

Nom et Prénom :

 Année académique 2025-2026 Interrogation écrite	Cursus TLM Bloc 1– Q1 UE1 LM02 Sciences chimiques	Date : Novembre 2025 Total : /47
Stœchiométrie et équilibre chimique	Enseignantes : L. Denil, MF Ghuysen	Classe : 1^oTLM Groupe : tous

1. Lors de la réaction entre **carbonate de calcium** et **acide chlorhydrique**, on obtient **chlorure de calcium, dioxyde de carbone et eau**.
On a mesuré **un volume de 3.5 L de dioxyde de carbone à 28°C** et **pression 1,00 atm**.

Questions (/10) :

1. Calculer la quantité de matière de de formée.
2. Déterminer la quantité de matière de d'acide chlorhydrique qui a réagi.
3. Calculer le volume d'acide chlorhydrique en ml qui a été nécessaire si on disposait d'une solution de départ de 3 mol/l

Résolution :

0. équation : $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

1. Quantité de matière de CO_2 :

$$PV = nRT \Rightarrow n = P \times V / R \times T$$

$$n(\text{CO}_2) = 1,00 \times 3,5 / 0,08206 \times 301 \approx 0,142 \text{ mol}$$

2. Quantité de matière de HCl :

$$2 \text{ mol HCl} \rightarrow 1 \text{ mol CO}_2 \text{ et } n(\text{CaCO}_3) = 0,142 \times 2 = 0.284 \text{ mol}$$

3. V de HCl :

$$V_{\text{HCl}} = n/C = 0.284 / 3 = 0.0947 \text{ l} = 94.7 \text{ ml}$$

Nom et Prénom :

2. Un échantillon de matière contient **68 %** en masse de **C₄H₁₀O**.

Après combustion complète (les autres réactifs sont en excès), on recueille **310,0 g** de dioxyde de carbone **produits avec un rendement de 85 %**.

La réaction de combustion est : C₄H₁₀O + ? -> ? Dioxyde de carbone + ?

Questions (/8)

a) Écrire l'équation chimique équilibrée.

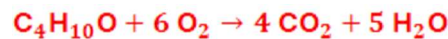
b) Déterminer la masse totale de l'échantillon.

Corrigé

a) Équilibrage de l'équation

Même équilibrage que précédemment :

- 4 C → 4 CO₂
- 10 H → 5 H₂O
- Bilan O : produits = 8 + 5 = 13 O ; réactif = 1 → il manque 12 → 6 O₂



b) Masse totale de l'échantillon

1. Masse théorique de CO₂ (rendement)

On a la masse réelle produite :

$$m_{\text{réelle}}(\text{CO}_2) = 310,0 \text{ g}$$

Le rendement vaut 85 % :

$$m_{\text{th}}(\text{CO}_2) = \frac{310,0}{0,85} = 364,7 \text{ g}$$

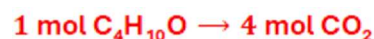
2. Quantité de matière de CO₂ théorique

$$M(\text{CO}_2) = 44,01 \text{ g/mol}$$

$$n(\text{CO}_2) = \frac{364,7}{44,01} = 8,29 \text{ mol}$$

3. Quantité de C₄H₁₀O correspondante

Selon la réaction :



$$n(\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}) = \frac{8,29}{4} = 2,07 \text{ mol}$$

Nom et Prénom :

4. Masse de $C_4H_{10}O$ dans l'échantillon

Masse molaire :

$$M(C_4H_{10}O) = 74,12 \text{ g/mol}$$

$$m(C_4H_{10}O) = 2,07 \times 74,12 = 153,6 \text{ g}$$

5. Masse totale de l'échantillon

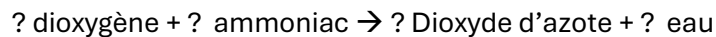
L'échantillon contient 68 % de $C_4H_{10}O$:

$$m_{\text{échantillon}} = \frac{153,6}{0,68} = 225,9 \text{ g}$$

Réponse finale

$$m_{\text{échantillon}} \approx 2,26 \times 10^2 \text{ g}$$

3. On fait réagir, dans les CNTP, un volume de **520,0 L** du dioxygène avec une masse de **480,0 g** de d'ammoniac et on produit du dioxyde d'azote et de l'eau selon la réaction suivante :



Questions (/8)

- a) Équilibrer l'équation chimique.
 - b) Déterminer le **réactif limitant**.
 - c) Calculer la masse **de** dioxyde d'azote formée.
- (Rendement supposé = 100 %)

Corrigé

a) Équilibrage

On obtient : $7/2 O_2 + 2 NH_3 \rightarrow 2 NO_2 + 3 H_2O$

b) Détermination du réactif limitant

Ammoniac :

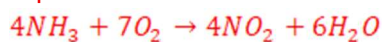
$$n(NH_3) = \frac{m}{M} = \frac{480,0}{17} \approx 28,24 \text{ mol}$$

Oxygène :

$$n(O_2) = \frac{V}{V_m} = \frac{520,0}{22,4} \approx 23,21 \text{ mol}$$

Comparer le rapport stœchiométrique

Équation :



Nom et Prénom :

- **Rapport théorique :**

Si on a 28 mol de NH_3 il faudrait $28.24 \times 7/4 = 49.4$ mol de O_2 ; or on a 23.21 mol O_2

Donc O_2 est en défaut

OU

Si on a 23.21 mol de O_2 alors il faudrait $23.21 \times 4/7 = 13.26$ mol de NH_3 ; or on a 28.24 mol

Donc NH_3 est en excès.

Réactif limitant : O_2

c) Calculer la quantité de NO_2 formée

1. Moles de NO_2 formées :

Stœchiométrie : 7 moles $\text{O}_2 \rightarrow 4$ moles NO_2

$$n(\text{NO}_2) = n(\text{O}_2) \times \frac{4}{7} = 23,21 \times \frac{4}{7} \approx 13,26 \text{ mol}$$

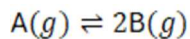
2. Masse de NO_2 :

$$m(\text{NO}_2) = n \times M = 13,26 \times 46 \approx 609,96 \approx 610 \text{ g}$$

Quantité de NO_2 formée : 13,26 mol $\approx$ 610 g

4. QCM sur les équilibres (/3) : 1 point par bonne réponse ; 0 dans tout autre cas

a) Pour la réaction



On place dans un récipient de 1,0 L :

$$[\text{A}]_0 = 0,60 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{B}]_0 = 0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

À l'équilibre : $[\text{A}] = 0,40 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Quelle est la valeur de K_c ?

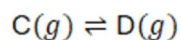
A. 0

B. 0,40

C. 1,0

D. 2,0

b) Pour la réaction :



On trouve : $K_c = 1,0$

Cela signifie que :

A. La réaction est totalement déplacée vers les produits

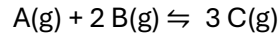
B. La réaction est totalement déplacée vers les réactifs

C. Les concentrations à l'équilibre des deux espèces sont égales

D. L'équilibre ne peut pas être atteint

Nom et Prénom :

- c) La réaction chimique suivante se produit dans un volume constant :



Quelle est l'unité de K_c pour cette réaction ?

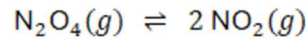
A. Sans unité (adimensionnelle)

B. $L \cdot mol^{-1}$

C. $(mol \cdot L^{-1})^2$

D. $(mol \cdot L^{-1})^2$

5. À 400 K, on considère la décomposition suivante :



La constante d'équilibre vaut : $K_c = 0,60 \dots$

On introduit **0,80 mole de N_2O_4** dans une enceinte de **1,0 L** initialement vide.

Aucun NO_2 n'est présent initialement.

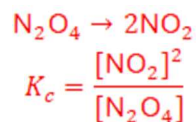
Questions (/10)

- a) Donner les unités éventuelles de K_c .
b) Calculer les concentrations à l'équilibre des deux espèces.

Solution

a) Unités de K_c

Pour



$$\rightarrow \Delta n = 2 - 1 = +1$$

$$\rightarrow \text{Unité : } mol \cdot L^{-1}$$

a)

Tableau d'avancement

Espèce	Initial (mol)	Équilibre (mol)
N_2O_4	0.80	0.8-x
NO_2	0	2x

Concentrations :

$$[N_2O_4] = 0.80 - x, [NO_2] = 2x$$

Expression de K_c :

Nom et Prénom :

$$\begin{aligned}K_c &= \frac{(2x)^2}{0.80 - x} = 0.60 \\ \frac{4x^2}{0.80 - x} &= 0.60 \\ 4x^2 &= 0.60(0.80 - x) \\ 4x^2 &= 0.48 - 0.60x \\ 4x^2 + 0.60x - 0.48 &= 0\end{aligned}$$

Résolution : $x = 0,28 \text{ mol}$

Concentrations à l'équilibre : $[\text{N}_2\text{O}_4] = (0,80 - 0,279)/1 = 0,52 \text{ M}$

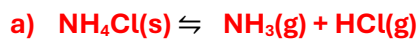
$[\text{NO}_2] = 2 \cdot 0,28/1 = 0,56 \text{ M}$

6. En laboratoire, on étudie la sublimation du chlorure d'ammonium à température contrôlée. Les produits obtenus sont l'ammoniac et l'acide chlorhydrique. On introduit suffisamment de **cristaux de chlorure d'ammonium** dans une ampoule de volume **$V = 2,0 \text{ L}$** plongée dans un bain thermostatisé. Après stabilisation de l'**équilibre**, on prélève un échantillon de gaz que l'on analyse par chromatographie en phase gazeuse. On trouve **$4,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol d'ammoniac}$** dans l'ampoule.

Questions (/8) :

- Ecrire l'**équation chimique équilibrée** de la sublimation du chlorure d'ammonium en ammoniac et en acide chlorhydrique.
- Calculer la **constante d'équilibre K_c** à la température de travail.

Solution



- b) Notons x la quantité de $\text{NH}_4\text{Cl(s)}$ dissociée (en mol) : chaque mole dissociée produit 1 mol NH_3 et 1 mol HCl .

Espèce	Initial (mol)	Équilibre (mol)
$\text{NH}_3\text{(g)}$	0	x
HCl(g)	0	x
$\text{NH}_4\text{Cl(s)}$	excès	reste

On nous donne $x = n_{\text{NH}_3\text{éq}} = 4,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = n_{\text{HCléq}}$

Concentrations à l'équilibre : $[\text{NH}_3] = [\text{HCl}] = (4,00 \cdot 10^{-3})/2,00 = 2,00 \cdot 10^{-3} \text{ M}$

$K_c = [\text{NH}_3] \cdot [\text{HCl}] = 2,00 \cdot 10^{-3} \cdot 2,00 \cdot 10^{-3} = 4 \cdot 10^{-6} \text{ M}^2$