

Approfondissement

Avancement d'une réaction

Cas littéral, mélanges gazeux, trois réactifs, transformation non totale

6 exercices · niveau ●●● · durée conseillée : 3 h · calculatrice autorisée

Exercice 1 Le tableau d'avancement littéral

●●●

On considère une transformation totale d'équation $a A + b B \longrightarrow c C + d D$, les quantités initiales des réactifs étant n_A et n_B , celles des produits étant nulles.

- 1.1 Montrer que l'avancement maximal est le plus petit des deux nombres $\frac{n_A}{a}$ et $\frac{n_B}{b}$.
- 1.2 Montrer que les deux réactifs sont entièrement consommés dans l'état final si et seulement si $\frac{n_A}{a} = \frac{n_B}{b}$.
- 1.3 On suppose les quatre espèces gazeuses. Montrer que la quantité totale de gaz s'écrit $n_{\text{tot}}(x) = n_A + n_B + (c + d - a - b)x$. À quelle condition sur les nombres stœchiométriques reste-t-elle constante au cours de la transformation ?
- 1.4 Application : dans une enceinte maintenue à température et pression constantes, on mélange 0,60 mol de monoxyde d'azote et 0,50 mol de dioxygène, qui réagissent totalement selon $2 \text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 2 \text{NO}_2(\text{g})$. De quel pourcentage le volume du mélange gazeux diminue-t-il ?

Exercice 2 Une analyse à l'eudiomètre

●●●

Un eudiomètre (tube gradué fermé) contient $V_0 = 60,0 \text{ mL}$ d'un mélange de dihydrogène et de dioxygène. Une étincelle déclenche la réaction totale d'équation $2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$. Après retour aux conditions initiales de température et de pression, l'eau formée est liquide (volume négligeable) et il reste $V_1 = 9,0 \text{ mL}$ d'un gaz qui rallume une bûchette incandescente.

- 2.1 Justifier que l'on peut raisonner directement sur les volumes des gaz, mesurés dans les mêmes conditions, plutôt que sur leurs quantités de matière.
- 2.2 Quel est le gaz restant ? En déduire le réactif limitant, puis la composition (en volumes) du mélange initial.
- 2.3 Quelle aurait été la composition initiale si le gaz restant avait produit une légère détonation à l'approche d'une flamme ?
- 2.4 Quelle composition du mélange initial de 60,0 mL ne laisserait aucun gaz résiduel ?

Exercice 3 Trois réactifs : le cuivre et l'acide nitrique

●●●

On introduit $m = 1,27 \text{ g}$ de copeaux de cuivre dans $V = 50,0 \text{ mL}$ d'acide nitrique, solution dans laquelle les ions H^+ et les ions nitrate NO_3^- ont la même concentration $c = 1,00 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Il se dégage du monoxyde d'azote NO et la solution devient bleue.

■ **DONNÉES** $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ • $V_m = 24,0 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$ (volume molaire des gaz)

- 3.1 Les couples mis en jeu sont $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})/\text{Cu}(\text{s})$ et $\text{NO}_3^-(\text{aq})/\text{NO}(\text{g})$. Écrire les demi-équations électroniques et montrer que l'équation de la réaction s'écrit $3 \text{Cu}(\text{s}) + 8 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{NO}_3^-(\text{aq}) \longrightarrow 3 \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{NO}(\text{g}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$.
- 3.2 En envisageant successivement chacun des trois réactifs comme limitant, déterminer x_{max} et le réactif limitant.

- 3.3** Donner la composition de l'état final (l'eau étant le solvant). Quelle masse de cuivre reste-t-il ? Quel volume de monoxyde d'azote s'est dégagé ?
- 3.4** On ajoute de l'acide chlorhydrique concentré (ions H^+ et Cl^- ; les ions Cl^- ne réagissent pas ; volume ajouté négligeable). Quelle quantité minimale d'ions H^+ faut-il ajouter pour dissoudre tout le cuivre ? Vérifier qu'alors les ions nitrate ne deviennent pas limitants.

Exercice 4 Synthèse d'un ester : une transformation non totale



L'éthanoate d'éthyle, solvant au parfum fruité ($M = 88,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$), est obtenu en chauffant à reflux un mélange d'acide éthanoïque et d'éthanol, avec quelques gouttes d'acide sulfurique. La réaction a pour équation



Trois expériences sont réalisées, sans eau dans le mélange initial ; lorsque la composition n'évolue plus, on détermine la masse m_f d'ester formé.

Expérience	1	2	3
Acide éthanoïque initial (mol)	0,200	0,200	0,200
Éthanol initial (mol)	0,200	0,400	0,600
Masse d'ester m_f (g)	11,7	14,9	15,9

- 4.1** Pour chaque expérience, déterminer l'avancement maximal et l'avancement final. La transformation est-elle totale ?
- 4.2** Calculer pour chaque expérience le rapport x_f/x_{max} . Quel est l'effet d'un excès d'éthanol ? Quel intérêt pratique en tirer, sachant que l'éthanol est bon marché ?
- 4.3** Calculer $Q_f = \frac{n_f(\text{ester}) \times n_f(\text{eau})}{n_f(\text{acide}) \times n_f(\text{alcool})}$ pour chaque expérience (hors programme — pour aller plus loin). Que constate-t-on ? En admettant ce résultat, prévoir la masse d'ester obtenue à partir de 0,200 mol d'acide et de 0,100 mol d'éthanol.

Exercice 5 Deux combustions simultanées



On brûle complètement, dans un excès de dioxygène, un volume $V = 10,0 \text{ L}$ d'un mélange gazeux de méthane CH_4 et de propane C_3H_8 . On recueille $V' = 16,0 \text{ L}$ de dioxyde de carbone, mesuré dans les mêmes conditions.

■ **DONNÉES** $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ • $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ • $V_m = 24,0 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$ • l'air contient 21 % de dioxygène en volume

- 5.1** Écrire les équations ajustées des deux combustions. On note x_1 et x_2 leurs avancements finaux : exprimer la quantité de dioxyde de carbone formé et la quantité initiale de mélange en fonction de x_1 et x_2 .
- 5.2** En déduire la composition du mélange, en volumes.
- 5.3** Quel volume d'air minimal faut-il pour cette combustion ? Quelle masse d'eau se forme-t-il ?

Exercice 6 Souder des rails



Pour souder deux rails de chemin de fer, on enflamme dans un creuset un mélange de poudre d'aluminium et d'oxyde de fer(III) Fe_2O_3 : la réaction, très exothermique, produit du fer liquide qui coule entre les rails, et de l'alumine Al_2O_3 . Une soudure nécessite au moins 5,0 kg de fer.

■ **DONNÉES** $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ • $M(\text{Al}) = 27,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ • $M(\text{Fe}) = 55,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

- 6.1** Écrire l'équation ajustée de la réaction. Quelle espèce est oxydée ? Quelle espèce est réduite ?
- 6.2** Un stagiaire prépare un mélange de 3,00 kg d'aluminium et 7,00 kg d'oxyde de fer(III). La soudure sera-t-elle réussie ?
- 6.3** Proposer un mélange de même masse totale (10,0 kg) permettant de réussir la soudure sans gaspiller de réactif, et calculer la masse de fer alors obtenue.