

La stœchiométrie : Exercices - corrections

Chapitre 1 : Introduction

- 1) $M(\text{Cu}) = 69.09\% \cdot M(^{63}\text{Cu}) + 30.91\% \cdot M(^{65}\text{Cu}) = 0.6909 \cdot 62.9298 \text{ g/mol} + 0.3091 \cdot 64.9278 \text{ g/mol}$
 $= 63.547382 \text{ g/mol} \approx \underline{63.55 \text{ g/mol}}$
- 2) $M(\text{H}) = \underline{1.00794 \text{ g/mol}}$
- 3) $M(\text{H}_2) = 2 \cdot M(\text{H}) = 2 \cdot 1.00794 \text{ g/mol} = \underline{2.01588 \text{ g/mol}}$
- 4) $M(\text{CH}_4) = M(\text{C}) + 4 \cdot M(\text{H}) = 12.0107 \text{ g/mol} + 4 \cdot 1.00794 \text{ g/mol} = \underline{16.04246 \text{ g/mol}}$
- 5) $m = n \cdot M = 5.000 \text{ mol} \cdot 4.002602 \text{ g/mol} = 20.01301 \text{ g} \approx \underline{20.01 \text{ g}}$
- 6) $m = n \cdot M = 3.2 \text{ mol} \cdot 16.04246 \text{ g/mol} = 51.335872 \text{ g} \approx \underline{51 \text{ g}}$
- 7) $n = m/M = 10.0 \text{ g} / (55.845 \text{ g/mol}) = 0.1790671 \text{ mol} \approx \underline{0.179 \text{ mol}}$
- 8) $n = m/M = 40.0 \text{ g} / (16.04246 \text{ g/mol}) = 2.4933832 \text{ mol} \approx \underline{2.49 \text{ mol}}$
- 9) $M(\text{H}_2) = 2.01588 \text{ g/mol}$; $M(\text{Cl}_2) = 70.9054 \text{ g/mol}$; $M(\text{HCl}) = 36.46064 \text{ g/mol}$; $M(\text{P}_4\text{O}_{10}) = 283.88904 \text{ g/mol}$;
 $M(\text{H}_2\text{O}) = 18.01528 \text{ g/mol}$; $M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 97.995181 \text{ g/mol}$
- 10) $N = n \cdot N_A = 1 \text{ mol} \cdot 6.022 \cdot 10^{23} \text{ atomes/mol} = \underline{6.022 \cdot 10^{23} \text{ atomes}}$
- 11) $N = n \cdot N_A = 2.2 \text{ mol} \cdot 6.022 \cdot 10^{23} \text{ molécules/mol} = \underline{1.3248 \cdot 10^{24} \text{ molécules}}$
- 12) $n = m/M = 5.0 \text{ g} / (253.80894 \text{ g/mol}) = 0.0196999 \text{ mol}$
 $N = n \cdot N_A = 0.0196999 \text{ mol} \cdot 6.022 \cdot 10^{23} \text{ molécules/mol} = 1.1863 \cdot 10^{22} \text{ molécules} \approx \underline{1.2 \cdot 10^{22} \text{ molécules}}$
- 13) $N(\text{atomes}) = 2 \text{ atomes/molécule} \cdot 1.1863 \cdot 10^{22} \text{ molécules} = 2.3727 \cdot 10^{22} \text{ atomes} \approx \underline{2.4 \cdot 10^{22} \text{ atomes}}$
- 14) $\rho(\text{H}_2\text{O}, 30^\circ\text{C}) = 995.639 \text{ kg/m}^3 = 0.995639 \text{ g/mL}$
 $m(\text{H}_2\text{O}) = 200.0 \text{ mL} \cdot 0.995639 \text{ g/mL} = 199.1278 \text{ g}$
 $M(\text{H}_2\text{O}) = 18.01528 \text{ g/mol}$
 $n(\text{H}_2\text{O}) = 199.1278 \text{ g} / (18.01528 \text{ g/mol}) = 11.053273 \text{ mol}$
 $N(\text{H}_2\text{O}) = 11.053273 \text{ mol} \cdot 6.022 \cdot 10^{23} \text{ molécules/mol} = 6.6563 \cdot 10^{24} \text{ molécules}$
 $N(\text{H}) = 2 \text{ atomes H/molécule} \cdot 6.6563 \cdot 10^{24} \text{ molécules} = 1.3313 \cdot 10^{25} \text{ atomes H} \approx \underline{1.331 \cdot 10^{25} \text{ atomes H}}$
 $N(\text{atomes}) = 3 \text{ atomes/molécule} \cdot 6.6563 \cdot 10^{24} \text{ molécules} = 1.9969 \cdot 10^{25} \text{ atomes} \approx \underline{1.997 \cdot 10^{25} \text{ atomes}}$

Si l'on admet pour simplifier que $\rho(\text{H}_2\text{O}, 30^\circ\text{C}) = 1000 \text{ kg/m}^3 = 1.000 \text{ g/mL}$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 200.0 \text{ mL} \cdot 1.000 \text{ g/mL} = 200.0 \text{ g}$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18.01528 \text{ g/mol}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 200.0 \text{ g} / (18.01528 \text{ g/mol}) = 11.101687 \text{ mol}$$

$$N(\text{H}_2\text{O}) = 11.101687 \text{ mol} \cdot 6.022 \cdot 10^{23} \text{ molécules/mol} = 6.6854 \cdot 10^{24} \text{ molécules}$$

$$N(\text{H}) = 2 \text{ atomes H/molécule} \cdot 6.6854 \cdot 10^{24} \text{ molécules} = 1.3371 \cdot 10^{25} \text{ atomes H} \approx \underline{\underline{1.337 \cdot 10^{25} \text{ atomes H}}}$$

$$N(\text{atomes}) = 3 \text{ atomes/molécule} \cdot 6.6854 \cdot 10^{24} \text{ molécules} = 2.0056 \cdot 10^{25} \text{ atomes} \approx \underline{\underline{2.006 \cdot 10^{25} \text{ atomes}}}$$

Chapitre 2 : Les réactions chimiques (calculs pondéraux)

- 15) a) Pour obtenir du chlorure de calcium, quelle masse de chlore faut-il faire réagir avec 10.0 g de calcium ?
 b) Quelle masse de chlorure de calcium obtient-on ?

	Ca	+	Cl ₂	→	CaCl ₂	
M	40.078 g/mol		70.906 g/mol		110.984 g/mol	
m	10.0 g					
n	0.2495135 mol		0.2495135 mol		0.2495135 mol	
m			<u>17.7 g</u>		<u>27.7 g</u>	

- 16) a) Quelle est la masse d'oxygène nécessaire pour la combustion complète de 217.3 g de méthane CH₄ ?
 b) Quelle masse de gaz carbonique obtient-on ?
 c) Quelle masse d'eau obtient-on ?

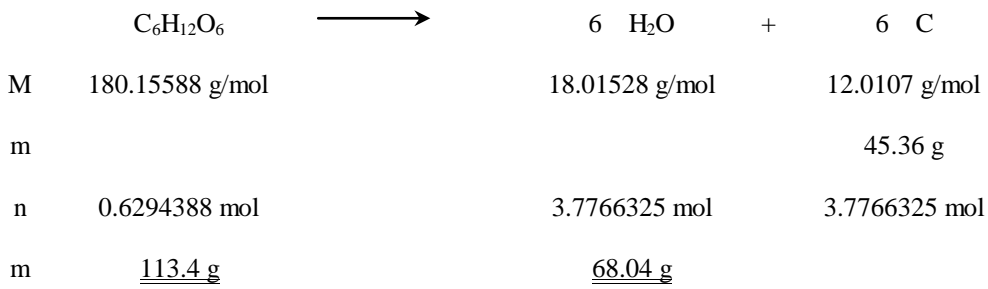
	CH ₄	+	2 O ₂	→	CO ₂	+	2 H ₂ O	
M	16.04246 g/mol		31.9988 g/mol		44.0095 g/mol		18.01528 g/mol	
m	217.3 g							
n	13.545304 mol		27.090608 mol		13.545304 mol		27.090608 mol	
m			<u>866.9 g</u>		<u>596.1 g</u>		<u>488.0 g</u>	

- 17) Sous l'effet de la chaleur, le nitrate d'ammonium NH₄NO₃ (un engrais) se décompose violemment en oxygène, en eau et en azote. On estime aujourd'hui que l'explosion de l'usine AZF à Toulouse le 21 septembre 2001 a été provoquée par la décomposition de 300 tonnes de cet engrais.
 a) Quelle masse d'oxygène s'est-il formé ?
 b) Quelle masse d'eau s'est-il formé ?
 c) Quelle masse d'azote s'est-il formé ?

	2 NH ₄ NO ₃	→	O ₂	+	4 H ₂ O	+	2 N ₂	
M	80.04336 g/mol		31.9988 g/mol		18.01528 g/mol		28.0134 g/mol	
m	3.00 · 10 ⁸ g							
n	3.7480 · 10 ⁶ mol		1.8740 · 10 ⁶ mol		7.4959 · 10 ⁶ mol		3.748 · 10 ⁶ mol	
m			<u>6.00 · 10⁷ g</u>		<u>1.35 · 10⁸ g</u>		<u>1.05 · 10⁸ g</u>	

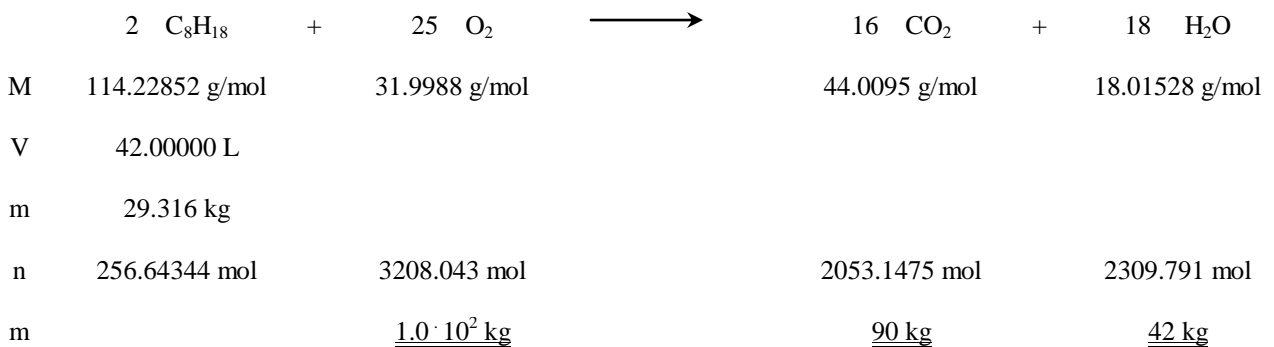
18) La thermolyse du glucose produit de l'eau et du carbone. Pour produire 45.36 g de carbone,

- a) Quelle masse de glucose faut-il décomposer ?
 b) Quelle masse d'eau se formera-t-il également ?

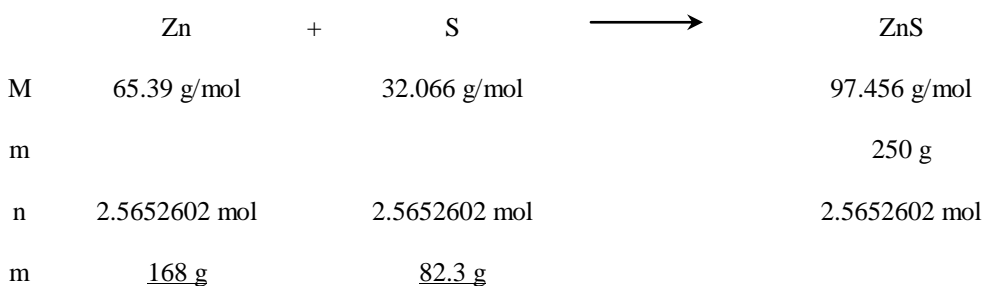


19) L'essence est un mélange d'hydrocarbures, mais pour simplifier nous admettrons qu'elle est uniquement constituée d'octane C_8H_{18} ($\rho = 0.698$ kg/L). Monsieur Leuenberger effectue un trajet de 500 km dans une voiture consommant 8.4 L aux 100 km.

- a) Calculez la masse d'oxygène consommée.
 b) Calculez la masse de gaz carbonique produite.
 c) Calculez la masse d'eau également produite.



20) Le zinc réagit avec le soufre pour former du sulfure de zinc. Quelle masse de zinc et quelle masse de soufre faut-il faire réagir pour obtenir 250 g de sulfure de zinc ?



Chapitre 3 : La loi des gaz parfaits

21) Quelle est la masse d'air dans une pièce de 7.5 m · 9.5 m · 3.8 m si T = 23.4 °C et p = 100970 Pa ?

$$n(\text{tot.}) = pV / (RT) = 100970 \cdot 270.75 / (8.314 \cdot 296.55) \text{ mol} = 11087.991 \text{ mol}$$

$$n(\text{N}_2) = 76\% \cdot n(\text{tot.}) = 0.76 \cdot 11087.991 \text{ mol} = 8426.8733 \text{ mol}$$

$$m(\text{N}_2) = n(\text{N}_2) \cdot M(\text{N}_2) = 8426.8733 \text{ mol} \cdot 28.01348 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 236066.05 \text{ g}$$

$$n(\text{O}_2) = 23\% \cdot n(\text{tot.}) = 0.23 \cdot 11087.991 \text{ mol} = 2550.238 \text{ mol}$$

$$m(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \cdot M(\text{O}_2) = 2550.238 \text{ mol} \cdot 31.9988 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 81604.555 \text{ g}$$

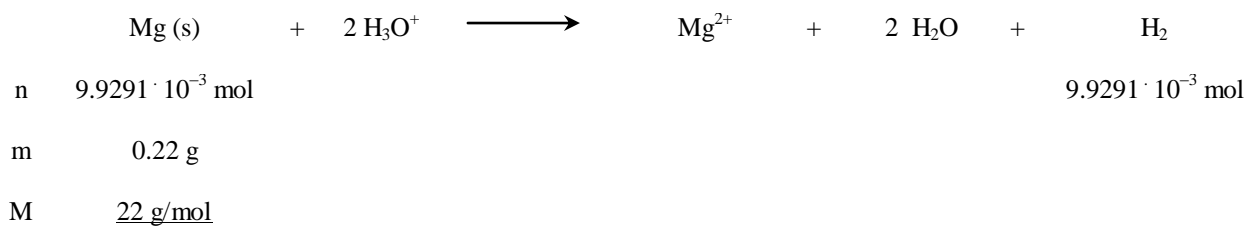
$$n(\text{Ar}) = 1\% \cdot n(\text{tot.}) = 0.01 \cdot 11087.991 \text{ mol} = 110.87991 \text{ mol}$$

$$m(\text{Ar}) = n(\text{Ar}) \cdot M(\text{Ar}) = 110.87991 \text{ mol} \cdot 39.948 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 4429.4307 \text{ g}$$

$$m(\text{tot.}) = m(\text{N}_2) + m(\text{O}_2) + m(\text{Ar}) = 322100.04 \text{ g} \approx \underline{3.2 \cdot 10^2 \text{ kg.}}$$

22) L'introduction de 0.22 g de magnésium dans un bécher rempli d'une solution acide déclenche la formation de 238 mL de gaz hydrogène (H₂). La température est de 21.5 °C, la pression est de 102200 Pa. Selon ces valeurs, quelle est la masse molaire du magnésium ? Quelle est l'erreur expérimentale ?

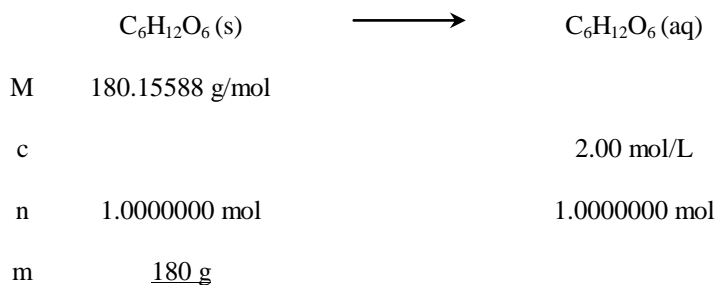
$$n(\text{H}_2) = pV / (RT) = (102200 \cdot 238 \cdot 10^{-6} / (8.314 \cdot 294.65)) \text{ mol} = 9.9291 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$



$$\text{Erreur expérimentale} = (| M_{\text{exp.}} - M_{\text{théor.}} | / M_{\text{théor.}}) \cdot 100\% = (| 22.157017 - 24.305 | / 24.305) \cdot 100\% = \underline{8.8\%}.$$

Chapitre 4 : La concentration d'une substance dissoute

23) On veut obtenir une solution de glucose de concentration 2.00 mol/L. Le volume du récipient étant de 500 mL, quelle masse de ce sucre doit-on dissoudre ?



24) On dissout 13.8 g de chlorure de sodium dans de l'eau. Le volume de la solution obtenue est de 600 mL.

a) Quelle est la concentration (réelle) en ions Na^+ ?

b) Quelle est la concentration (réelle) en ions Cl^- ?

c) Quelle serait la concentration (hypothétique) en sel NaCl s'il n'était pas dissocié ?

	NaCl	\longrightarrow	Na^+	+	Cl^-
M	58.44247 g/mol				
m	13.8 g				
n	0.2361297 mol		0.2361297 mol		0.2361297 mol
c	<u>0.394 mol/L</u>		<u>0.394 mol/L</u>		<u>0.394 mol/L</u>
	n'existe plus!!!				

25) On dissout 12.4 g de chlorure de cuivre (II) dans de l'eau. Le volume de la solution obtenue est de 400 mL.

a) Quelle est la concentration (réelle) en ions Cu^{2+} ?

b) Quelle est la concentration (réelle) en ions Cl^- ?

c) Quelle serait la concentration (hypothétique) en sel CuCl_2 s'il n'était pas dissocié ?

	CuCl_2	\longrightarrow	Cu^{2+}	+	2 Cl^-
M	134.4514 g/mol				
m	12.4 g				
n	0.0922266 mol		0.0922266 mol		0.1844533 mol
c	<u>0.231 mol/L</u>		<u>0.231 mol/L</u>		<u>0.461 mol/L</u>
	n'existe plus!!!				

Chapitre 5 : La composition centésimale

26) Quel est le pourcentage de cuivre dans le sulfate de cuivre II pentahydraté $\text{CuSO}_4(\text{H}_2\text{O})_5$?

	$\text{CuSO}_4(\text{H}_2\text{O})_5$	\rightsquigarrow	Cu	+	S	+	9 O	+	10 H
M	249.6860 g/mol		63.546 g/mol						
m	100 g								
n	0.400503 mol		0.400503 mol						
m			25.450366 g						
%			<u>25.45 %</u>						

27) Un douanier saisit un colis suspect et y trouve une poudre encore plus suspecte. Une analyse élémentaire montre qu'elle contient 60.43 % de carbone. Est-ce possible que ce soit de l'héroïne ($\text{C}_{21}\text{H}_{23}\text{NO}_5$) ?

	$\text{C}_{21}\text{H}_{23}\text{NO}_5$	\rightsquigarrow	21 C	+	23 H	+	N	+	5 O
M	369.41106 g/mol		12.0107 g/mol						
m	100 g								
n	0.2707012 mol		5.6847242 mol						
m			68.277517 g						
%			<u>68.28 %</u>						

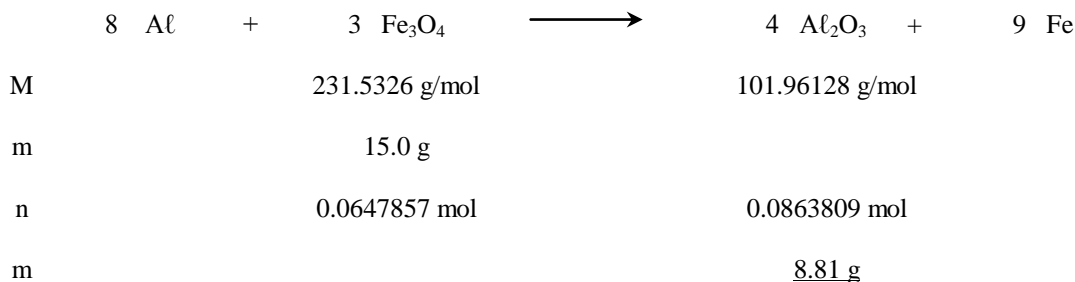
La poudre suspecte n'est donc pas de l'héroïne !

28) L'analyse d'une substance inconnue fournit les résultats suivants : 36.6% d'azote et 63.4% d'oxygène. Sachant que sa masse molaire vaut environ g/mol, quelle est sa formule ?

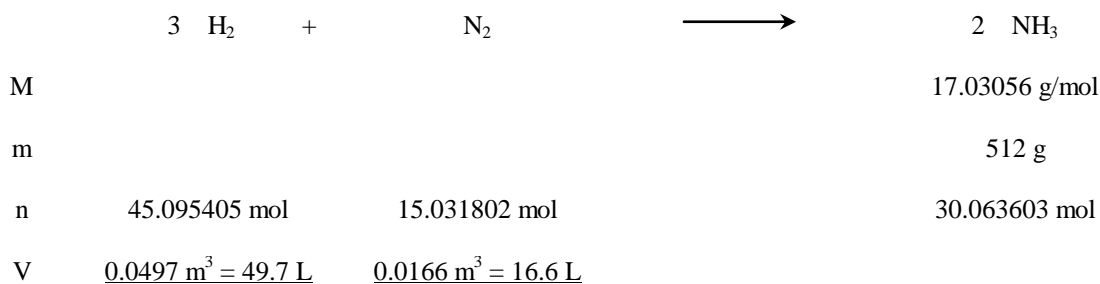
	Zn	+	S	\longrightarrow	ZnS
M	65.39 g/mol		32.066 g/mol		97.456 g/mol
m	200 g		64 g		
n à disposition	3.0585717 mol		1.9958835 mol		
n qui réagit	1.9958835 mol		1.9958835 mol		1.9958835 mol
n restant	1.0626882 mol		0 mol		1.9958835 mol
m restant	<u>69 g</u>		<u>0 g</u>		<u>$1.9 \cdot 10^2$ g</u>

Chapitres 1-4 : récapitulation

I) Soit la réaction (pas encore équilibrée) ci-dessous. Calculez la masse d'oxyde d'aluminium obtenue par réaction de 15.0 g de magnétite Fe₃O₄.



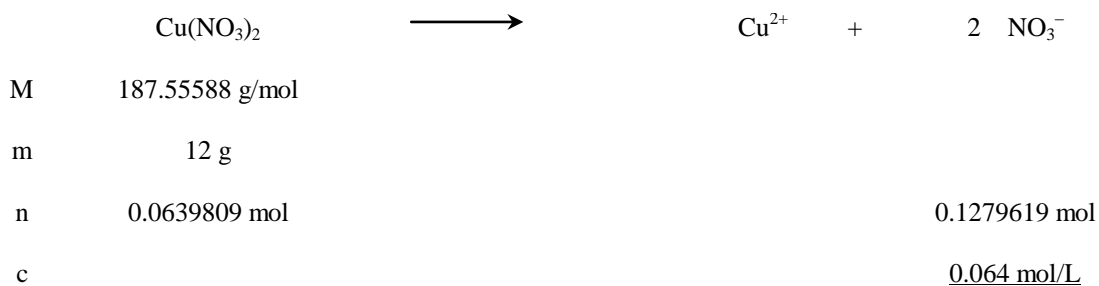
II) On synthétise 512 g d'ammoniac selon l'équation ci-dessous (pas encore équilibrée). Quel volume de H₂ et quel volume de N₂ a-t-on consommé ? p = 84 atmosphères, T = 856 °C.



III) Combien y a-t-il de molécules d'éthanol C₂H₅OH dans 0.750 L d'éthanol (masse volumique = 0.79 kg/L). Combien y a-t-il d'atomes de carbone dans ces 0.750 L ?

V = 0.750 L	m = 0.5925 kg = 592.5 g	M = 46.06844 g/mol	n = 12.861299 mol
<u>N(C₂H₅OH) = 7.7 · 10²⁴ molécules C₂H₅OH</u>		<u>N(C) = 1.5 · 10²⁵ atomes C</u>	

IV) On dissout 12 g de Cu(NO₃)₂ dans de l'eau pour obtenir un volume de 2.00 L. Quelle sera la concentration en nitrates NO₃⁻ ?



V) Soit la réaction (pas encore équilibrée) ci-dessous. Pour obtenir 436 g d'oxyde de fer (III),

a) Quelle masse de pyrite FeS₂ doit-on faire réagir ?

b) Combien de molécules de SO₂ va-t-on également produire ?

c) Si ces molécules de SO₂ se dissolvent (sans se transformer) dans 120 L d'eau, quelle sera la concentration en SO₂ ?

d) Quel volume d'air (p = 735 mmHg, T = 24°C) doit-on faire réagir ? Rappel : seulement 20% des molécules dans l'air sont des molécules d'oxygène !

	4	FeS ₂	+	11	O ₂	→	8	SO ₂	+	2	Fe ₂ O ₃
M		119.977 g/mol									159.6882 g/mol
m											436 g
n		5.4606414 mol			15.016764 mol			10.921283 mol			2.7303207 mol
m		<u>655 g</u>									
N(SO ₂)								<u>6.58 · 10²⁴ molécules</u>			
c(SO ₂)								<u>0.0910 mol/L</u>			
n("air")					75.08382 mol						
V(air)					<u>1.89 m³</u>						