

1 point

Dans un contenant d'acier, on a un mélange de $H_2(g)$ et $O_2(g)$. La température est 500 K et la pression totale est 3.00 atm. La pression partielle du H_2 est 2.00 atm. La pression partielle du O_2 est 1.00 atm. On réagit le $H_2(g)$ avec le $O_2(g)$ pour produire le $H_2O(g)$. La température est toujours 500 K. Quelle est la pression totale finale dans ce contenant d'acier?

2.00 atm

9 points

Le phosphore blanc, P_4 , est produit par la réaction suivante:



Quelle masse de P_4 peut-on produire en réagissant 700.0 g de $Ca_3(PO_4)_2$, 500.0 g de SiO_2 , et 200.0 g de C?

• calculez le nombre de moles de P_4 qu'on peut produire si chaque réactif était limitant

$$Ca_3(PO_4)_2: \frac{700.0 \text{ g } Ca_3(PO_4)_2}{[(3)(40.08) + (2)(30.97) + (8)(16.00)] \text{ g/mol}} \times \frac{1 \text{ mol } P_4}{2 \text{ mol } Ca_3(PO_4)_2} = 1.12838 \text{ mol } P_4$$

$$SiO_2: \frac{500.0 \text{ g } SiO_2}{[(1)(28.09) + (2)(16.00)] \text{ g/mol}} \times \frac{1 \text{ mol } P_4}{6 \text{ mol } SiO_2} = 1.38681 \text{ mol } P_4$$

$$C: \frac{200.0 \text{ g}}{12.01 \text{ g/mol}} \times \frac{1 \text{ mol } P_4}{10 \text{ mol } C} = 1.66528 \text{ mol } P_4$$

⇒ $Ca_3(PO_4)_2$ produit le moins, donc c'est le vrai réactif limitant et on produit 1.12838 mol de P_4 ... calculez cette masse de P_4

$$\text{masse} = (1.12838 \text{ mol}) [(4)(30.97)] \text{ g/mol} = \underline{139.8 \text{ g}}$$

→ toutes les données avaient 4 chiffres significatifs

• pour les versions où la masse du $Ca_3(PO_4)_2$ était soit 735.0g, 770.0g, 805.0g, ou 840.0g, les réponses sont, respectivement:

$$\underline{146.8 \text{ g}}, \quad \underline{153.8 \text{ g}}, \quad \underline{160.8 \text{ g}}, \quad \text{et} \quad \underline{167.8 \text{ g}}$$



1 point

Si HBrO_4 est l'acide perbromique, quelle est la formule moléculaire de l'anion hypobromite (soyez précis)?

9 points

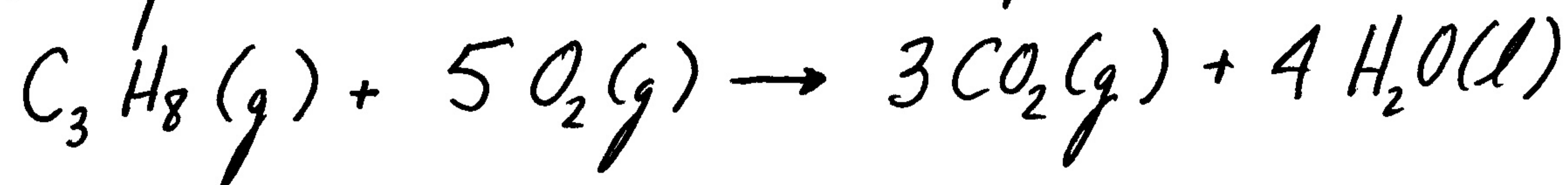
Avec l'aide des enthalpies de formation suivantes, calculez le volume de propane ($\text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$) à 25°C et une pression de 1.00 atm qu'on doit brûler (réagir avec le $\text{O}_2(\text{g})$ pour produire le $\text{CO}_2(\text{g})$ et le $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$) pour chauffer 855 g de $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ de 20.0°C à 60.0°C . La chaleur spécifique de $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ est $4.184 \text{ J}/(\text{g } ^\circ\text{C})$.

$$\Delta H_f^\circ (\text{C}_3\text{H}_8, \text{g}) = -103.9 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ (\text{CO}_2, \text{g}) = -393.5 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{O}, \text{l}) = -285.8 \text{ kJ mol}^{-1}$$

• trouvez l'équation équilibrée et calculez ΔH° pour cette réaction



$$\Delta H^\circ = (3 \text{ mol})(-393.5 \text{ kJ/mol}) + (4 \text{ mol})(-285.8 \text{ kJ/mol}) - (1 \text{ mol})(-103.9 \text{ kJ/mol}) - (5 \text{ mol})(0 \text{ kJ/mol}) = -2219.8 \text{ kJ}$$

• calculez le montant de chaleur qu'on a besoin pour le réchauffement

$$Q = ms\Delta T = (855 \text{ g})(4.184 \text{ J/g}^\circ\text{C})(60.0 - 20.0)^\circ\text{C} = 143.1 \text{ kJ}$$

• une mole de C_3H_8 peut produire 2219.8 kJ de chaleur, mais on a besoin seulement 143.1 kJ , donc on a besoin seulement

$$143.1 / 2219.8 = 0.06446 \text{ mol de } \text{C}_3\text{H}_8$$

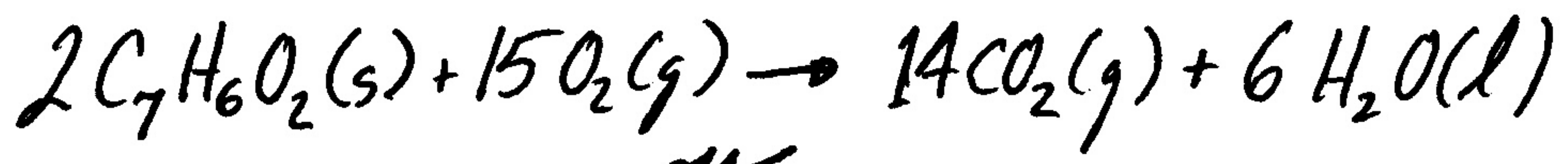
les données les moins précises ont 3 chiffres significatifs

• trouvez le volume de $\text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$

$$PV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{P} = \frac{(0.06446 \text{ mol})(0.082056 \frac{\text{L atm}}{\text{mol K}})(298.15 \text{ K})}{(1.00 \text{ atm})} = \underline{\underline{1.58 \text{ L}}}$$

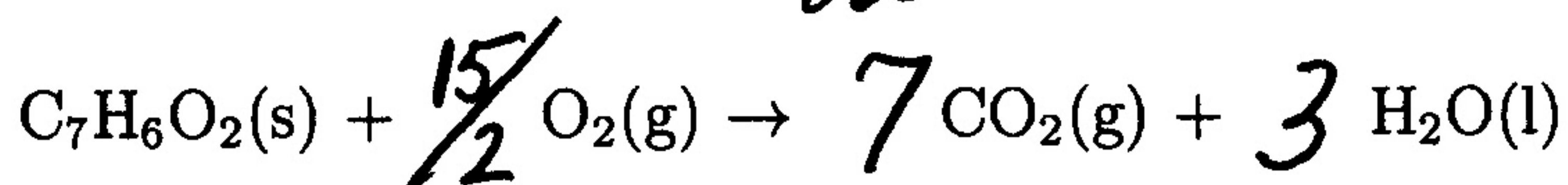
• pour les versions où la masse de H_2O était soit 877 g , 899 g , 911 g , ou 933 g , les réponses sont, respectivement:

$$\underline{\underline{1.62 \text{ L}}}, \underline{\underline{1.66 \text{ L}}}, \underline{\underline{1.68 \text{ L}}}, \text{ et } \underline{\underline{1.72 \text{ L}}}$$



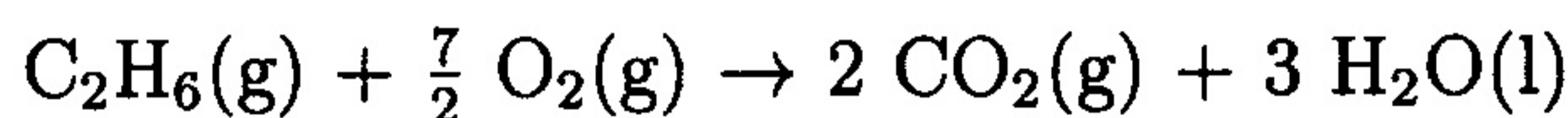
1 point

Balancer l'équation chimique suivante:



9 points

Pour la combustion d'une mole d'éthane ($C_2H_6(g)$) dans un système fermé sous une pression constante de 1.00 atm et à une température de 25°C,



calculez les valeurs de ΔH° , ΔS° , ΔG° , $\Delta S_{\text{environs}}$, et $\Delta S_{\text{univers}}$.

données (toutes à 25°C):

$$\Delta G_f^\circ (C_2H_6, g) = -32.9 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta G_f^\circ (CO_2, g) = -394.4 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta G_f^\circ (H_2O, l) = -237.1 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$S^\circ (C_2H_6, g) = 229.5 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$S^\circ (O_2, g) = 205.1 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$S^\circ (CO_2, g) = 213.7 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$S^\circ (H_2O, l) = 69.9 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$\Delta G^\circ = (2 \text{ mol})(-394.4 \text{ kJ/mol}) + (3 \text{ mol})(-237.1 \text{ kJ/mol}) - (1 \text{ mol})(-32.9 \text{ kJ/mol}) - (\frac{7}{2} \text{ mol})(0 \text{ kJ/mol}) = \underline{\underline{-1467.2 \text{ kJ}}}$$

$$\Delta S^\circ = (2 \text{ mol})(213.7 \text{ J/K mol}) + (3 \text{ mol})(69.9 \text{ J/K mol}) - (1 \text{ mol})(229.5 \text{ J/K mol}) - (\frac{7}{2} \text{ mol})(205.1 \text{ J/K mol}) = \underline{\underline{-310.3 \text{ J/K}}}$$

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ \Rightarrow \Delta H^\circ = \Delta G^\circ + T\Delta S^\circ = (-1467200 \text{ J}) + (298.15 \text{ K})(-310.3 \text{ J/K}) = \underline{\underline{-1559.7 \text{ kJ}}}$$

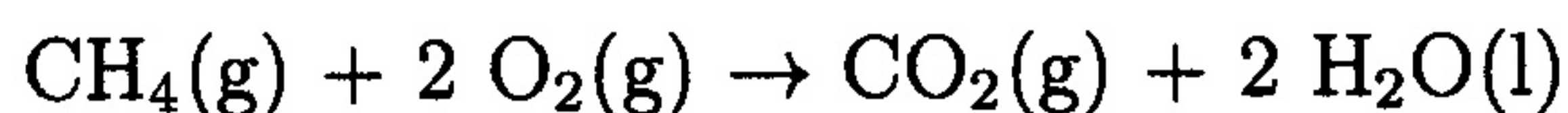
\Rightarrow l'entropie des environs augmente lorsque la chaleur ($Q = \Delta H$ à pression constante) sort du système (-1559.7 kJ) et rentre dans les environs ($+1559.7 \text{ kJ}$).

$$\Delta S_{\text{environs}} = \frac{Q_{\text{sys} \rightarrow \text{env}}}{T} = \frac{+1559700 \text{ J}}{298 \text{ K}} = \underline{\underline{5.23 \times 10^3 \text{ J/K}}}$$

$$\Delta S_{\text{univers}} = \Delta S + \Delta S_{\text{environs}} = -310.3 \text{ J/K} + 5.23 \times 10^3 \text{ J/K} = \underline{\underline{4.92 \times 10^3 \text{ J/K}}}$$

1 point

Indiquez si la valeur de ΔS pour cette réaction (à 25°C et sous une pression constante de 1.00 atm) est nulle, positive, ou négative.



négative

9 points

L'eau bout à 100.00°C sous une pression constante de 1.00 atm. A cette température, ΔS° est égale à 109 J/(K mol). Quelle montant de chaleur doit-on mettre dans le système afin de vaporiser 28.0 g de $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ à 100.00°C. Quelle est la vitesse quadratique moyenne des molécules de $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ produit par cette vaporisation à 100.00°C?

• à la température d'ébullition, $\Delta G^\circ = 0$ pour $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g})$

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ = 0 \Rightarrow \Delta H^\circ = T\Delta S^\circ = (373.15 \text{ K})(109 \text{ J/Kmol}) = 40.67 \text{ kJ/mol}$$

• N.B. à pression constante, $\Delta H^\circ = Q$

• 1 mol de $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ prend 40.67 kJ pour le vaporiser, donc pour 28.0g, ça va prendre

$$\frac{28.0 \text{ g}}{[(2)(1.008) + (16.00)] \text{ g/mol}} \times 40.67 \text{ kJ/mol} = \underline{\underline{63.2 \text{ kJ}}}$$

les données les moins précises ont 3 chiffres significatifs

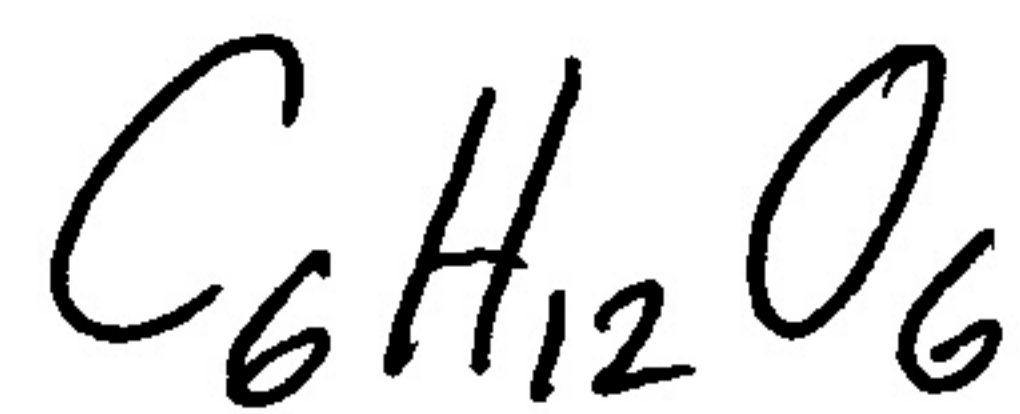
• pour les versions où la masse de l'eau est soit 30.0g, 32.0g, 34.0g, ou 26.0g, les réponses sont, respectivement:

$$\underline{\underline{67.7 \text{ kJ}}}, \underline{\underline{72.2 \text{ kJ}}}, \underline{\underline{76.7 \text{ kJ}}}, \text{ et } \underline{\underline{58.7 \text{ kJ}}}$$

• calculez la vitesse quadratique moyenne (oublie pas la masse molaire en kg/mol et le R en SI)

$$v_{\text{quad}} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} = \sqrt{\frac{(3)(8.3145 \text{ J/Kmol})(373.15 \text{ K})}{[(2)(1.008) + (16.00)] \times 10^{-3} \text{ kg/mol}}} = \underline{\underline{718.8 \text{ m/s}}}$$

il y a seulement 4 chiffres significatifs dans la masse molaire



1 point

La formule empirique d'un composé inconnu est CH_2O . Si sa masse moléculaire est environ 180 g/mol, quelle est la formule moléculaire de ce composé inconnu?

9 points

La composition centésimale d'un composé est de 57.8% C, 16.9% N, 19.2% O, et 6.1% H. La masse moléculaire du composé est approximativement 166 g/mol. Quelle est la formule empirique de ce composé? Quelle est sa formule moléculaire? Quelle est la masse (en g) d'une seule molécule de ce composé?

• imagine que vous avez 100g du composé

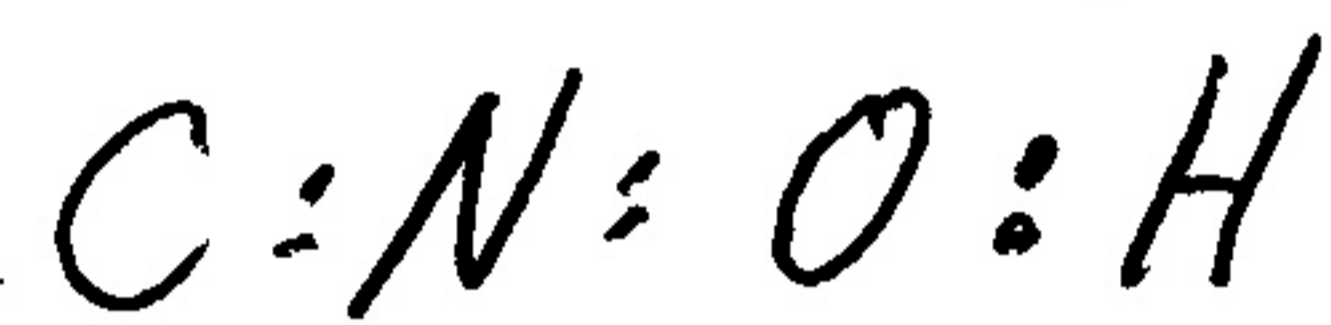
$$C: \frac{57.8g}{12.01g} = 4.813 \text{ mol}$$

$$N: \frac{16.9g}{14.01g/mol} = 1.206 \text{ mol}$$

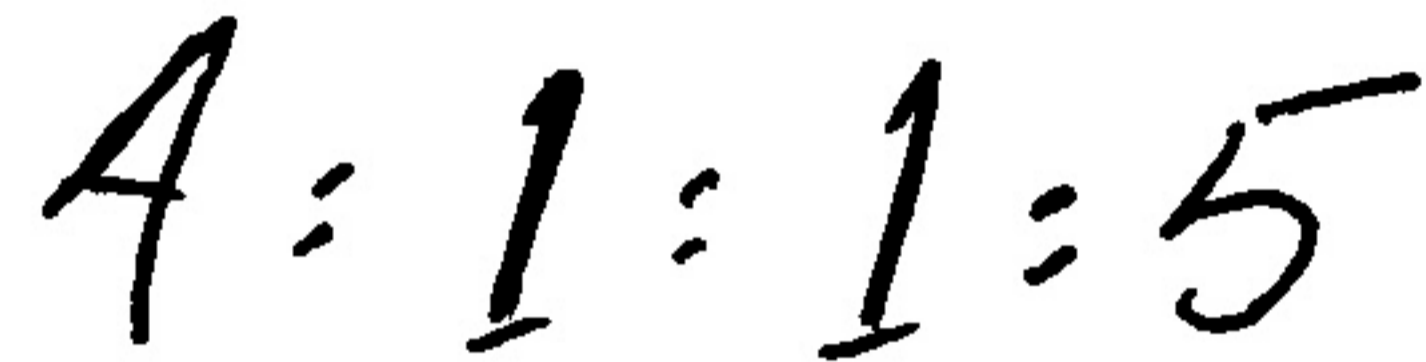
$$O: \frac{19.2g}{16.00g/mol} = 1.200 \text{ mol}$$

$$H: \frac{6.1g}{1.008g/mol} = 6.052 \text{ mol}$$

⇒ on a un rapport



de



⇒ la formule empirique est C_4NOH_5

⇒ cette formule nous donne une masse d'environ

$$(4)(12) + (1)(14) + (1)(16) + (5)(1) \approx 83 \text{ g/mol}$$

⇒ la formule empirique a une masse qui est deux fois trop petite, donc la formule moléculaire doit être $C_8N_2O_2H_{10}$

⇒ pour trouver la masse d'une seule molécule, divise la masse d'une mole de ce composé par le nombre d'Avogadro

$$166g / 6.022 \times 10^{23} = \underline{\underline{2.76 \times 10^{-22} g}}$$