

 <p><b>Année académique 2024-2025</b></p> <p><b>Interrogation stoechiométrie et équilibre chimique</b></p>	<p><b>Cursus TLM</b></p> <p><b>Bloc1 – Q1</b></p> <p><b>UE 1LM02</b></p>	<p><b>Date : Novembre 2024</b></p>
<p><b>Sciences Chimiques</b></p>	<p><b>Enseignant(s) :</b></p> <p><b>L. Denil, M-F. Ghuysen</b></p>	<p><b>NOM et Prénom:</b></p>

- 1) On chauffe 50 g de carbonate de calcium pour produire du dioxyde de carbone et de l'oxyde de calcium.

Quelle masse du dioxyde de calcium est effectivement produite ?

(/5)

Réponse :

1. Équation :  $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$
2. Masse molaire de  $\text{CaCO}_3 = 100 \text{ g/mol}$  ; Masse molaire de  $\text{CO}_2 = 44 \text{ g/mol}$ .
3.  $n$  de  $\text{CaCO}_3 = 50 \text{ g} / 100 \text{ g/mol} = 0.5 \text{ mole}$ .
4.  $n$  de  $\text{CO}_2$  produites = 0.5 mole.
5. Masse de  $\text{CO}_2 = 0.5 \times 44 = 22 \text{ g}$ .

Cotation: 1 point par étape

- 2) On mélange 5 g de magnésium (Mg) avec un excès d'acide chlorhydrique (HCl) pour produire du chlorure de magnésium ( $\text{MgCl}_2$ ) et du dihydrogène ( $\text{H}_2$ ) selon la réaction suivante :  $\text{Mg} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$
- Si le rendement de la réaction est de 75 %, quelle masse de  $\text{H}_2$  est effectivement produite ?

(/5)

Réponse :

1. Masse molaire de  $\text{Mg} = 24 \text{ g/mol}$  ; Masse molaire de  $\text{H}_2 = 2 \text{ g/mol}$ .
2.  $n$  de  $\text{Mg} = 5 \text{ g} / 24 \text{ g/mol} \approx 0.208 \text{ mole}$ .
3.  $n$  de  $\text{H}_2$  produites = 0.208 mole.
4. Masse théorique de  $\text{H}_2 = 0.208 \times 2 \text{ g/mol} = 0.416 \text{ g}$ .
5. Masse de  $\text{H}_2$  avec rendement de 75 % =  $0.416 \times 0.75 \approx 0.312 \text{ g}$ .

Cotation: 1 point par étape

- 3) Décapage du cuivre : par l'action de l'acide chlorhydrique (HCl), il est possible d'enlever la couche noire d'oxyde de cuivre (II). Il se forme du chlorure de cuivre (II) et de l'eau. Quel est le volume de solution d'acide chlorhydrique (C = 0,1 mol/L) nécessaire pour enlever une couche de 0,2 g d'oxyde de cuivre (II) ? (5)

Réponse:

1. Equation:  $\text{CuO} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
2.  $M_{\text{CuO}} = 79.5 \text{ g/mol}$
3.  $n(\text{CuO}) = 0,2 / 79,5 = 0,0025 \text{ mol}$
4.  $n(\text{HCl}) = 2 * n(\text{CuO}) = 0,005 \text{ mol}$
5.  $V(\text{HCl}) = n(\text{HCl}) / c(\text{HCl}) = 0,005 / 0,1 = 0,05 \text{ L} = 50 \text{ ml}$

Cotation: 1 point par étape

- 4) Lors de la réaction de combustion du méthane en présence de dioxygène, le dioxyde de carbone et de l'eau sont produits dans les conditions normales de température et de pression.

On dispose de 12 l de méthane et de 40 g de dioxygène au départ.

Calculer le volume de dioxyde de carbone formé, dans les mêmes conditions de température et de pression. (8)

Réponse :

1. Equation :  $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$  /1
2.  $V_m \text{ gaz (CNTP)} : 22,4 \text{ L} - M_{\text{CH}_4} : 16 \text{ g/mol} - M_{\text{O}_2} : 32 \text{ g/mol} - M_{\text{CO}_2} : 44 \text{ g/mol}$  /1
3.  $\text{CH}_4 : n = 12/22,4 = 0,5357 \text{ mol} : \text{O}_2 : n = 40/32 = 1,25 \text{ mol}$  /2
4. Pour faire réagir 1 mol de  $\text{CH}_4$ , il faut 2 mol de  $\text{O}_2$   
Pour faire réagir 0,5357 mol de  $\text{CH}_4$ , il faut  $2 \cdot 0,5357 = 1,071 \text{ mol}$  de  $\text{O}_2$  /2
- Or, on en a plus :  $1,25 \text{ mol} > 1,071 \text{ mol} \Rightarrow \text{O}_2$  est en excès et  $\text{CH}_4$  est limitant
5.  $n$  de  $\text{CO}_2$  produites = 0,5357 mol /1
6.  $V$  de  $\text{CO}_2$  produit (CNTP) =  $0,5357 \cdot 22,4 = 12 \text{ L}$  /1

- 5) On a la réaction suivante à l'équilibre :  $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3$   
 Les concentrations à l'équilibre sont :  $[\text{N}_2] = 0,5 \text{ M}$ ,  $[\text{H}_2] = 1,5 \text{ M}$ , et  $[\text{NH}_3] = 0,4 \text{ M}$ .  
 Calculez la constante d'équilibre  $K_c$  et donnez ses unités. (/5)

Réponse :

1. Expression littérale du  $K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3}$  /2
2. Expression chiffrée du  $K_c = 0,4^2 / (0,5 \cdot 1,5^3)$  /1
3. Valeur et unité du  $K_c : 0,095 \text{ M}^{-2}$  /2

- 6) On a la réaction :  $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2 \text{HI}$   
 $K_c = 50$  à une température donnée.  
 Avec  $[\text{H}_2] = 0,1 \text{ M}$ ,  $[\text{I}_2] = 0,1 \text{ M}$ , et  $[\text{HI}] = 0 \text{ M}$  initialement.  
 Calculez les concentrations à l'équilibre des espèces. (/8)

Réponse:

1. Expression des concentrations à l'équilibre en fonction de  $x$ , la quantité de  $\text{H}_2$  (ou de  $\text{I}_2$ ) ayant réagi :  $[\text{H}_2] = 0,1-x$ ,  $[\text{I}_2] = 0,1-x$ , et  $[\text{HI}] = 2 \cdot x$  /2
2. Expression littérale de  $K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]}$  /2
3. Expression chiffrée du  $K_c$  et résolution :  $50 = (2 \cdot x)^2 / [(0,1-x) \cdot (0,1-x)]$   
 $x = 0,078 \text{ M}$  /2
4. Calcul des concentrations à l'équilibre :  $[\text{H}_2] = [\text{I}_2] = 0,022 \text{ M}$   
 $[\text{HI}] = 0,156 \text{ M}$  /2