

### Rappels : Quantité de matière

☞ **La mole** : il s'agit de l'unité SI de la quantité de matière, notée  $n$ . Par définition, une mole correspond à un nombre d'entités égal exactement à  $6,02214076 \times 10^{23}$ . La constante d'Avogadro donne le nombre d'entités par mole :

$$\mathcal{N}_A = 6,02214076 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Un échantillon contenant  $n$  moles de molécules d'eau contient un nombre de molécules donné par

$$N = n \times \mathcal{N}_A$$

☞ **La masse molaire** : il s'agit de la masse d'une mole de cette espèce, notée  $M$ . Elle s'exprime en  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$  (bien que l'unité SI soit le  $\text{kg}\cdot\text{mol}^{-1}$ ). Un échantillon de masse  $m$  contient donc une quantité de matière

$$n = \frac{m}{M}$$

☞ **La concentration molaire** : il s'agit, pour une espèce chimique en solution, du nombre de mole de l'espèce par unité de volume de la solution. Elle s'exprime en  $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$  (bien que l'unité SI soit le  $\text{mol}\cdot\text{m}^{-3}$ ). La concentration  $C$  d'une espèce solution de volume  $V$  contenant  $n$  moles de cette espèce est

$$C = \frac{n}{V}$$

### Rappels : Dilution et mélange

☞ **Lors d'une dilution, les quantités de matière ne changent pas.**

Seuls les volumes changent, et donc les concentrations également. On dispose d'une solution de volume  $V_0$ , de concentration  $C_0$  en une certaine espèce chimique  $A$ , de quantité de matière  $n$ . On parle de **solution mère**. On ajoute un volume  $V$  de solvant (de l'eau le plus souvent). On parle de **solution fille**.

- Le nouveau volume est :  $V_f = V + V_0$ .

- La quantité de matière en espèce  $A$  est inchangée.

- La nouvelle concentration est :  $C_f = \frac{n}{V_{\text{tot}}} = \frac{n}{V + V_0}$ .

### Rappels : tableau d'avancement

☞ **Avancement de la réaction** : permet de lier par la stoechiométrie, les évolutions des quantités de toutes les espèces chimiques. On le note  $\xi$  (lettre grecque xi), son unité est le mol (on rencontre parfois l'avancement volumique  $x$ , en  $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ ). Il s'agit de la grandeur qui intervient dans le tableau d'avancement.

☞ **Réactif limitant** : c'est le réactif qui est épuisé en premier si la réaction se poursuit jusqu'au bout. On appelle avancement maximal  $\xi_{\text{max}}$  l'avancement qui correspond à l'épuisement du réactif limitant. On ne peut pas aller au delà.

☞ **État final** : état atteint lorsque plus rien n'évolue dans le temps. Cela peut être soit car on a épuisé un réactif, soit parce que la réaction atteint un équilibre et s'arrête.

### Description chimique d'un gaz

☞ **Loi des gaz parfaits** :  $PV = nRT$  avec :

- $P$  la pression en Pascals :  $1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$ .
- $V$  le volume en  $\text{m}^3$  :  $1 \text{ m}^3 = 10^3 \text{ L}$ .
- $n$  la quantité de matière, en mol
- $R$  la constante des gaz parfaits :  $R = 8,314 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$
- $T$  la température, en Kelvins :  $T(^{\circ}\text{K}) = T(^{\circ}\text{C}) + 273,15$ .

☞ **Fraction molaire** :  $x_i = \frac{n_i}{n_{\text{tot}}}$  avec  $\sum_i x_i = 1$ .

☞ **Pression partielle** : pression  $P_i$  qu'exercerait le constituant  $i$  s'il était seul dans le volume  $V$ . On a :

$$P_i = x_i P_{\text{tot}} \quad \text{avec} \quad \sum_i P_i = P_{\text{tot}}$$

La loi des gaz parfaits s'applique avec les pressions partielles :  $P_i V = n_i R T$ .

## Exercices d'entraînement

## Exercice n°1 - Autour de la quantité de matière (★)

- On verse dans un bécher une masse  $m = 350$  mg de poudre de fer métallique. Déterminer la quantité de matière  $n$  correspondante.
- On dispose d'un flacon contenant  $V_0 = 800$  mL de solution de sulfate de cuivre contenant les ions  $\text{Cu}^{2+}$  à la concentration  $C = 0,50$  mol·L<sup>-1</sup>. Déterminer la quantité de matière  $n_0$  correspondante.
- On prélève  $V = 50$  mL de cette solution. Quelle est la concentration  $C_p$  du prélèvement ? Déterminer la quantité de matière  $n_{\text{Cu}^{2+}}$  prélevée.

Le prélèvement est versé dans le bécher ; une transformation chimique a lieu.

- À l'issue de cette transformation, on obtient du cuivre métallique en quantité de matière  $n_f = 4,8$  mmol. Déterminer la masse correspondante.
- On obtient également la même quantité de matière  $n_f$  d'ions  $\text{Fe}^{2+}$ . Déterminer la concentration  $C_f$  correspondante.

Données : masses molaires  $M_{\text{Fe}} = 55,8$  g·mol<sup>-1</sup> et  $M_{\text{Cu}} = 63,5$  g·mol<sup>-1</sup>.

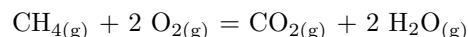
## Exercice n°2 - Dilution (★)

On dispose d'une solution de sulfate de cuivre contenant les ions  $\text{Cu}^{2+}$  et  $\text{SO}_4^{2-}$  à la même concentration  $C_0 = 1,0 \times 10^{-2}$  mol·L<sup>-1</sup>. On prélève à la pipette jaugée un volume  $V_0 = 10$  mL que l'on verse dans une fiole jaugée de volume  $V_1 = 50$  mL. On remplit la fiole d'eau distillée jusqu'au trait de jauge.

- Quelle est la concentration  $C$  en ions  $\text{Cu}^{2+}$  et en ions sulfates  $\text{SO}_4^{2-}$  dans la fiole ?
- On repart de la situation initiale. On souhaite préparer 20 mL d'une solution fille de concentration  $C_f = 1,0 \times 10^{-3}$  mol·L<sup>-1</sup>. Expliquer comment procéder.

## Exercice n°3 - Tableau d'avancement (★)

On étudie la combustion du méthane, dont l'équation bilan s'écrit



avec pour conditions initiales  $n(\text{CH}_{4,i}) = n_0 = 4,0$  mol et  $n(\text{O}_{2,i}) = n_1 = 6,0$  mol et aucun produit.

- Construire le tableau d'avancement en distinguant l'état initial (i), un état en cours de réaction, et l'état final (f). On note  $\xi$  l'avancement de la réaction.
- Déterminer toutes les quantités de matière à l'instant où  $\xi = 1,5$  mol. Que vérifie-t-on ?
- Identifier le réactif limitant et la valeur de l'avancement maximal  $\xi_{\text{max}}$ .
- On suppose que la réaction est totale : à l'état final,  $\xi_f = \xi_{\text{max}}$ . En déduire la quantité de matière finale de chacune des espèces.

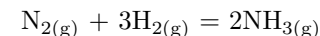
## Exercice n°4 - Autour d'un gaz parfait (★)

Une expérience réalisée à température ambiante ( $T = 25^\circ\text{C}$ ) et sous la pression ambiante ( $P = 1,00$  bar) permet de produire un volume  $V = 9,0$  mL d'un gaz, que l'on admet être un gaz parfait. L'échantillon gazeux est caractérisé par une masse  $m = 0,70$  mg.

- Exprimer puis calculer la masse volumique  $\rho$  du gaz en g·L<sup>-1</sup>.
- Exprimer puis calculer le volume molaire  $V_m$ , en L·mol<sup>-1</sup>.
- Exprimer puis calculer la masse molaire  $M$  du gaz en kg·mol<sup>-1</sup>.

## Exercice n°5 - Pression et avancement (★★)

On considère la réaction chimique de synthèse de l'ammoniac, modélisée par l'équation chimique suivante :



Les quantités initiales valent  $n(\text{N}_2) = n$  mol et  $n(\text{H}_2) = 3n$  mol. On s'intéresse un état intermédiaire quelconque de la réaction, qui est réalisée à température constante dans un volume constant. On considère que tous les gaz se comportent comme des gaz parfaits. Toutes les grandeurs seront à exprimer en fonction de la pression initiale  $P_i$  et/ou  $n$  et/ou  $\xi$ .

- Exprimer la quantité de matière totale  $n_{\text{tot}}$ .
- Exprimer la pression totale  $P_{\text{tot}}$ .
- Exprimer les pressions partielles en ammoniac  $P_{\text{NH}_3}$ , diazote  $P_{\text{N}_2}$  et dihydrogène  $P_{\text{H}_2}$ .

### Éléments de réponse

#### Exercice n°1

1.  $n = 6,27 \text{ mmol}$     2.  $n_0 = 0,40 \text{ mol}$     3.  $C_p = C$  et  $n_{\text{Cu}^{2+}} = 2,5 \times 10^{-2} \text{ mol}$
4.  $m = 0,30 \text{ g}$     5.  $C_f = 9,6 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ .

#### Exercice n°2

1.  $C = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$     2. Il faut réaliser une dilution par 10, soit un volume de solution fille égal à 100 mL.

#### Exercice n°3

1.

<i>mol</i>	$\text{CH}_4(\text{g})$	$2 \text{ O}_2(\text{g})$	=	$\text{CO}_2(\text{g})$	$2 \text{ H}_2\text{O}(\text{g})$
État initial	$n_0$	$n_1$		0	0
État intermédiaire	$n_0 - \xi$	$n_1 - 2\xi$		$\xi$	$2\xi$
État final	$n_0 - \xi_f$	$n_1 - 2\xi_f$		$\xi_f$	$2\xi_f$

2.  $n(\text{CH}_4) = 2,5 \text{ mol}$ ;  $n(\text{O}_2) = 1,0 \text{ mol}$ ;  $n(\text{CO}_2) = 1,5 \text{ mol}$ ;  $n(\text{H}_2\text{O}) = 3,0 \text{ mol}$ .
3.  $\text{O}_2$  réactif limitant :  $\xi_{\text{max}} = 3,0 \text{ mol}$
4. Réaction totale :  $\text{O}_2$  épuisé :  $n(\text{O}_2)_f = 0$ ;  $n(\text{CH}_4)_f = 1,0 \text{ mol}$ ;  $n(\text{CO}_2)_f = 3,0 \text{ mol}$ ;  $n(\text{H}_2\text{O})_f = 6,0 \text{ mol}$ .

#### Exercice n°4

1.  $\rho = \frac{m}{V} = 7,8 \times 10^{-2} \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ .
2.  $V_m = \frac{RT}{P} = 24,8 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$ .
3.  $M = \rho V_m = 1,9 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

#### Exercice n°5

1.  $n_{\text{tot}} = 4n - 2\xi$
2.  $P_{\text{tot}} = \frac{2n - \xi}{2n} P_i$
3.  $P_{\text{NH}_3} = \frac{\xi}{2 - \xi} P_i$ ;     $P_{\text{N}_2} = \frac{n - \xi}{4n} P_i$ ;     $P_{\text{H}_2} = \frac{3(n - \xi)}{4n} P_i$