

Test d'unité version 2, La stœchiométrie

Partie 1, Des questions conceptuelles.

1. Dans l'équation chimique $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$, que veut dire chacun des « 2 »? Soyez spécifique.

Les grands « 2 » devant le H_2 et le H_2O indique le rapport molaire et les « 2 » souscrits indique combien de chaque atome sont dans un molécule spécifique.

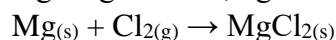
/2

2. Qu'est-ce que c'est un « rapport stœchiométrique »?

Le nombre de moles d'une substance dans une équation chimique équilibrée par rapport à une autre substance dans la réaction

/1

3. Quelqu'un affirme que 1,0 g de Mg réagit avec 1,0 g de $\text{Cl}_{2(g)}$ selon cette équation,



À l'aide de calculs, expliquez pourquoi ce raisonnement est incorrect.

$$\text{mol de Mg} = (1,0 \text{ g}) \left(\frac{1 \text{ mol}}{24,3 \text{ g}} \right) = 0,0412 \text{ mol}$$

$$\text{mol de Cl}_2 = (1,0 \text{ g}) \left(\frac{1 \text{ mol}}{35,5 \text{ g}} \right) = 0,0282 \text{ mol} < 0,0412 \text{ mol}$$

Même si la masse est la même, le nombre de moles ne l'est pas, donc u réactif serait en excès

/2

4. Le réactif limitant est-il toujours le composé présent en plus petite quantité? Justifiez votre réponse.

Il ne l'est pas nécessairement, Le réactif limitant est celui qui est présent en quantité moindre que la quantité stœchiométrique – Il faut regarder le nombre de moles, pas la masse

/2

5. a) Expliquez la différence entre le rendement théorique et le rendement expérimental.

Le rendement expérimental est la quantité réelle d'un produit qu'on obtient lors d'une réaction et le rendement théorique est la quantité de produit qu'on prédit par des calculs stœchiométriques

/2

b) Lequel est plus grande?

Le rendement théorique est toujours plus grand ou égal au rendement expérimental

/1

Partie 2, Effectuez les calculs suivants.

1. Combien de molécules de $N_{2(g)}$ faut-il pour produire 10 molécules de $NH_{3(g)}$ selon l'équation $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightarrow 2NH_{3(g)}$?

$$\# \text{ molécules } N_2 = (10 \text{ molécules } NH_3) \left(\frac{1 \text{ molécule } N_2}{2 \text{ molécules } NH_3} \right) = 5 \text{ molécules}$$

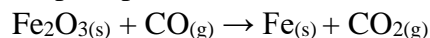
/2

2. Lors de la combustion de l'éthanol, $C_2H_5OH_{(l)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 2CO_{2(g)} + 3H_2O_{(l)}$, combien de molécules de $O_{2(g)}$ permettront de produire $1,81 \times 10^{24}$ molécules de $CO_{2(g)}$, s'il y a suffisamment d'éthanol pour qu'il soit en excès?

$$\# \text{ molécules } O_2 = (1,81 \times 10^{24} \text{ molécules } CO_2) \left(\frac{3 \text{ molécule } O_2}{2 \text{ molécules } CO_2} \right) = 2,72 \times 10^{24} \text{ molécules } O_2$$

/2

3. La réaction suivante est utilisée pour purifier le minerai de fer (Fe_2O_3) en fer pure



Calculez la masse minimale de CO nécessaire pour traiter 1,00 tonne de Fe_2O_3 .

$$\#g \text{ CO} = (1,00 \text{ t}) \left(\frac{1000 \text{ kg}}{1 \text{ t}} \right) \left(\frac{10^3 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol } Fe_2O_3}{159,6 \text{ g}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol } CO}{1 \text{ mol } Fe_2O_3} \right) \left(\frac{28,0 \text{ g}}{1 \text{ mol } CO} \right) = 175 \, 439 \text{ g} \approx 1,75 \times 10^5 \text{ g}$$

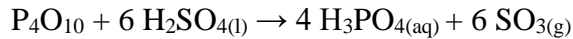
/3

4. Quel volume de $H_2O_{(g)}$ à TPN serait produit si 7,00 g de $(NH_4)_2Cr_2O_{7(s)}$ étaient décomposés selon la réaction suivante, $(NH_4)_2Cr_2O_{7(s)} \rightarrow Cr_2O_3 + N_{2(g)} + 4H_2O_{(g)}$?

$$\#L \text{ H}_2O = (7,00 \text{ g}) \left(\frac{1 \text{ mol } (NH_4)_2Cr_2O_7}{252,0 \text{ g}} \right) \left(\frac{4 \text{ mol } H_2O}{1 \text{ mol } (NH_4)_2Cr_2O_7} \right) \left(\frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} \right) = 2,49 \text{ L}$$

/3

5. Un des agents de séchage les plus efficaces est P_4O_{10} . En fait, il enlève l'eau de H_2SO_4 pour produire du SO_3 selon la réaction suivante,



Du $H_2SO_{4(l)}$ pure a une densité de 1,84 g/mL.

- a) 15,0 mL de $H_2SO_{4(l)}$ réagirait avec quelle masse de P_4O_{10} ?

$$\#g P_4O_{10} = (15,0 \text{ mL}) \left(\frac{1,84 \text{ g}}{1 \text{ mL}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{98,1 \text{ g}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol } P_4O_{10}}{6 \text{ mol } H_2SO_4} \right) \left(\frac{284,0 \text{ g}}{1 \text{ mol } P_4O_{10}} \right) = 13,3 \text{ g}$$

/3

- b) Quel volume de $SO_{3(g)}$ à TPN serait produit?

$$\#L SO_3 = (15,0 \text{ mL}) \left(\frac{1,84 \text{ g}}{1 \text{ mL}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{98,1 \text{ g}} \right) \left(\frac{6 \text{ mol } SO_3}{6 \text{ mol } H_2SO_4} \right) \left(\frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol } SO_3} \right) = 6,30 \text{ L}$$

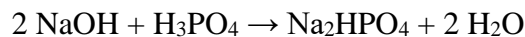
/3

6. Quel volume de 0,250 M HCl est nécessaire pour complètement neutraliser 15,0 mL de 0,318 M NaOH selon l'équation $HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$?

$$\#L HCl = (0,0150 \text{ L}) \left(\frac{0,318 \text{ mol } NaOH}{1 \text{ L}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol } HCl}{1 \text{ mol } NaOH} \right) \left(\frac{1 \text{ L}}{0,250 \text{ mol } HCl} \right) = 0,0191 \text{ L}$$

/3

7. 1,00 mL d'un échantillon de H_3PO_4 pure est titré avec 131,4 mL de 0,2483 M NaOH selon la réaction suivante,



- a) Quelle est la concentration molaire de H_3PO_4 pure?

$$[H_3PO_4] = (0,1314 \text{ L}) \left(\frac{0,2483 \text{ mol } NaOH}{1 \text{ L}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol } H_3PO_4}{2 \text{ mol } NaOH} \right) \left(\frac{1}{0,00100 \text{ L}} \right) = 16,3 \text{ M}$$

/3

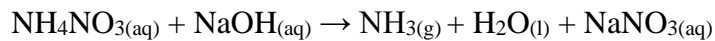
b) Calculez la densité de H_3PO_4 pure.

$$\# \frac{g}{L} = \left(\frac{16,3 \text{ mol}}{1 L} \right) \left(\frac{98,0 g}{1 \text{ mol}} \right) = 1,60 \times 10^3 g/L$$

/2

8. Avant d'analyser un échantillon d'engrais contenant du NH_4NO_3 , un chimiste prépare une solution de contrôle en dissolvant 15,5 g de NH_4NO_3 dans 500,0 mL d'eau.

Si le chimiste voulait effectuer un titrage selon la réaction suivante,



pour que la réaction demande 15,0 mL de NaOH quand 10,0 mL de NH_4NO_3 sont titrés,

a) Quelle est $[NH_4NO_3]$ dans la « solution de contrôle »?

$$[NH_4NO_3] = (15,5 g) \left(\frac{1 \text{ mol}}{80,0 g} \right) \left(\frac{1}{0,500 L} \right) = 0,388 M$$

/2

b) Quelle molarité est nécessaire pour la solution de NaOH?

$$[NaOH] = (0,0100 L) \left(\frac{0,388 \text{ mol}}{1 L} \right) \left(\frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol } NH_4NO_3} \right) \left(\frac{1}{0,0150 L} \right) = 0,259 M$$

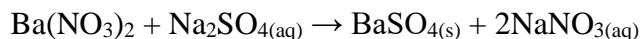
/3

c) Quel volume de $NH_{3(g)}$ à TPN est produit avec une réaction entre les volumes de NaOH et de NH_4NO_3 cités en haut?

$$\#L NH_3 = (0,0100 L) \left(\frac{0,388 \text{ mol NaOH}}{1 L} \right) \left(\frac{1 \text{ mol } NH_3}{1 \text{ mol NaOH}} \right) \left(\frac{22,4 L}{1 \text{ mol}} \right) = 0,0869 L$$

/3

9. Le BaSO₄, se forme lors de la réaction suivante,



Quelle masse de BaSO₄ produit-on en faisant réagir 75,00 g de Ba(NO₃)₂ avec 100,00 g de Na₂SO₄? Indice – quel est le réactif limitant?

$$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 - \# \text{mol BaSO}_4 = (75,00 \text{ g}) \left(\frac{1 \text{ mol Ba}(\text{NO}_3)_2}{261,3 \text{ g}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol BaSO}_4}{1 \text{ mol Ba}(\text{NO}_3)_2} \right) = 0,287 \text{ mol}$$

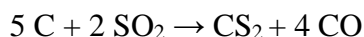
$$\text{Na}_2\text{SO}_4 - \# \text{mol BaSO}_4 = (100,00 \text{ g}) \left(\frac{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4}{142,1 \text{ g}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol BaSO}_4}{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4} \right) = 0,704 \text{ mol}$$

Ba(NO₃)₂ est le réactif limitant

$$\# \text{g BaSO}_4 = (0,287 \text{ mol Ba}(\text{NO}_3)_2) \left(\frac{1 \text{ mol BaSO}_4}{1 \text{ mol Ba}(\text{NO}_3)_2} \right) \left(\frac{233,4 \text{ g}}{1 \text{ mol BaSO}_4} \right) = 67,0 \text{ g}$$

/4

10. Selon la réaction suivante



a) Quelle masse de CS₂ est produit si 11,5 g de C sont réagis avec 39,5 g SO₂?

$$\text{C} - \# \text{g CS}_2 = (11,5 \text{ g}) \left(\frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ g}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol CS}_2}{5 \text{ mol C}} \right) \left(\frac{76,2 \text{ g}}{1 \text{ mol CS}_2} \right) = 14,6 \text{ g}$$

$$\text{SO}_2 - \# \text{g CS}_2 = (39,5 \text{ g}) \left(\frac{1 \text{ mol SO}_2}{64,1 \text{ g}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol CS}_2}{2 \text{ mol SO}_2} \right) \left(\frac{76,2 \text{ g}}{1 \text{ mol CS}_2} \right) = 23,5 \text{ g}$$

C est le réactif limitant, donc 14,6 g de CS₂

/4

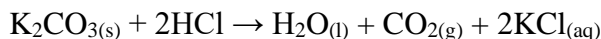
b) Que sera la masse du réactif en excès qui reste après la réaction?

$$\# \text{g SO}_2 = (11,5 \text{ g}) \left(\frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ g}} \right) \left(\frac{2 \text{ mol SO}_2}{5 \text{ mol C}} \right) \left(\frac{64,1 \text{ g}}{1 \text{ mol SO}_2} \right) = 24,6 \text{ g}$$

$$\# \text{g en excès} = (39,5 \text{ g}) - (24,6 \text{ g}) = 14,9 \text{ g}$$

/2

11. Suppose que 0,250 mol de K₂CO_{3(s)} réagit avec suffisamment de HCl pour qu'il soit en excès, selon l'équation suivante,



a) Calculez le rendement théorique du KCl.

$$\# \text{g KCl} = (0,250 \text{ mol K}_2\text{CO}_3) \left(\frac{2 \text{ mol KCl}}{1 \text{ mol K}_2\text{CO}_3} \right) \left(\frac{74,6 \text{ g}}{1 \text{ mol KCl}} \right) = 37,3 \text{ g}$$

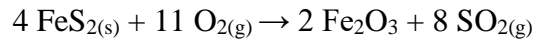
/3

- b) Calculez le pourcentage de rendement de l'eau si on produit 0,189 mol d'eau dans cette réaction.

$$\begin{aligned} \text{rendement théorique de } H_2O \text{ en mol} &= (0,250 \text{ mol } K_2CO_3) \left(\frac{1 \text{ mol } H_2O}{1 \text{ mol } K_2CO_3} \right) \\ &= 0,250 \text{ mol} \\ \% \text{ de rendement} &= \frac{\text{rendement expérimental}}{\text{rendement théorique}} \times 100 = \frac{0,189}{0,250} \times 100 = 75,6\% \end{aligned}$$

/3

12. Un échantillon de 100,0 g de FeS_2 impure est rôti pour produire Fe_2O_3 et SO_2 selon la réaction suivante,



Si 1,50 L de $SO_{2(g)}$ est collecté à TPN, quel est le pourcentage de FeS_2 dans l'échantillon?

$$\begin{aligned} \#g FeS_2 \text{ pure} &= (1,50 \text{ L}) \left(\frac{1 \text{ mol } SO_2}{22,4 \text{ L}} \right) \left(\frac{4 \text{ mol } FeS_2}{8 \text{ mol } SO_2} \right) \left(\frac{120,0 \text{ g}}{1 \text{ mol } FeS_2} \right) = 4,02 \text{ g} \\ \% \text{ de pureté de } FeS_2 &= \left(\frac{\text{masse pure}}{\text{masse impure}} \right) \times 100 = \left(\frac{4,02 \text{ g}}{100,0 \text{ g}} \right) \times 100 = 4,02\% \end{aligned}$$

/4