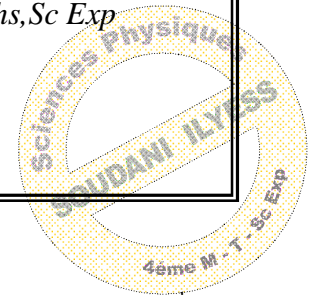


Notion d'avancement d'une réaction chimique



On donne : Le volume molaire des gaz est : $V_M = 24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.
Les masses molaires atomiques : $M_O = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_H = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_{Na} = 23 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$;
 $M_{Fe} = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Exercice n°1 :

On réalise la combustion de 57,5g de sodium (Na) solide dans un volume $v = 12 \text{ L}$ de dioxygène (O_2) gaz,

il se forme l'oxyde de sodium (Na_2O).

1° Calculer la quantité de matière de chaque réactif.

2°a) Ecrire l'équation chimique de la réaction

b) Montrer que les réactifs ne sont pas dans les proportions stoechiométriques et déduire le réactif limitant.

3° On considère que la réaction est totale.

a) Définir une réaction totale.

b) Dresser un tableau descriptif d'évolution de la réaction au cours du temps.

c) Définir l'avancement de la réaction.

d) Déterminer l'avancement finale x_f .

e) Déterminer la composition finale du mélange réactionnel.

4° Déterminer la masse du réactif en excès.

Exercice n°2 :

On introduit un volume de 5,00 L de dioxygène dans le réacteur et une masse de 15,0 g de fer. Il se forme de l'oxyde de fer Fe_3O_4

1° Ecrire l'équation de la réaction.

2° Déterminer la composition du système dans l'état initial (quantités de matière des espèces chimiques introduites);

3° Etablir le tableau d'avancement.

4° Déterminer la valeur de l'avancement maximal x_{max} de la réaction et le réactif limitant.

5° Déterminer la composition du système dans l'état final (quantités de matière des espèces chimiques restantes).

6° En déduire la masse d'oxyde de fer Fe_3O_4 qui s'est formé et le volume de dioxygène (ou la masse de fer) qui est restée en excès.

Exercice n°3 :

L'une des étapes de la synthèse de l'acide sulfurique est la réaction entre le sulfure d'hydrogène H_2S et le dioxyde de soufre SO_2 . Le soufre S et l'eau sont les produits de cette réaction.

1° Ecrire l'équation de cette réaction en utilisant.

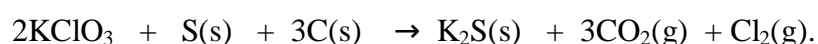
2° Préparer un tableau d'évolution pour le système suivant : 4 mol SO_2 et 5 mol H_2S . Déterminer l'avancement final et le réactif limitant.

3° Quelle est la composition molaire de l'état final.

4° On considère maintenant le mélange initial suivant : 3,5 mol SO_2 et n mol H_2S . Déterminer n pour que le mélange soit stoechiométrique; en déduire l'état final.

Exercice n°4: Feux de Bengale.

Un artificier veut préparer un feu de Bengale rouge. Il mélange 125 g de chlorate de potassium ($KClO_3$), 16 g de soufre (S) et 20 g de carbone (C). L'équation chimique modélisant la transformation est la suivante :



- 1- Calculer la quantité de matière initiale de chacun des réactifs. On donne $M(K)=39 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, $M(Cl)=35,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, $M(S)=32 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, $M(O)=16 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ et $M(C)=12 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$,
- 2- Construire le tableau récapitulatif de la transformation en précisant la valeur maximale de l'avancement et le réactif limitant ainsi que les quantités de matière des produits formés, sachant que cette réaction est totale.
- 3- Calculer la masse de carbone ayant réagi.
- 4- Calculer le volume total occupé par les gaz. On donne $V_M=24 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Exercice n°5 :

L'équation chimique de la réaction entre 0,02 mol de Fluorure d'hydrogène HF et 0,05 mol d'ion oxalate $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ est :



- 1° Y-a-t-il un réactif limitant ? le quel
- 2° Sachant que le taux d'avancement finale vaut 0,76.
 - a) La réaction est elle totale ? justifier.
 - b) Calculer l'avancement maximale x_M .
 - c) Déterminer l'avancement finale x_f .

Déterminer la composition finale du système

Exercice n°6:

- 1° Une solution (S_1) est obtenue en faisant dissoudre une masse $m_1 = 8 \text{ g}$ de soude (NaOH) dans un volume $V_1 = 100 \text{ cm}^3$ d'eau distillée.
 - a) Déterminer la concentration C_1 de la solution obtenue.
 - b) Ecrire l'équation de dissociation ionique de soude dans l'eau distillée.
 - c) Déterminer la quantité de matière des ions présents en solution.
- 2° A cette solution (S_1), on ajoute un volume $V_2 = 50 \text{ mL}$ d'une solution (S_2) de sulfate de Fer III ($\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$) de concentration C_2 , il se forme une masse $m = 1,07 \text{ g}$ d'un précipité rouille d'hydroxyde de fer III ($\text{Fe}(\text{OH})_3$).
 - Ecrire l'équation d'ionisation de $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ dans l'eau.
- 3°
 - a) Ecrire l'équation de la réaction de précipitation.
 - b) Dresser le tableau descriptif d'évolution du système.
 - c) Calculer l'avancement finale x_f de la réaction.
- 4°
 - a) L'un des deux réactifs OH^- ou Fe^{3+} est limitant, le quel ?
 - b) Déduire la concentration C_2 de la solution de ($\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$).
- 5° Calculer la concentration des ions (OH^-) restant en solution.

Exercice n°7:

La réaction chimique entre les ions permanganate de potassium (MnO_4^-) et le peroxyde d'hydrogène (H_2O_2) est représentée par l'équation suivante.



- 1° Compléter l'équation bilan de la réaction.
- 2° Dresser un tableau qui décrit l'évolution de la réaction.
- 3° Sachant que à un instant $t = t_1$ le volume de dioxygène formée dans les conditions normale est $V = 60 \text{ L}$
 - a) Déterminer la quantité de matière de dioxygène formé à t_1 .
 - b) Définir l'avancement x de la réaction.
 - c) Calculer l'avancement x_1 à t_1 .