

FACIT: BERÄKNINGAR PÅ KEMISKA REAKTIONER

Beräkningar med reaktionsformler och molförhållanden:

- Skriv av och komplettera nedanstående tabell så att varje vågrät rad visar ekvivalenta substansmängder (rätt molförhållande).

C_2H_5OH	+	$3O_2$	→	$2CO_2$	+	$3H_2O$
1 mol		3 mol		4 mol		
0,5 mol		0,6 mol				

Svar:

Här är det viktigt att man tittar på molförhållandet!

I reaktionsformeln står det till exempel att det behövs 1 mol C_2H_5OH om man har 3 mol O_2 . Det innebär då t.ex. att det behövs 0,2 mol C_2H_5OH om man har 0,6 mol O_2 (alltså en tredjedel även här!). Tänk på samma sätt när du fyller i de övriga raderna.

C_2H_5OH	+	$3O_2$	→	$2CO_2$	+	$3H_2O$
1 mol		3 mol		2		3
2		6		4 mol		6
0,5 mol		1,5		1		1,5
0,2		0,6 mol		0,4		0,6

- En kemist löser 0,50 mol torkad kalciumklorid, $CaCl_2$, i vatten. Hur stor substansmängd kloridjoner kommer lösningen innehålla?

Svar: Substansmängden kloridjoner i lösningen kommer bli 1,0 mol.

Lösning:

Börja med att skriva reaktionsformeln för upplösningen i vatten:



Vi ser nu att molförhållandet mellan kalciumkloriden och kloridjonerna är 1:2.

Substansmängden kloridjoner i lösningen blir alltså 1,0 mol, dubbelt så mycket som substansmängden av hela föreningen, eftersom varje enhet $CaCl_2$ ger upphov till 2 st Cl^- .

FACIT: BERÄKNINGAR PÅ KEMISKA REAKTIONER

3. En kemist löser 5,4 g torkad kalciumklorid, CaCl_2 , i vatten. Hur stor substansmängd kloridjoner kommer lösningen innehålla?

Svar: Substansmängden kloridjoner i lösningen kommer bli 0,097 mol.

Lösning:

Börja med att skriva reaktionsformeln för upplösningen i vatten: $\text{CaCl}_{2(s)} \rightarrow \text{Ca}^{2+}_{(aq)} + 2\text{Cl}^{-}_{(aq)}$

Vi ser nu att molförhållandet mellan kalciumkloriden och kloridjonerna är 1:2.

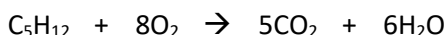
Vi gör nu en tabell där vi skriver in allt vi känner till och räknar ut det vi inte känner till:

	CaCl₂:		2Cl⁻:
Mf =	1	Mf =	2
m =	5,4 g	m =	----
M =	110,98 g/mol	M =	----
n =	$m/M = (5,4/110,98) \text{ mol} \rightarrow$	n =	$(5,4/110,98) \cdot 2 \approx \mathbf{0,097 \text{ mol}}$ Vi multiplicerar med 2 eftersom molförhållandet är 1:2 mellan CaCl_2 och Cl^- .

OBS: Undvik helst att beräkna substansmängden för CaCl_2 för att förhindra att ett avrundningsfel smyger sig in.

Substansmängden kloridjoner i lösningen är alltså 0,097mol, dubbelt så mycket som substansmängden av hela föreningen, eftersom varje enhet CaCl_2 ger upphov till 2 st Cl^- .

4. Beräkna massan av den CO_2 som bildas när 20,0 g C_5H_{12} reagerar med O_2 enligt reaktionsformeln:



Svar: Massan av den CO_2 som bildas är 61 g.

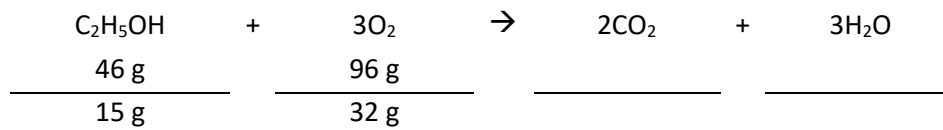
Lösning:

Vi gör nu en tabell där vi skriver in allt vi känner till och räknar ut det vi inte känner till:

	C₅H₁₂:		5CO₂:
Mf =	1	Mf =	5
m =	20,0 g	m =	$n \cdot M = ((20,0/72,146) \cdot 5) \cdot 44,01 \approx \mathbf{61 \text{ g}}$
M =	72,146 g/mol	M =	44,01 g/mol
n =	$m/M = (20,0/72,146) \text{ mol} \rightarrow$	n =	$((20,0/72,146) \cdot 5) \text{ mol}$ Vi multiplicerar med 5 eftersom molförhållandet är 1:5 mellan C_5H_{12} och CO_2 .

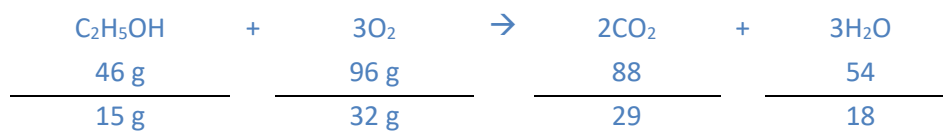
FACIT: BERÄKNINGAR PÅ KEMISKA REAKTIONER

5. Skriv av och komplettera nedanstående tabell så att varje vågrät rad visar ekvivalenta massor.

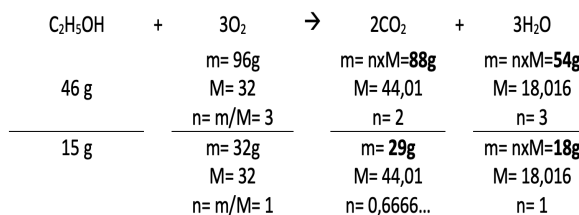


Svar:

Här behöver vi först räkna ut substansmängderna för de ämnen som har känd massa ($n=m/M$). Vi tittar sedan på molförhållandet i reaktionsformeln för att lista ut substansmängden för de ämnen som har okänd massa. Vi kan efter det räkna ut massan för dessa ämnen.



Här visar jag hur man kan räkna:



6. Beräkna massan av den kopparsulfid, Cu_2S , som bildas då 2,8 g koppar reagerar med ett överskott av svavel?

Svar: 3,5 g

Lösning:

Börja med att skriva en obalanserad reaktionsformel (så att vi vet vilka som är reaktanter och produkter):



Skriv sedan en balanserad reaktionsformel:



Vi ser nu att molförhållande är 2:1 mellan Cu och Cu_2S .

FACIT: BERÄKNINGAR PÅ KEMISKA REAKTIONER

OBS: Rena metaller har aldrig en nedsänkt siffra, för då ser det ut som en molekyl med en kovalent bindning vilket metaller aldrig har! Vi måste därför placera tvåan framför Cu när vi balanserar reaktionsformeln. I salter däremot kan vi ha nedsänkta siffror på metalljonerna.

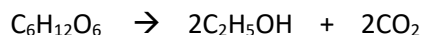
De nedsänkta siffrorna i ett salt beskriver enbart proportionen mellan metallen och icke-metallen i saltet, och har inget att göra med kovalenta bindningar!

Vi gör nu en tabell där vi skriver in allt vi känner till och räknar ut det vi inte känner till:

	2Cu:		Cu₂S:
Mf =	2	Mf =	1
m =	2,8 g	m =	$n \cdot M = ((2,8/63,55)/2) \cdot 159,16 \approx \mathbf{3,5 \text{ g}}$
M =	63,55 g/mol	M =	$(63,55 \cdot 2) + 32,06 = 159,16 \text{ g/mol}$
n =	$m/M = (2,8/63,55) \text{ mol} \rightarrow$	n =	$((2,8/63,55)/2) \text{ mol}$ <small>Vi delar med 2 eftersom molförhållandet är 2:1 mellan Cu och Cu₂S.</small>

OBS: Undvik helst att beräkna substansmängden för att förhindra att ett avrundningsfel smyger sig in.

7. Man kan framställa etanol, C₂H₅OH, genom jäsnings av druvsocker, C₆H₁₂O₆ enligt nedanstående reaktionsformel. Hur stor massa etanol kan bildas om man jäser 100 g druvsocker?



Svar: 51,1 g

Lösning:

Vi ser att molförhållandet mellan C₆H₁₂O₆ och C₂H₅OH är 1:2.

Vi gör nu en tabell där vi skriver in allt vi känner till och räknar ut det vi inte känner till:

	C₆H₁₂O₆:		2C₂H₅OH:
Mf =	1	Mf =	2
m =	100 g	m =	$n \cdot M = ((100/180,156) \cdot 2) \cdot 46,068 \approx \mathbf{51,1 \text{ g}}$
M =	180,156 g/mol	M =	46,068 g/mol
n =	$m/M = (100/180,156) \text{ mol} \rightarrow$	n =	$((100/180,156) \cdot 2) \text{ mol}$ <small>Vi multiplicerar med 2 eftersom molförhållandet är 1:2 mellan C₆H₁₂O₆ och C₂H₅OH.</small>

OBS: Undvik helst att beräkna substansmängden för att förhindra att ett avrundningsfel smyger sig in.

FACIT: BERÄKNINGAR PÅ KEMISKA REAKTIONER

8. I bensin ingår bl.a. kolvätet oktan (C_8H_{18}).

- Skriv en balanserad reaktionsformel som visar förbränningen av oktan.
- Hur stor massa syrgas krävs för fullständig förbränning av 10 kg oktan?
- Hur stor massa koldioxid bildas vid fullständig förbränning av 10 kg oktan?

Svar:

- $2C_8H_{18} + 25O_2 \rightarrow 18H_2O + 16CO_2$
- 35 kg
- 31 kg

Lösning b):

	$2C_8H_{18}$:		$25O_2$:
Mf =	1	Mf =	12,5
m =	10000 g	m =	$n \cdot M = ((10000/114,224) \cdot 12,5) \cdot 32,0 \approx 35019 \text{ g} \approx$ 35 kg
M =	114,224 g/mol	M =	32,0 g/mol
n =	$m/M = (10000/114,224) \text{ mol} \rightarrow$	n =	$((10000/114,224) \cdot 12,5) \text{ mol}$ Vi multiplicerar med 12,5 eftersom molförhållandet är 1:12,5 mellan C_8H_{18} och O_2 .

OBS: Undvik helst att beräkna substansmängden för att förhindra att ett avrundningsfel smyger sig in.

Lösning c):

	$2C_8H_{18}$:		$16CO_2$:
Mf =	1	Mf =	8
m =	10000 g	m =	$n \cdot M = ((10000/114,224) \cdot 8) \cdot 44,01 \approx 308224 \text{ g} \approx$ 31 kg
M =	114,224 g/mol	M =	44,01 g/mol
n =	$m/M = (10000/114,224) \text{ mol} \rightarrow$	n =	$((10\ 000/114,224) \cdot 8) \text{ mol}$ Vi multiplicerar med 8 eftersom molförhållandet är 1:8 mellan C_8H_{18} och CO_2 .

OBS: Undvik helst att beräkna substansmängden för att förhindra att ett avrundningsfel smyger sig in.

FACIT: BERÄKNINGAR PÅ KEMISKA REAKTIONER

Beräkningar med massa och utbyte:

9. Du ska syntetisera ett läkemedel. Du har räknat ut att du borde få fram 10,5 g av läkemedlet om utbytet i reaktionen är 100 %. Men efter att du är klar med din syntes inser du att du enbart har lyckats framställa 7,2 g av läkemedlet. Vad blev utbytet i reaktionen?

Svar: 69 %

$$\text{Utbytet i reaktionen} = (7,2/10,5) \cdot 100 \% \approx 69 \%$$

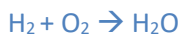
10. Du har 0,50 mol vätgas i en gastub, och en obegränsad mängd syrgas att tillgå (i luften).

- a) Hur många gram vatten kan du framställa genom att låta vätgasen reagera med syrgasen om utbytet i reaktionen är 100 %?

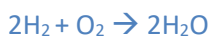
Svar: 9,0 g

Lösning:

Börja med att skriva en obalanserad reaktionsformel (så att vi vet vilka som är reaktanter och produkter):



Skriva sedan en balanserad reaktionsformel:



Vi ser nu att molförhållande är 1:1 mellan H_2 och H_2O (H_2 är den vi utgår ifrån när vi ska beräkna hur mycket vatten vi kan framställa, eftersom syrgas finns i obegränsad mängd).

Vi gör nu en tabell där vi skriver in allt vi känner till och räknar ut det vi inte känner till:

	2H₂:		2H₂O:
Mf =	1	Mf =	1
m =	---- Vi känner inte till massan och behöver inte heller räkna ut den för att lösa uppgiften.	m =	$n \cdot M = 0,5 \cdot 18,016 = 9,008 \text{ g} \approx \mathbf{9,0 \text{ g}}$
M =	---- Vi behöver inte räkna ut molmassan för att lösa uppgiften.	M =	18,016 g/mol
n =	$m/M = 0,5 \text{ mol} \quad \rightarrow$	n =	0,5 mol Substansmängden blir densamma eftersom molförhållandet är 1:1 mellan H_2 och H_2O .

FACIT: BERÄKNINGAR PÅ KEMISKA REAKTIONER

b) Hur många gram vatten kan du framställa om utbytet i reaktionen är enbart 60 %?

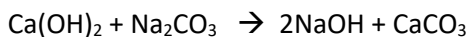
Svar: 5,4 g

Lösning:

På a-uppgiften utgick vi ifrån att utbytet är 100 %. Om utbytet enbart är 60 % så måste vi beräkna vad 60 % är av den totala massan:

$$\text{Massan vid utbytet } 60 \% = 9,008 \cdot 0,60 \approx \mathbf{5,4 \text{ g}}$$

11. Natriumhydroxid kan framställas av kalciumhydroxid och natriumkarbonat enligt formeln:



Beräkna massan natriumhydroxid man får av 200 g vattenfritt natriumkarbonat om utbytet är 70 %.

Svar: 106 g

Lösning:

I uppgiften har vi redan en balanserad reaktionsformel:



Vi ser att molförhållande är 1:2 mellan Na_2CO_3 och NaOH .

Vi gör nu en tabell där vi skriver in allt vi känner till och räknar ut det vi inte känner till:

	Na_2CO_3 :		2NaOH :
Mf =	1	Mf =	2
m =	200 g	m =	$n \cdot M = ((200/105,99) \cdot 2) \cdot 39,998 = 150,95.. \text{ g}$ Punkterna betyder att det är många decimaler och dessa behåller vi på miniräknaren till sista steget, som vi gör nedanför tabellen.
M =	$(22,99 \cdot 2) + 12,01 + (16,00 \cdot 3) = 105,99 \text{ g/mol}$	M =	$22,99 + 16,00 + 1,008 = 39,998 \text{ g/mol}$
n =	$m/M = (200/105,99) \text{ mol} \rightarrow$	n =	$((200/105,99) \cdot 2) \text{ mol}$ Vi multiplicerar med 2 eftersom molförhållandet är 1:2 mellan Na_2CO_3 och NaOH .

OBS: Undvik helst att beräkna substansmängden för att förhindra att ett avrundningsfel smyger sig in.

Beräkningarna ovan visar att det bildas ca 151 g om utbytet är 100 %. Men eftersom utbytet i reaktionen enbart var 70 %, så blir massan:

$$\text{Massan vid utbytet } 70 \% = 150,95.. \cdot 0,70 \approx \mathbf{106 \text{ g}}$$

FACIT: BERÄKNINGAR PÅ KEMISKA REAKTIONER

12. Vid framställning av järn låter man järnmalm, Fe_3O_4 , reagera med kolmonoxid. Då bildas rent järn och koldioxid.

- Skriv den balanserade reaktionen för järnframställningen.
- Hur stor massa järn kan man framställa ur 500 kg järnmalm om utbytet är 85,0 %?

Svar:

- $\text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{CO} \rightarrow 3\text{Fe} + 4\text{CO}_2$
- 307531 kg = 308 kg

Lösning på b):

Vi ser att molförhållande är 1:3 mellan Fe_3O_4 och 3Fe.

Vi gör en tabell där vi skriver in allt vi känner till och räknar ut massan Fe vid utbytet 100 %:

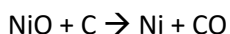
	Fe_3O_4 :		3Fe:
Mf =	1	Mf =	3
m =	500000 g	m =	$n \cdot M = ((500000/231,55) \cdot 3) \cdot 55,85 = 361800,9.. \text{ g}$ Punkterna betyder att det är många decimaler och dessa behåller vi på miniräknaren till sista steget, som vi gör nedanför tabellen.
M =	$(55,85 \cdot 3) + (16,00 \cdot 4) = 231,55 \text{ g/mol}$	M =	55,85 g/mol
n =	$m/M = (500000/231,55) \text{ mol} \rightarrow$	n =	$((500000/231,55) \cdot 3) \text{ mol}$ Vi multiplicerar med 3 eftersom molförhållandet är 1:3 mellan Fe_3O_4 och Fe.

OBS: Undvik helst att beräkna substansmängden för att förhindra att ett avrundningsfel smyger sig in.

Beräkningarna ovan visar att det bildas ca 361801 g om utbytet är 100 %. Men eftersom utbytet i reaktionen enbart är 85,0 %, så blir massan:

Massan vid utbytet 85 % = $361800,9.. \cdot 0,85 \approx 307531 \text{ g} \approx \mathbf{308 \text{ kg}}$

13. När man framställer nickel kan man utgå från nickeloxid, NiO, och reducera den med kol enligt följande reaktionsformel:



Vid ett visst tillfälle utgick man från 200 kg nickeloxid och fick 121 kg ren nickelmetall. Vilket var utbytet?

Svar: Utbytet var 77 %.

Lösning:

Vi ser att molförhållande är 1:1 mellan NiO och Ni.

FACIT: BERÄKNINGAR PÅ KEMISKA REAKTIONER

Vi gör en tabell där vi skriver in allt vi känner till och räknar ut massan Ni vid utbytet 100 %:

	NiO:		Ni:
Mf =	1	Mf =	1
m =	200000 g	m =	$n \cdot M = (200000/74,69) \cdot 58,69 = 157156,2.. \text{ g}$ Punkterna betyder att det är många decimaler och dessa behåller vi på miniräknaren till sista steget, som vi gör nedanför tabellen.
M =	$58,69 + 16,00 = 74,69 \text{ g/mol}$	M =	58,69 g/mol
n =	$m/M = (200000/74,69) \text{ mol} \rightarrow$	n =	$(200000/74,69) \text{ mol}$ Substansmängden blir densamma eftersom molförhållandet är 1:1 mellan NiO och Ni.

OBS: Undvik helst att beräkna substansmängden för att förhindra att ett avrundningsfel smyger sig in.

Beräkningarna ovan visar att det bildas ca 157156 g om utbytet är 100 %. Vi vet dock utifrån uppgiften att det enbart bildades 121000 g. Vi beräknar utbytet i reaktionen genom att dela den erhållna massan med den teoretiska massan (vid utbytet 100 %):

$$\text{Utbytet i reaktionen} = (157156,2.. / 157156) \cdot 100 \% \approx \mathbf{77,0 \%}$$

Beräkningar med begränsande reaktanter:

14. När man upphettade en blandning av 10 kg tennoxid SnO_2 och 2,0 kg kol i en ugn bildades tenn och kolmonoxid. Hur stor massa kolmonoxid kan maximalt bildas under reaktionen?

Svar: 3,7 kg.

Lösning:

Börja med att skriva en obalanserad reaktionsformel (så att vi vet vilka som är reaktanter och produkter):



Skriva sedan en balanserad reaktionsformel:



Vi gör nu en tabell där vi skriver in allt vi känner till. Sedan börjar vi med att räkna ut substansmängden för de båda reaktanterna, för att ta reda på vilken av reaktanterna som är begränsande (som därmed bestämmer hur mycket CO som kommer kunna bildas). Vi kan sedan gå vidare och räkna ut massan CO med hjälp av molförhållandet mellan den begränsande reaktanten och CO.

FACIT: BERÄKNINGAR PÅ KEMISKA REAKTIONER

	SnO ₂ :		2C:		2CO:
Mf =	1	Mf =	2	Mf =	2
m =	10000 g	m =	2000 g	m =	$n \cdot M = ((10000/150,7) \cdot 2) \cdot 28,01 \approx 3717 \text{ g} \approx \mathbf{3,7 \text{ kg}}$
M =	$118,7 + (16,00 \cdot 2) = 150,7 \text{ g/mol}$	M =	12,01 g/mol	M =	$12,01 + 16,00 = 28,01 \text{ g/mol}$
n =	$m/M = (10000/150,7) \approx 66,4 \text{ mol}$ Mängden tennoxid begränsar hur mycket kolmonoxid som kan bildas.*	n =	$m/M = 2000/12,01 \approx 166,5 \text{ mol}$	n =	$((10000/150,7) \cdot 2) \text{ mol}$ Vi multiplicerar med 2 eftersom molförhållandet är 1:2 mellan SnO ₂ och CO.

OBS: Enda anledningen till att vi beräknar substansmängden här, är för att se vilken reaktant som är begränsande. Vi använder dock uttrycket för substansmängden (istället för den uträknade) när vi flyttar över substansmängden till kolumnen för kolmonoxiden.

*= Molförhållandet mellan reaktanterna (tennoxid och kol) är 1:2 vilket innebär att det krävs dubbelt så mycket kol, jämfört med tennoxid, för att bilda maximalt med kolmonoxid. Nu när vi har räknat ut substansmängderna för reaktanterna så ser vi att det finns mer än dubbelt så mycket kol. Det är alltså mängden tennoxid som begränsar hur mycket kolmonoxid som kan bildas. Vi använder därför substansmängden tennoxid och molförhållandet mellan tennoxiden och kolmonoxiden för att kunna komma fram till rätt svar.

15. När man upphettade en blandning av 10 kg tennoxid SnO₂ och 1,0 kg kol i en ugn bildades tenn och kolmonoxid. Hur stor massa kolmonoxid kan maximalt bildas under reaktionen?

Svar: 2,3 kg.

Lösning:

Börja med att skriva en obalanserad reaktionsformel (så att vi vet vilka som är reaktanter och produkter):



Skriva sedan en balanserad reaktionsformel:



Vi gör nu en tabell där vi skriver in allt vi känner till. Sedan börjar vi med att räkna ut substansmängden för de båda reaktanterna, för att ta reda på vilken av reaktanterna som är begränsande (som därmed bestämmer hur mycket CO som kommer kunna bildas). Vi kan sedan gå vidare och räkna ut massan CO med hjälp av molförhållandet mellan den begränsande reaktanten och CO.

FACIT: BERÄKNINGAR PÅ KEMISKA REAKTIONER

	SnO ₂ :		2C:		2CO:
Mf =	1	Mf =	2	Mf =	2
m =	10000 g	m =	1000 g	m =	$n \cdot M = (1000/12,01) \cdot 28,01 \approx 2332 \text{ g} \approx \mathbf{2,3 \text{ kg}}$
M =	$118,7 + (16,00 \cdot 2) = 150,7 \text{ g/mol}$	M =	12,01 g/mol	M =	$12,01 + 16,00 = 28,01 \text{ g/mol}$
n =	$m/M = (10000/150,7) \approx 66,4 \text{ mol}$	n =	$m/M = (1000/12,01) \approx 83,3 \text{ mol}$ Mängden kol begränsar hur mycket kolmonoxid som kan bildas.*	n =	$(1000/12,01) \text{ mol}$ Molförhållandet är 1:1 mellan Coch CO och därför blir substansmängden densamma.

OBS: Enda anledningen till att vi beräknar substansmängden här, är för att se vilken reaktant som är begränsande. Vi använder dock uttrycket för substansmängden (istället för den uträknade) när vi flyttar över substansmängden till kolumnen för kolmonoxiden.

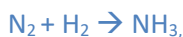
*= Molförhållandet mellan reaktanterna (tennoxid och kol) är 1:2 vilket innebär att det krävs dubbelt så mycket kol, jämfört med tennoxid, för att bilda maximalt med kolmonoxid. Nu när vi har räknat ut substansmängderna för reaktanterna så ser vi att det finns mer kol jämfört med tennoxid, men det finns inte dubbelt så mycket kol, vilket vi behöver ha! Trots att det alltså i absoluta tal finns större substansmängd kol, så är mängden för liten. Det är alltså mängden kol som begränsar hur mycket kolmonoxid som kan bildas. Vi använder därför substansmängden kol och molförhållandet mellan kolen och kolmonoxiden för att kunna komma fram till rätt svar.

16. Ammoniak, NH₃, kan framställas industriellt genom en process som kallas för Haber-Boschmetoden. I den metoden låter man kvävgas och vätgas reagera för att bilda ammoniak. Vad blir massan ammoniak som bildas om du blandar 100 g kvävgas med 10,0 g vätgas och om utbytet i reaktionen är enbart 75 %?

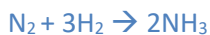
Svar: Massan ammoniak blir 42,2 g.

Lösning:

Börja med att skriva en obalanserad reaktionsformel (så att vi vet vilka som är reaktanter och produkter):



Skriva sedan en balanserad reaktionsformel:



Vi gör nu en tabell där vi skriver in allt vi känner till. Sedan börjar vi med att räkna ut substansmängden för de båda reaktanterna, för att ta reda på vilken av reaktanterna som är begränsande (som därmed bestämmer hur mycket NH₃ som kommer kunna bildas). Vi kan sedan gå vidare och räkna ut massan NH₃ med hjälp av molförhållandet mellan den begränsande reaktanten och NH₃.

FACIT: BERÄKNINGAR PÅ KEMISKA REAKTIONER

	N₂:		3H₂:		2NH₃:
Mf =	1	Mf =	3	Mf =	2
m =	100 g	m =	10,0 g	m =	$n \cdot M = ((10,0/2,016) \cdot (2/3)) \cdot 17,034 =$ 56,32.. g
M =	$14,01 \cdot 2 = 28,02 \text{ g/mol}$	M =	$1,008 \cdot 2 = 2,016 \text{ g/mol}$	M =	$14,01 + (1,008 \cdot 3) = 17,034 \text{ g/mol}$
n =	$m/M = (100/28,02) \approx$ 3,6 mol	n =	$m/M = (10,0/2,016) \approx$ 5,0 mol Mängden vätgas begränsar hur mycket ammoniak som kan bildas.*	n =	$((10,0/2,016) \cdot (2/3)) \text{ mol}$ Vi multiplicerar med (2/3) eftersom molförhållandet är 2:3 mellan NH ₃ och H ₂ . Substansmängden NH ₃ utgör två tredjedelar av vätgasens substansmängd och då måste vi multiplicera på det sättet.

OBS: Enda anledningen till att vi beräknar substansmängden här, är för att se vilken reaktant som är begränsande. Vi använder dock uttrycket för substansmängden (istället för den uträknade) när vi flyttar över substansmängden till kolumnen för ammoniak.

*= Molförhållandet mellan reaktanterna (kvävgas och vätgas) är 1:3 vilket innebär att det krävs tre gånger mer vätgas, jämfört med kvävgas, för att bilda maximalt med ammoniak. Nu när vi har räknat ut substansmängderna för reaktanterna så ser vi att det finns mer vätgas jämfört med kvävgas, men det finns inte tre gånger mer vätgas, vilket vi behöver ha! Trots att det alltså i absoluta tal finns större substansmängd vätgas, så är mängden för liten. Det är alltså mängden vätgas som begränsar hur mycket ammoniak som kan bildas. Vi använder därför substansmängden vätgas och molförhållandet mellan vätgasen och ammoniaken för att kunna komma fram till rätt svar.

Beräkningarna ovan visar att det bildas ca 56,3 g om utbytet är 100 %. Men eftersom utbytet i reaktionen enbart var 75 %, så blir massan:

Massan vid utbytet 75 % = $56,32.. \cdot 0,75 \approx$ **42,2 g**