.}$$

Utifrån reaktionslikheterna för fällningsreaktionerna

$$n(\text{Ag}^+) = n(\text{Na}^+) + n(\text{K}^+) = 0,40003 \text{ mol.}$$

Genom att utnyttja det här uttrycket och formeln $n = \frac{m}{M}$ får vi uttrycket för substansmängden för de silverjoner som förbrukades i reaktionen:

$$0,40003 = \frac{m(\text{Na}^+)}{M(\text{Na}^+)} + \frac{m(\text{K}^+)}{M(\text{K}^+)} = \frac{m(\text{NaCl})}{M(\text{NaCl})} + \frac{m(\text{KCl})}{M(\text{KCl})}.$$

När vi märker ut massan för den natriumklorid som fanns i saltblandningen som x g får vi massan för kaliumklorid i blandningen som $(25,0 - x)$ g. Genom att sätta in detta samt molmassorna för natriumklorid och kaliumklorid i det föregående uttrycket och lösa ut värdet för x får vi:

$$0,40003 = \frac{x}{58,44} + \frac{(25,0 - x)}{74,55} \quad (\text{beräkningarna är utförda utan enheter}), \text{ ur vilket vi får}$$

$$x = 17,492 \text{ g} \Rightarrow m(\text{NaCl}) = 17,492 \text{ g}.$$

Vi beräknar andelen natriumklorid i lösningen i massprocent:

$$m\text{-}\%(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{m(\text{seos})} = \frac{17,492 \text{ g}}{25,0 \text{ g}} \cdot 100 \% = 69,968 \% \approx 70,0 \%$$

$$m\text{-}\%(\text{KCl}) = 100,0 \% - 70,0 \% = 30,0 \%$$

Svar:

- a) Reaktionslikheterna är:
 $\text{NaCl}(\text{aq}) + \text{AgNO}(\text{aq}) \rightarrow \text{AgCl}(\text{s}) + \text{NaNO}_3(\text{aq})$
 $\text{KCl}(\text{aq}) + \text{AgNO}(\text{aq}) \rightarrow \text{AgCl}(\text{s}) + \text{KNO}_3(\text{aq})$
 $\text{Cu}(\text{s}) + 2 \text{AgNO}_3(\text{aq}) \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2(\text{aq}) + 2 \text{Ag}(\text{s}).$
- b) $m\text{-}\%(\text{Na}) = 70,0 \%$
 $m\text{-}\%(\text{KCl}) = 30,0 \%$

3. "Se här, Watson", sade Sherlock Holmes, "jag har fått tag på en djävulsk uppfinning av professor Moriarty. Det är en zink-magnesiumblandning som han tänker använda vid sina dåd eftersom blandningen ger upphov till kraftig hetta när den brinner. Vi måste bestämma blandningens sammansättning. Du minns säkert från dina kemistudier, Watson, att båda de metaller som ingår i blandningen löser sig i saltsyra, varvid det bildas vätgas. Vi löser ett noggrant uppvägt prov av blandningen i ett överskott av saltsyra och väger upp massan för den vätgas som bildas. Då kan vi klargöra blandningens sammansättning."

a) Ställ upp de reaktionsformler som beskriver metallernas upplösning. (2 p.)

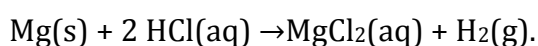
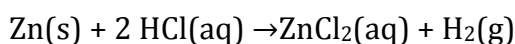
b) Då 10,00 g av en blandning som innehåller zink- och magnesiummetall upplöstes i ett överskott av saltsyralösning, frigjordes 0,5171 g vätgas. Hur många gram magnesium innehöll blandningen? (4 p.)

(Studentexamen hösten 2014)

Lösning:

a)

Reaktionslikheterna är:



b)

$$m(\text{Zn} + \text{Mg}) = 10,00 \text{ g}$$

$$m(\text{H}_2) = 0,5171 \text{ g}$$

$$M(\text{Zn}) = 65,38 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{Mg}) = 24,31 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{H}_2) = 2,016 \text{ g/mol}$$

Vi beräknar den totala substansmängd väte som bildas i reaktionen:

$$n(\text{H}_2) = \frac{m(\text{H}_2)}{M(\text{H}_2)} = \frac{0,5171 \text{ g}}{2,016 \text{ g/mol}} = 0,256498 \text{ mol}$$

När vi betecknar massan för det magnesium som fanns i blandningen med x g får vi massan för zink som $(10,00 - x)$ g.

Utifrån reaktionslikheterna ser vi att det utgående från en mol zink bildas en mol väte och på motsvarande sätt utgående från en mol magnesium bildas en mol väte. Vi kan därför märka ut den totala substansmängden väte enligt följande:

$$n(\text{H}_2) = n(\text{Zn}) + n(\text{Mg})$$

Genom att utnyttja formeln $n = \frac{m}{M}$ får vi uttrycket för substansmängden för väte:

$$n(\text{H}_2) = \frac{m(\text{Zn})}{M(\text{Zn})} + \frac{m(\text{Mg})}{M(\text{Mg})}.$$

När vi sätter in substansmängden för väte, massorna samt molmassorna för zink och magnesium får vi:

$$0,256498 = \frac{(10,00 - x)}{65,38} + \frac{x}{24,31}, \text{ ur vilket vi får}$$

$$x = 4,00718 \text{ g} \Rightarrow m(\text{Mg}) = 4,00718 \text{ g} \approx 4,007 \text{ g}.$$

Svar:

- a)** Reaktionslikheterna är:
 $\text{Zn(s)} + 2 \text{HCl(aq)} \rightarrow \text{ZnCl}_2(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$
 $\text{Mg(s)} + 2 \text{HCl(aq)} \rightarrow \text{MgCl}_2(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g}).$
- b)** $m(\text{Mg}) = 4,007 \text{ g}.$

Del 4 Olika material

Kapitel 4.1 Metaller som material

4.5 Karnallit är ett mineral som innehåller kaliumklorid, magnesiumklorid och kristallvatten. Härled med hjälp av uppgifterna i tabellen den kemiska formeln för karnallit.

Grundämne	Andel i massprocent
K	14,05
Cl	38,40
Mg	8,65
H	4,32
O	34,60

Lösning:

Utifrån massprocentandelarna för de olika grundämnena får vi massan för grundämnena i 100 gram mineral enligt följande:

$$m(\text{K}) = 14,04 \text{ g}$$

$$m(\text{Cl}) = 38,40 \text{ g}$$

$$m(\text{Mg}) = 8,64 \text{ g}$$

$$m(\text{H}) = 4,32 \text{ g}$$

$$m(\text{O}) = 34,60 \text{ g.}$$

Substansmängden för de olika grundämnena är:

$$n(\text{K}) = \frac{m(\text{K})}{M(\text{K})} = \frac{14,04 \text{ g}}{39,10 \text{ g/mol}} = 0,359079 \text{ mol}$$

$$n(\text{Cl}) = \frac{m(\text{Cl})}{M(\text{Cl})} = \frac{38,40 \text{ g}}{35,45 \text{ g/mol}} = 1,08322 \text{ mol}$$

$$n(\text{Mg}) = \frac{m(\text{Mg})}{M(\text{Mg})} = \frac{8,64 \text{ g}}{24,31 \text{ g/mol}} = 0,35541 \text{ mol}$$

$$n(\text{H}) = \frac{m(\text{H})}{M(\text{H})} = \frac{4,32 \text{ g}}{1,008 \text{ g/mol}} = 4,2857 \text{ mol}$$

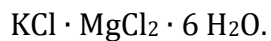
$$n(\text{O}) = \frac{m(\text{O})}{M(\text{O})} = \frac{34,60 \text{ g}}{16,00 \text{ g/mol}} = 2,16250 \text{ mol.}$$

Vi bildar förhållandet mellan substansmängderna genom att dividera alla substansmängder med substansmängden för det ämne som det finns minst av (magnesium):

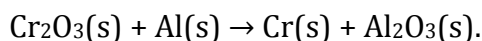
$$n(\text{K}):n(\text{Cl}):n(\text{Mg}):n(\text{H}):n(\text{O}) = 1,01 : 3,04 : 1,00 : 12,0 : 6,08.$$

Förhållandet mellan substansmängderna i minsta möjliga heltal är 1 : 3 : 1 : 12 : 6, och ur det här får vi formeln för karnallit som $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$.

Svar:



4.12 Man rengör krom genom att reducera det elektrokemiskt med aluminium från krom(III) oxid, enligt den obalanserade reaktionslikheten.



- a) Förklara varför aluminium lämpar sig som reduktionsmedel i den här reaktionen.
- b) Balansera reaktionslikheten med hjälp av oxidationstalen.
- c) Reaktionens entalpiförändring (ΔH) är -536 kJ. Frigör eller binder reaktionen värme, det vill säga är den exoterm eller endoterm? Motivera.
- d) Man har tillgång till 14,0 ton kromoxid och ett överskott av aluminium. Man framställer 8,8 ton rent krom. Vilket är kromets procentuella utbyte?

Lösning:

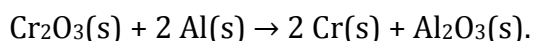
a)

Aluminium är en oädlare metall än krom. I reaktionen oxideras aluminiumatomerna och reducerar därmed kromjonerna till krom i grundämnesform.

b)

Grundämne	Oxidationstalet i ursprungssämnet	Oxidationstalet i reaktionsprodukten	Förändring	Antalet förflyttade elektroner per atom
Cr	+III	0	reduceras	3
O	-II	-II	ingen förändring	
Al	0	+III	oxideras	3

Eftersom ursprungssämnet innehåller två kromatomer behövs det totalt sex elektroner för att reducera kromatomerna. Därmed måste två aluminiumatomer oxideras. Reaktionslikheten är:



c)

Det frigörs värme i reaktionen och det är alltså frågan om en exoterm reaktion. Entalpiförändringen i en exoterm reaktion märks ut som ett negativt tal.

d)

$$m(\text{Cr}_2\text{O}_3) = 14,0 \text{ t} = 14,0 \cdot 10^6 \text{ g}$$

$$M(\text{Cr}_2\text{O}_3) = 152,00 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{Cr}) = 8,8 \text{ t}$$

$$M(\text{Cr}) = 52,00 \text{ g/mol}$$

$$\text{utbytes-\%}(\text{Cr}) = ?$$

Substansmängden för krom(III)oxid är:

$$n(\text{Cr}_2\text{O}_3) = \frac{14,0 \cdot 10^6 \text{ g}}{152,00 \text{ g/mol}} = 92\,105 \text{ mol.}$$

Utifrån den balanserade reaktionslikheten får vi $n(\text{Cr}) = 2 \cdot n(\text{Cr}_2\text{O}_3) = 184\,210 \text{ mol}$, och utifrån detta är det teoretiska utbytet för krom:

$$m(\text{Cr}) = 184\,210 \text{ mol} \cdot 52,00 \text{ g/mol} = 9\,578\,900 \text{ g} \approx 9,579 \text{ t.}$$

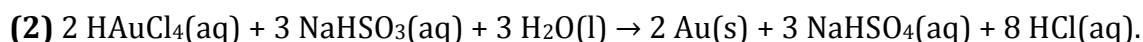
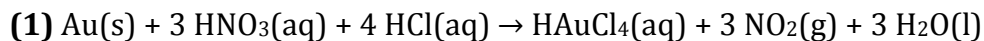
Det procentuella utbytet för krom är:

$$\text{utbytes-\%}(\text{Cr}) = \frac{8,8 \text{ t}}{9,579 \text{ t}} \cdot 100 \% = 91,87 \% \approx 92 \%$$

Svar:

- a)** Aluminium är en oädlare metall än krom. I reaktionen oxideras aluminiumatomerna och reducerar därmed kromjonerna till krom i grundämnesform.
- b)** Reaktionslikheten är:
$$\text{Cr}_2\text{O}_3(\text{s}) + 2 \text{Al}(\text{s}) \rightarrow 2 \text{Cr}(\text{s}) + \text{Al}_2\text{O}_3(\text{s}).$$
- c)** Det frigörs värme i reaktionen och det är alltså frågan om en exoterm reaktion. Entalpiförändringen i en exoterm reaktion märks ut som ett negativt tal.
- d)** $\text{utbytes-\%}(\text{Cr}) = 92 \%$.

4.13 Under andra världskriget löste man upp de tyska fysikerna Max von Laue och James Franck's Nobelpris i kungsvatten, för att ingen skulle kunna ta prisen ifrån dem. Guld kunde tas till vara genom att behandla guldjonlösningen med natriumvätesulfit. Reaktionslikheterna för att lösa och tillvarata guld:



a) Bestäm utifrån förändringarna i oxidationstal vilket ämne som oxideras och vilket som reduceras i reaktionerna **(1)** och **(2)**.

b) Beräkna hur stor volym natriumvätesulfitlösning som behövdes ($c = 2,00 \text{ mol/dm}^3$) för att ta till vara allt guld som löstes i kungsvattnet. Nobelmedaljen hade massan 200 gram och innehöll 96 massprocent guld. Anta att man lyckades reducera guld till 100 %-igt rent guld.

Lösning:

a)

Reaktion **(1)**:

Grundämne	Oxidationstalet i ursprungssämnet	Oxidationstalet i reaktionsprodukten	Förändring
Au	0	+III	oxideras
H	+I	+I	
N	+V	+IV	reduceras
O	-II	-II	
H	+I	+I	
Cl	-I	-I	

Reaktion **(2)**:

Grundämne	Oxidationstalet i ursprungssämnet	Oxidationstalet i reaktionsprodukten	Förändring
Au	+III	0	reduceras
H	+I	+I	
Cl	-I	-I	
Na	+I	+I	
S	+IV	+VI	oxideras
O	-II	-II	

I reaktion **(1)** oxideras guldatomerna samtidigt som kväveatomerna i salpetersyran reduceras. I reaktion **(2)** reduceras guldjonerna samtidigt som svavelatomerna i natriumvätesulfiten oxideras.

b)

$$m(\text{medalj}) = 200 \text{ g}$$

$$m\text{-}\%(\text{Au}) = 96 \%$$

$$M(\text{Au}) = 196,67 \text{ g/mol}$$

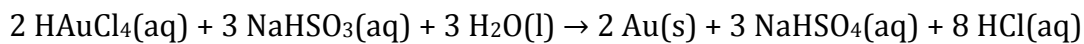
$$c(\text{NaHSO}_3) = 2,00 \text{ mol/dm}^3$$

$$V(\text{NaHSO}_3) = ?$$

Vi beräknar substansmängden för guld i medaljen:

$$n(\text{Au}) = \frac{m(\text{Au})}{M(\text{Au})} = \frac{0,96 \cdot 200 \text{ g}}{196,97 \text{ g/mol}} = 0,97477 \text{ mol.}$$

Utifrån reaktionslikhet **(2)**



får vi

$$\frac{n(\text{NaHSO}_3)}{n(\text{Au})} = \frac{3}{2}, \text{ jöten } n(\text{NaHSO}_3) = \frac{3}{2} \cdot n(\text{Au}) = \frac{3}{2} \cdot 0,97477 \text{ mol} = 1,4622 \text{ mol.}$$

Vi beräknar volymen för natriumvätesulfitlösningen:

$$V(\text{NaHSO}_3) = \frac{n(\text{NaHSO}_3)}{c(\text{NaHSO}_3)} = \frac{1,4622 \text{ mol}}{2,00 \text{ mol/dm}^3} = 0,73108 \text{ dm}^3 \approx 0,731 \text{ dm}^3.$$

Svar:

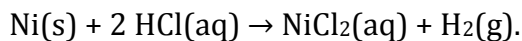
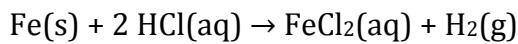
a) I reaktion **(1)** oxideras guldatomerna och kväveatomerna i salpetersyran reduceras. I reaktion **(2)** reduceras guldjonerna och svavelatomerna i natriumvätesulfiten oxideras.

b) $V(\text{NaHSO}_3) = 0,731 \text{ dm}^3.$

4.14 Enligt tabellboken är invar en legering av järn och nickel. Beräkna hur stor volym vätgas det bildas vid rumstemperatur (25,00 °C) och normaltryck, när man löser 0,5065 g av legeringen i ett överskott av saltsyra.

Lösning:

Utifrån normalpotentialtabellen kan vi se att både järn och nickel löser sig i saltsyra och bildar samtidigt vätgas. Reaktionslikheterna är:



Enligt tabellboken innehåller invar 64 % järn och 36 % nickel.

$$m(\text{Fe} + \text{Ni}) = 0,5065 \text{ g}$$

$$m\text{-}\%(\text{Fe}) = 64 \%$$

$$m\text{-}\%(\text{Ni}) = 36 \%$$

$$M(\text{Fe}) = 55,85 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{Ni}) = 58,69 \text{ g/mol}$$

$$T = (25,00 + 273,15)\text{K} = 298,15 \text{ K}$$

$$p = 101\,325 \text{ Pa}$$

$$R = 8,31451 \frac{\text{Pa} \cdot \text{m}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$M(\text{H}_2) = 2,016 \text{ g/mol}$$

$$V(\text{H}_2) = ?$$

Utifrån sammansättningen av legeringen kan vi beräkna massan för järn och nickel:

$$m(\text{Fe}) = 0,64 \cdot 0,5065 \text{ g} = 0,3242 \text{ g}$$

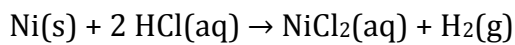
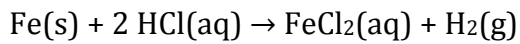
$$m(\text{Ni}) = 0,36 \cdot 0,5065 \text{ g} = 0,1823 \text{ g}.$$

Vi beräknar substansmängden för järn och nickel:

$$n(\text{Fe}) = \frac{m(\text{Fe})}{M(\text{Fe})} = \frac{0,3242 \text{ g}}{55,85 \text{ g/mol}} = 5,80483 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n(\text{Ni}) = \frac{m(\text{Ni})}{M(\text{Ni})} = \frac{0,1823 \text{ g}}{58,69 \text{ g/mol}} = 3,10615 \cdot 10^{-3} \text{ mol}.$$

Från reaktionslikheterna



kan vi se att $n(\text{H}_2) = n(\text{Fe})$ och $n(\text{H}_2) = n(\text{Ni})$ och därmed får vi den totala substansmängden vätgas som bildas i reaktionerna:

$$n(\text{H}_2) = n(\text{Fe}) + n(\text{Ni}) = 5,80483 \cdot 10^{-3} \text{ mol} + 3,10615 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 8,91098 \cdot 10^{-3} \text{ mol}.$$

Vi beräknar volymen för vätgasen med hjälp av tillståndsekvationen för en ideal gas:

$$V(\text{H}_2) = \frac{n(\text{H}_2) \cdot RT}{p} = \frac{8,91098 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 8,31451 \frac{\text{Pa} \cdot \text{m}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 298,15 \text{ K}}{101\,325 \text{ Pa}} = 2,18012 \cdot 10^{-4} \text{ m}^3 \approx 2,180 \cdot 10^{-4} \text{ m}^3.$$

Svar:

$$V(\text{H}_2) = 2,180 \cdot 10^{-4} \text{ m}^3 (= 0,2180 \text{ dm}^3).$$

Kapitel 4.2 Speciella egenskaper hos övergångsmetaller

4.24 Människan behöver små mängder kobolt, eftersom det är en del av strukturen i B12-vitamin, det vill säga cyanokobalamin. B12 är en nödvändig vitamin för människan och finns inte i grönsaker. Trots att det rekommenderade intaget är relativt lågt är det möjligt att få brist på B12-vitamin. Man talar då om pernicios anemi. En B12-molekyl innehåller 4,34 massprocent kobolt. Beräkna molmassan för B12-vitamin. Utgå från att en vitaminmolekyl alltid innehåller en koboltjon.

Lösning:

$$m\text{-}\%(\text{Co}) = 4,34 \%$$

$$M(\text{Co}) = 58,93 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{B}_{12}\text{-vitamin}) = ?$$

Eftersom en vitaminmolekyl alltid innehåller en koboltjon finns det en mol koboltjoner i en mol B₁₂-vitamin.

Eftersom vi vet andelen kobolt i massprocent kan vi beräkna molmassan (x) för hela vitaminmolekylen med hjälp av uttrycket

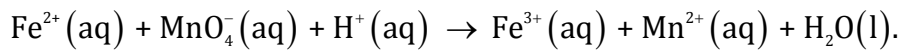
$$\frac{58,93}{x} \cdot 100 = 4,34, \text{ ur vilket vi får } x = 1\,357,83.$$

Molmassan för B₁₂-vitamin är därmed ca 1 358 g/mol.

Svar:

$$M(\text{B}_{12}\text{-vitamin}) = 1\,358 \text{ g/mol}.$$

4.25 Man löser ett malmprov med massan 0,20 g i ett överskott av svavelsyra, varpå det bildas en ljusgrön lösning av järn(II)sulfat. Lösningen titreras med en kaliumpermanganatlösning med koncentrationen 0,020 mol/l. Det går åt 25 ml av kaliumpermanganatlösning. Järn(II)jonerna reagerar med permanganatjonerna i den sura lösningen enligt följande obalanserade reaktionslikhet:



Balansera reaktionslikheterna med hjälp av oxidationstal och beräkna järnhalten i malmprovet i massprocent.

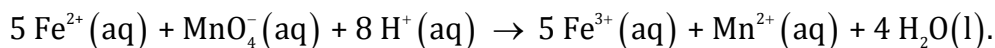
Lösning:

Förändringar i oxidationstalen:

Fe: +II \rightarrow +III (donerar 1 elektron/atom)

Mn: +VII \rightarrow +II (accepterar 5 elektron/atom)

Den balanserade reaktionslikheten är:



$$m(\text{malmprov}) = 0,20 \text{ g}$$

$$c(\text{KMnO}_4) = 0,020 \text{ mol/l}$$

$$V(\text{KMnO}_4) = 25 \text{ ml} = 0,025 \text{ l}$$

$$M(\text{Fe}) = 55,85 \text{ g/mol}$$

$$m\text{-}\%(\text{Fe}) = ?$$

Substansmängden för de permanganatjoner som förbrukas i titreringen är:

$$n(\text{MnO}_4^{-}) = n(\text{KMnO}_4) = c(\text{KMnO}_4) \cdot V(\text{KMnO}_4) = 0,020 \text{ mol/l} \cdot 0,025 \text{ l} = 5,000 \cdot 10^{-4} \text{ mol}.$$

Utifrån koefficienterna i reaktionslikheten

$$\frac{n(\text{Fe})}{n(\text{MnO}_4^{-})} = \frac{5}{1} \text{ får vi } n(\text{Fe}) = 5 \cdot n(\text{MnO}_4^{-}) = 5 \cdot 5,000 \cdot 10^{-4} \text{ mol} = 2,500 \cdot 10^{-3} \text{ mol}.$$

Massan för järn i malmprovet är

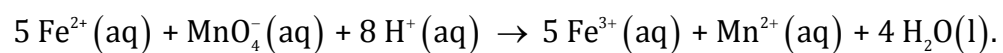
$$m(\text{Fe}) = n(\text{Fe}) \cdot M(\text{Fe}) = 2,500 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 55,85 \text{ g/mol} = 0,1396 \text{ g}.$$

Andelen järn i massprocent är:

$$m\text{-}\%(\text{Fe}) = \frac{m(\text{Fe})}{m(\text{prov})} \cdot 100 \% = \frac{0,1396 \text{ g}}{0,20 \text{ g}} \cdot 100 \% = 69,80 \% \approx 70 \%$$

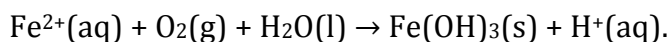
Svar:

Den balanserade reaktionslikheten är:



$$m\text{-}\%(\text{Fe}) = 70 \%$$

4.26 Ett problem med grundvattnen i Finland är den höga järnhalten, som gör att vattnet i brunnar till exempel vid sommarstugor kan ha en järnhalt som är högre än det rekommenderade värdet (0,4 mg/l). Grundvattnet innehåller järn i form av lösta Fe²⁺-joner, som sedimenteras i vattenledningarna. Jonerna gör vattnet grumligt, påverkar smaken och orsakar rostfläckar när de oxideras till Fe³⁺-joner. Man avlägsnar järn ur vatten genom att oxidera järn(II)joner, antingen kemiskt eller biologiskt. Den oxidationsreaktion som sker med hjälp av bakterier i den biologiska processen kan uttryckas med följande obalanserade reaktionslikhet:



Den järn(III)hydroxidfällning som bildas vid reaktionen avlägsnas genom filtrering.

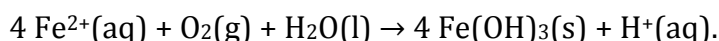
- a) Balansera reaktionslikheten med hjälp av oxidationstal.
 b) Bestäm massan av den mängd järn(III) hydroxid som bildas när man behandlar 100 liter vatten med järn(II)jonhalten 680 µg/l biologiskt, så att järn(II)jonhalten minskar till 250 µg/l.

Lösning:

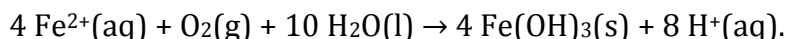
a)

	Oxidationstal et i ursprungsam net	Oxidationstal et i reaktionspro dukten	Förändring	Antalet förflyttade elektroner per atom
Fe	+II	+III	oxideras	1
O (i grundämnessyre)	0	-II	reduceras	2
O (i vattenmolekylen)	-II	-II	ingen förändring	
H	+I	+I	ingen förändring	

När atomerna i syremolekylen O₂ reduceras tar de emot totalt fyra elektroner. Därmed måste fyra järn(II)-joner oxideras. Reaktionslikheten är i det här skedet:



Vi balanserar syre- och väteatomerna med hjälp av vattenmolekyler och protoner samt kontrollerar summan av elektriska laddningar på båda sidorna av reaktionslikheten och får:



b)

$$V(\text{vatten}) = 100 \text{ l}$$

$$\text{järnhalt 1: } 680 \text{ } \mu\text{g/l}$$

$$\text{järnhalt 2: } 250 \text{ } \mu\text{g/l}$$

$$M(\text{Fe}^{2+}) = 55,85 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 106,874 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{Fe}(\text{OH})_3) = ?$$

Får att få järnhalt 2 måste Fe(II)-jonhalten minska enligt följande:

$$680 \text{ } \mu\text{g/l} - 250 \text{ } \mu\text{g/l} = 430 \text{ } \mu\text{g/l}.$$

Vattenmängden är 100 liter och därmed är massan för de Fe(II)-joner som ska fällas ut:

$$m(\text{Fe}^{2+}) = 100 \text{ l} \cdot 430 \text{ } \mu\text{g/l} = 43\,000 \text{ } \mu\text{g} = 43,0 \text{ mg} = 0,0430 \text{ g}.$$

Vi beräknar substansmängden för de Fe(II)-joner som ska fällas ut:

$$n(\text{Fe}^{2+}) = \frac{m}{M} = \frac{0,0430 \text{ g}}{55,85 \text{ g/mol}} = 7,6992 \cdot 10^{-4} \text{ mol}.$$

Utifrån den balanserade reaktionslikheten är $n(\text{Fe}(\text{OH})_3) = n(\text{Fe}^{2+}) = 7,6992 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$.

Vi beräknar massan för fällningen:

$$m(\text{Fe}(\text{OH})_3) = n \cdot M = 7,6992 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot 106,874 \text{ g/mol} = 0,082284 \text{ g} \approx 82,3 \text{ mg}.$$

Svar:

- a)** Reaktionslikheten är:
$$4 \text{ Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{O}_2(\text{g}) + 10 \text{ H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 4 \text{ Fe}(\text{OH})_3(\text{s}) + 8 \text{ H}^+(\text{aq}).$$
- b)** $m(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 82,3 \text{ mg}.$

4.27 Tävlingscyklar tillverkas av stål som innehåller en mindre mängd mangan. Vi tar reda på manganhalten i stålet genom att lösa ett prov i salpetersyra, varpå det bildas mangan(II)joner och kvävedioxid. Mangan(II)jonerna oxideras med perjodat IO_4^- till permanganatjoner MnO_4^- , varpå lösningen antar en violett färg. När vi mäter absorbansvärdet för permanganatlösningen med spektrofotometer och jämför med absorbansvärdena för permanganatlösningar vars koncentration vi känner till (standardlösningar) kan vi beräkna manganhalten för det ursprungliga provet.

I en undersökning löste man 2,5 gram av det stål som används till tävlingscyklar i svavelsyra och bearbetade provet med perjodat. Vid spektrofotometrisk mätning av permanganatlösningarna fick man följande resultat:

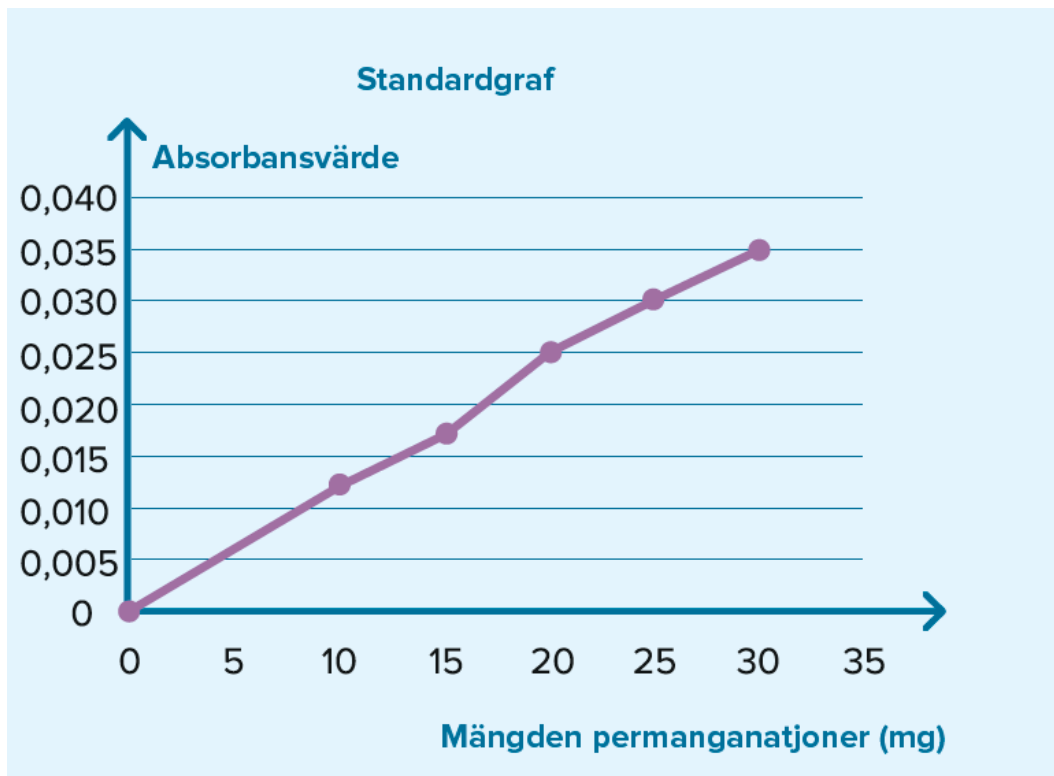
Mängden (mg) permanganatjoner i standardlösningar	Absorbansvärde
0	0,000
10	0,012
15	0,017
20	0,025
25	0,030
30	0,035

Stålprov	Absorbansvärde 0,032
-----------------	----------------------

- Gör en så kallad standardgraf över mätresultaten för standardlösningarna. Grafen ska visa absorbansvärdet som en funktion av mängden permanganatjoner.
- Använd grafen för att bedöma mängden permanganatjoner i stålprovet.
- Bestäm manganhalten för stålet i tävlingscyklar i massprocent.

Lösning:

a)



b)

Utifrån standardgrafen kan vi se att stålprovet innehåller cirka 27 mg permanganatjoner (utmärkt med ett streck i a)-delens graf).

c)

$$m(\text{MnO}_4^-) = 27 \text{ mg} = 0,027 \text{ g}$$

$$M(\text{MnO}_4^-) = 118,94 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{Mn}) = 54,94 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{prov}) = 2,5 \text{ g}$$

$$m\text{-}\%(\text{Mn}) = ?$$

Vi beräknar substansmängden för permanganatjoner:

$$n(\text{MnO}_4^-) = \frac{m(\text{MnO}_4^-)}{M(\text{MnO}_4^-)} = \frac{0,027 \text{ g}}{118,94 \text{ g/mol}} = 2,270 \cdot 10^{-4} \text{ mol.}$$

I en mol permanganatjoner MnO_4^- finns det en mol mangan och därmed får vi

$$n(\text{Mn}) = n(\text{MnO}_4^-) = 2,270 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

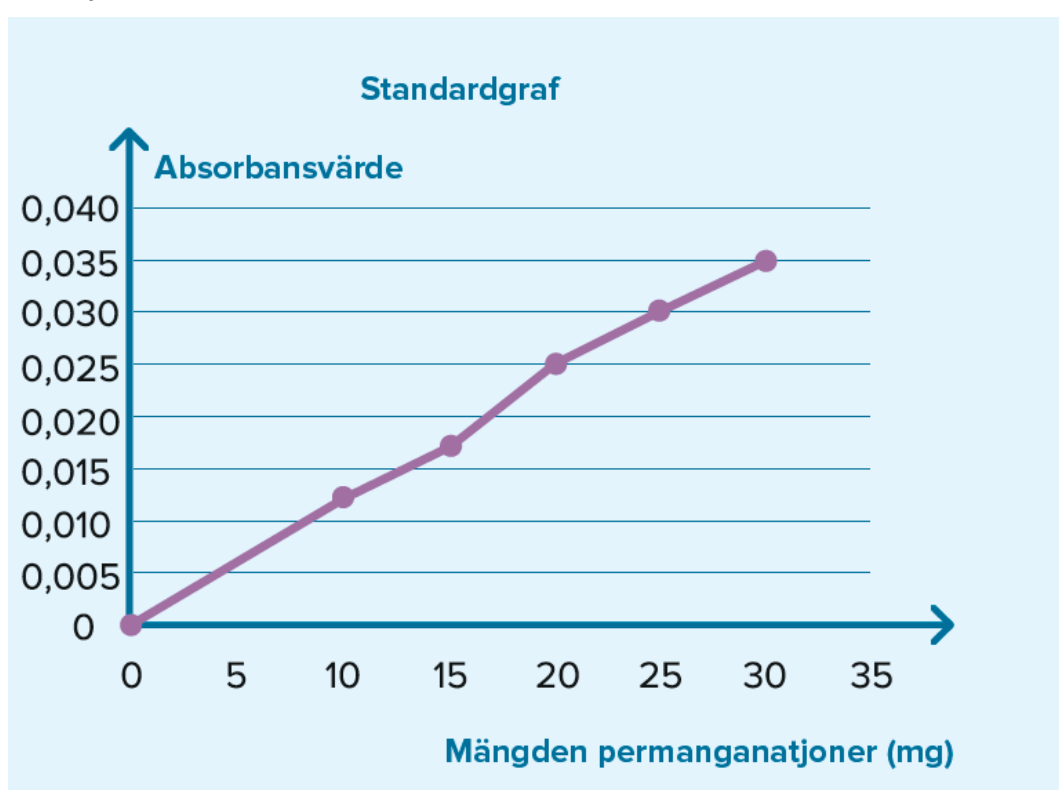
$$m(\text{Mn}) = n(\text{Mn}) \cdot M(\text{Mn}) = 2,270 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot 54,94 \text{ g/mol} = 0,01247 \text{ g.}$$

Andelen mangan som finns i stålen är i massprocent:

$$m\text{-}\%(\text{Mn}) = \frac{m(\text{Mn})}{m(\text{prov})} \cdot 100\% = \frac{0,01247 \text{ g}}{2,5 \text{ g}} \cdot 100\% = 0,4988\% \approx 0,50\%.$$

Svar:

a)



b) $m(\text{MnO}_4^-) = 27 \text{ mg}$

c) $m\text{-}\%(\text{Mn}) = 0,50\%.$

Kapitel 4.3 Keramer och kompositer

4.32 Föreningen $\text{YBa}_4\text{Cu}_7\text{O}_{16}$ är en keram som används som supraledare. Man framställer föreningen genom att hetta upp yttrium(III)-, barium- och koppar(II)oxid. Räkna ut den sammanlagda massan som behövs av oxiderna för att kunna producera 5,0 gram av keramen.

Lösning:

$$m(\text{YBa}_4\text{Cu}_7\text{O}_{16}) = 5,0 \text{ g}$$

$$M(\text{YBa}_4\text{Cu}_7\text{O}_{16}) = 1\,339,08 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{Y}_2\text{O}_3) = 225,82 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{BaO}) = 153,33 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{CuO}) = 79,55 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{Y}_2\text{O}_3 + \text{BaO} + \text{CuO}) = ?$$

Vi beräknar vilken substansmängd keram som ska framställas:

$$n(\text{YBa}_4\text{Cu}_7\text{O}_{16}) = \frac{m(\text{YBa}_4\text{Cu}_7\text{O}_{16})}{M(\text{YBa}_4\text{Cu}_7\text{O}_{16})} = \frac{5,0 \text{ g}}{1\,339,08 \text{ g/mol}} = 3,734 \cdot 10^{-3} \text{ mol.}$$

Vi kan beräkna substansmängden för de oxider vi behöver med hjälp av keramens formel enligt följande:

$$n(\text{Y}_2\text{O}_3) = \frac{1}{2} \cdot n(\text{YBa}_4\text{Cu}_7\text{O}_{16}) = \frac{1}{2} \cdot 3,734 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 1,867 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n(\text{BaO}) = 4 \cdot n(\text{YBa}_4\text{Cu}_7\text{O}_{16}) = 4 \cdot 3,734 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 0,01494 \text{ mol}$$

$$n(\text{CuO}) = 7 \cdot n(\text{YBa}_4\text{Cu}_7\text{O}_{16}) = 7 \cdot 3,734 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 0,02614 \text{ mol.}$$

Vi beräknar massan för de olika oxiderna:

$$m(\text{Y}_2\text{O}_3) = n(\text{Y}_2\text{O}_3) \cdot M(\text{Y}_2\text{O}_3) = 1,867 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 225,82 \text{ g/mol} = 0,4216 \text{ g}$$

$$m(\text{BaO}) = n(\text{BaO}) \cdot M(\text{BaO}) = 0,01494 \text{ mol} \cdot 153,33 \text{ g/mol} = 2,291 \text{ g}$$

$$m(\text{CuO}) = n(\text{CuO}) \cdot M(\text{CuO}) = 0,02614 \text{ mol} \cdot 79,55 \text{ g/mol} = 2,079 \text{ g}$$

Den sammanlagda massan för oxiderna är:

$$m(\text{Y}_2\text{O}_3 + \text{BaO} + \text{CuO}) = 0,4216 \text{ g} + 2,291 \text{ g} + 2,079 \text{ g} = 4,792 \text{ g} \approx 4,8 \text{ g.}$$

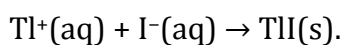
Svar:

$$m(\text{Y}_2\text{O}_3 + \text{BaO} + \text{CuO}) = 4,8 \text{ g.}$$

Del 4 Öva mera!

Studentexamensuppgifter

3. I Agatha Christies detektivroman "Den gula hästen" visar det sig att orsaken till de mystiska dödsfallen är talliumförgiftning. Talliumföreningar är giftiga för människan, på grund av att Tl^+ -jonen kemiskt och biologiskt påminner om K^+ -jonen. År 1976 togs en liten flicka in på Hammersmithsjukhuset i London på grund av förgiftningssymptom. En sjukvårdare som hade läst Christies bok kände igen symptomen på talliumförgiftning. Flickan hade fått i sig tallium(I)sulfit, som på den tiden allmänt användes som råttgift. Tallium(I)jonen kan i vattenlösning påvisas med den ytterst känsliga påvisningsreaktionen:



a) Klargul tallium(I)jodid fås också när Tl^{3+} -jon i vattenlösning reagerar med kaliumjodid. Samtidigt bildas fast jod. Skriv reaktionslikheten. (2 p.)

b) En patient med talliumförgiftning får som motgift ett kaliumjärn(III)hexacyanoferrat(II)komplex, $K_4Fe[Fe(CN)_6]$. Då byter Tl^+ -jonen plats med K^+ -jonen och försvinner ur kroppen som ett vattenlösligt salt. Hur många gram motgift behövdes minst, om den lilla flickan hade ätit 0,4 gram tallium(I) sulfat? (2 p.)

c) Tallium kan i sina föreningar förekomma som Tl^+ -joner och Tl^{3+} -joner. Avgör på basis av elektronstrukturen för tallium orsaken till att tallium föredrar just dessa jonslag. (2p.) (Studentexamen våren 2008)

Lösning:

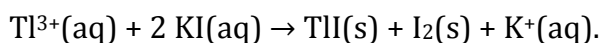
a)

De förändringar som sker i oxidationstalen är:

Tl: $+III \rightarrow +I$ (reduceras), det vill säga varje tallium(III)-jon tar emot **två** elektroner.

I: $-I \rightarrow 0$ (oxideras till jod i grundämnesform), det vill säga två jodidjoner måste oxideras för att det ska bildas en jodmolekyl. Samtidigt frigörs det **två** elektroner.

När vi balanserar elektronerna får vi reaktionslikheten:



När vi balanserar resten av atomerna (K^+ och I^-) får vi:



Vi kontrollerar de elektriska laddningarna:

ursprungssämnena: $1 \cdot (+3) = +3$

reaktionsprodukterna: $3 \cdot (+1) = +3$.

b)

$$m(\text{Tl}_2\text{SO}_4) = 0,4 \text{ g}$$

$$M(\text{Tl}_2\text{SO}_4) = 504,83 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]) = 306,92 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]) = ?$$

Vi beräknar substansmängden för tallium(I)sulfat:

$$n(\text{Tl}_2\text{SO}_4) = \frac{m}{M} = \frac{0,4 \text{ g}}{504,83 \text{ g/mol}} = 7,92 \cdot 10^{-4} \text{ mol.}$$

Utifrån formeln för tallium(I)sulfat är $n(\text{Tl}^+) = 2 \cdot n(\text{Tl}_2\text{SO}_4)$, och vi får därmed

$$n(\text{Tl}^+) = 2 \cdot 7,92 \cdot 10^{-4} \text{ mol} = 1,58 \cdot 10^{-3} \text{ mol.}$$

Utifrån formeln för antidoten ($\text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]$) kan vi se att en kaliumjon substitueras med en talliumjon och vi får därmed $n(\text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]) = n(\text{Tl}^+) = 1,58 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$.

Vi beräknar massan för komplexet:

$$m(\text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]) = n \cdot M = 1,58 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 306,92 \text{ g/mol} = 0,485 \text{ g} \approx 0,5 \text{ g.}$$

c)

Ytterelektronstrukturen hos talliumatomen är $6s^26p^1$. I Tl^+ -jonen har en av elektronerna i $6p$ -underskalet lossnat och den jon som bildas har ytterelektronstrukturen $6s^2$. Det här är en stabil elektronstruktur (s -underskalet är fullt). När det bildas en Tl^{3+} -jon kommer alla tre ytterelektroner att delta i kemiska reaktioner och då har det föregående skalet en mycket stabil elektronstruktur eftersom alla fem underskal är fulla ($5s^25p^65d^{10}$).

Svar:

a) Reaktionslikheten är:
$$\text{Tl}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{KI}(\text{aq}) \rightarrow \text{TlI}(\text{s}) + \text{I}_2(\text{s}) + 3 \text{K}^+(\text{aq}).$$

b) $m(\text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]) = 0,5 \text{ g.}$

c) Ytterelektronstrukturen hos talliumatomen är $6s^26p^1$. Tl^+ - och Tl^{3+} -jonerna har en stabil elektronstruktur.

Del 5 Polymerer

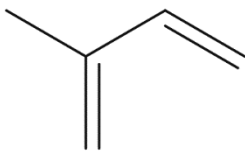
Kapitel 5.2 Syntetiska polymerer

5.10 Naturgummi är en polymer som består av så kallade isoprenenheter. Det systematiska namnet på isopren är 2-metyl-1,3-butadien.

- a) Presentera strukturformeln för isopren med en streckformel.
- b) När man vulkaniserar gummi kopplar man fyra svavelatomer till varje isoprenenhet. Beräkna hur många ton svavel som behövs för att vulkanisera 10 ton isopren så att 5,0 % av isoprenenheterna i gummit som bildas binder svavel.
- c) Fundera på hur gummits egenskaper förändras om man ökar mängden svavel.

Lösning:

a)



b)

$$m(\text{C}_5\text{H}_8) = 10 \text{ t} = 10\,000 \text{ kg} = 10 \cdot 10^6 \text{ g}$$

$$M(\text{C}_5\text{H}_8) = 68,114 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{S}_8) = 256,56 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{S}_8) = ?$$

Vi beräknar den totala substansmängden för isopren:

$$n(\text{C}_5\text{H}_8) = \frac{m(\text{C}_5\text{H}_8)}{M(\text{C}_5\text{H}_8)} = \frac{10 \cdot 10^6 \text{ g}}{68,114 \text{ g/mol}} = 1,468 \cdot 10^5 \text{ mol.}$$

Eftersom 5,0 % av isoprenenheterna binder svavel och varje enhet binder fyra svavelatomer behövs följande substansmängd svavelatomer:

$$n(\text{S}) = 0,050 \cdot 4 \cdot 1,468 \cdot 10^5 \text{ mol} = 29\,360 \text{ mol.}$$

Eftersom en svavelmolekyl S_8 innehåller åtta svavelatomer får vi

$$n(S_8) = \frac{1}{8} \cdot n(S) = \frac{1}{8} \cdot 29\,360 \text{ mol} = 3\,670 \text{ mol.}$$

Vi beräknar massan för svavel:

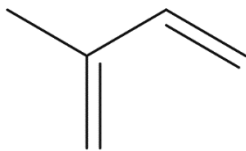
$$m(S_8) = n(S_8) \cdot M(S_8) = 3\,670 \text{ mol} \cdot 256,56 \text{ g/mol} = 941\,600 \text{ g} \approx 0,94 \text{ t.}$$

c)

Eftersom svavelbryggorna gör strukturen i gummit styvare kommer gummit att bli hårdare och styvare om mängden svavel ökar.

Svar:

a)



b) $m(S_8) = 0,94 \text{ t.}$

c) Eftersom svavelbryggorna gör strukturen i gummit styvare kommer gummit att bli hårdare och styvare om mängden svavel ökar.