CLARIO · FICHE DE COURS ET EXERCICES

Le tableau d'avancement

Seconde – Première | Spécialité physique-chimie | Cours · Méthodes · 7 exercices corrigés

Le tableau d'avancement est l'outil de base de la chimie au lycée : il permet de suivre l'évolution d'un système chimique, de trouver le réactif limitant et de calculer les quantités de produits formés. Cette fiche réunit le cours complet, les formules, les méthodes, un exemple entièrement corrigé et 7 exercices progressifs avec corrigés détaillés.

Objectifs

- Calculer une quantité de matière à partir d'une masse, d'une concentration ou d'un volume de gaz.
- Ajuster une équation de réaction.
- Construire un tableau d'avancement : état initial, état intermédiaire, état final.
- Déterminer l'avancement maximal et le réactif limitant.
- Faire le bilan de matière à l'état final et répondre à une question en masse ou en volume.

Prérequis

- Notion de mole et de masse molaire (Seconde).
- Écriture d'une équation de réaction, conservation des éléments et des charges.
- Conversions d'unités : mL → L, g → mg, mmol → mol.

1. Le cours

1.1 Calculer une quantité de matière

La quantité de matière n s'exprime en **mol**. Selon la situation, on utilise l'une des trois relations suivantes :

- **À partir d'une masse** : n = m / M, avec m en g et M (masse molaire) en g·mol^{-1}.
- **Pour une espèce dissoute** : n = C × V, avec C en mol·L^{-1} et V en L.
- **Pour un gaz** : n = V / Vm, avec V en L et Vm le volume molaire en L·mol^{-1} (environ 24,0 L·mol^{-1} à 20 °C sous la pression atmosphérique).

1.2 Ajuster une équation de réaction

Une équation de réaction est **ajustée** lorsque les éléments chimiques et les charges électriques sont conservés. On place devant chaque formule un **nombre stœchiométrique** (on n'écrit pas le 1).

Exemple. $CH_4 + 2\ O_2 \rightarrow CO_2 + 2\ H_2O$: on compte 1 C, 4 H et 4 O de chaque côté.

Les nombres stœchiométriques indiquent dans quelles **proportions** les réactifs sont consommés et les produits formés : ici, chaque fois qu'1 mol de CH_4 réagit, 2 mol de O_2 sont consommées.

1.3 L'avancement et le tableau d'avancement

Définition. L'**avancement**, noté x et exprimé en mol, mesure le nombre de « fois » où la réaction s'est produite. Pour une espèce de nombre stœchiométrique a, la quantité consommée (réactif) ou formée (produit) vaut a·x.

Le tableau d'avancement présente, pour chaque espèce, sa quantité de matière à trois moments :

- **État initial** (x = 0) : les quantités apportées.
- **État intermédiaire** (avancement x) : réactif → $n_0 - a \cdot x$; produit → $n_0 + a \cdot x$.
- **État final** (x = xmax pour une transformation totale) : les quantités restantes ou formées.

1.4 Avancement maximal et réactif limitant

Propriété. Lors d'une transformation totale, la réaction s'arrête quand un réactif est entièrement consommé : c'est le **réactif limitant**. L'**avancement maximal** xmax est la plus petite des valeurs qui annulent la quantité d'un réactif.

Pour chaque réactif : $n_0 - a \cdot x = 0 \Leftrightarrow x = n_0 / a$. Alors **xmax = la plus petite des valeurs n_0 / a**.

Si tous les rapports n_0 / a sont égaux, tous les réactifs sont consommés en même temps : le mélange initial est dit **stœchiométrique**.

Remarque. Certaines transformations ne sont pas totales : l'avancement final xf est alors inférieur à xmax. Cette situation est étudiée en Terminale ; dans cette fiche, toutes les transformations sont supposées totales.

2. Les formules à connaître

- $n = m / M$; $n = C \times V$; $n = V / Vm$
- Réactif de nombre stœchiométrique a : $n(x) = n_0 - a \cdot x$
- Produit de nombre stœchiométrique b : $n(x) = n_0 + b \cdot x$ (souvent $n_0 = 0$)
- xmax = plus petite valeur de n_0 / a parmi les réactifs
- Mélange stœchiométrique : tous les n_0 / a sont égaux

3. Les méthodes à maîtriser

Méthode 1 — Construire un tableau d'avancement

1. Écrire l'équation ajustée sur la première ligne.
2. Calculer les quantités initiales *en mol* (convertir les mL en L, les mmol en mol si besoin).
3. Remplir la ligne « état intermédiaire » avec $n_0 - a \cdot x$ pour les réactifs et $b \cdot x$ pour les produits.
4. Calculer xmax, puis remplir la ligne « état final ».

Méthode 2 — Trouver le réactif limitant en 30 secondes

Diviser la quantité initiale de chaque réactif par son nombre stœchiométrique. Le plus petit résultat donne xmax et désigne le réactif limitant. Attention : on compare les n_0 / a, *pas* les n_0 seuls.

Méthode 3 — Répondre en masse ou en volume

Le tableau donne des quantités de matière. Pour répondre en masse : $m = n \times M$. Pour un gaz : $V = n \times Vm$. Pour une concentration finale : $C = n / V_{total}$, avec le volume total du mélange.

4. Exemple entièrement corrigé

Énoncé. On réalise la combustion complète de 0,50 mol de méthane CH_4 avec 0,80 mol de dioxygène O_2. L'équation est $CH_4 + 2\ O_2 \rightarrow CO_2 + 2\ H_2O$. Déterminer le réactif limitant et la composition du système à l'état final.

1. Tableau d'avancement.

- État initial (x = 0) : CH_4 : 0,50 ; O_2 : 0,80 ; CO_2 : 0 ; H_2O : 0.
- État intermédiaire (x) : CH_4 : 0,50 − x ; O_2 : 0,80 − 2x ; CO_2 : x ; H_2O : 2x.

2. Avancement maximal. Si CH_4 est limitant : 0,50 − x = 0, donc x = 0,50 mol. Si O_2 est limitant : 0,80 − 2x = 0, donc x = 0,40 mol. La plus petite valeur est **xmax = 0,40 mol** : le **dioxygène est le réactif limitant**.

3. État final (x = 0,40 mol). CH_4 : 0,50 − 0,40 = 0,10 mol ; O_2 : 0 mol ; CO_2 : 0,40 mol ; H_2O : 2 × 0,40 = 0,80 mol.

Contrôle de cohérence : aucune quantité n'est négative, et la quantité du réactif limitant est bien nulle. Si l'on avait pris x = 0,50 mol, on aurait trouvé 0,80 − 1,00 = −0,20 mol de O_2 : une quantité négative est toujours le signe d'une erreur.

5. Erreurs fréquentes et pièges

- **Comparer les quantités initiales au lieu des n_0 / a** : 0,80 mol de O_2 est plus que 0,50 mol de CH_4, et pourtant c'est O_2 qui est limitant.
- **Oublier les nombres stœchiométriques** dans la ligne intermédiaire : c'est 0,80 − 2x, pas 0,80 − x.
- **Utiliser une équation non ajustée** : tout le tableau devient faux.
- **Oublier de convertir les mL en L** dans n = C × V.
- **Utiliser le volume d'une seule solution** pour une concentration finale, au lieu du volume total du mélange.
- **Arrondir trop tôt** : garder 3 chiffres significatifs dans les calculs intermédiaires.

6. Exercices progressifs

★ application directe · ★★ entraînement · ★★★ approfondissement / type épreuve

Données : $M(H_2O) = 18{,}0\ g\cdot mol^{-1}$; $M(Zn) = 65{,}4\ g\cdot mol^{-1}$; $M(C_2H_6O) = 46{,}0\ g\cdot mol^{-1}$; $M(CO_2) = 44{,}0\ g\cdot mol^{-1}$; $M(AgCl) = 143{,}4\ g\cdot mol^{-1}$; $V_m = 24{,}0\ L\cdot mol^{-1}$.

Exercice 1 ★ — Quantités de matière

Calculer : a) la quantité de matière contenue dans 9,0 g d'eau ; b) la quantité de soluté dans 250 mL d'une solution de concentration $0{,}20\ mol\cdot L^{-1}$.

Exercice 2 ★ — Ajuster des équations

Ajuster : a) $Al + O_2 \rightarrow Al_2O_3$; b) $C_3H_8 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$.

Exercice 3 ★★ — Réactif limitant

On fait réagir 3,0 mol de dihydrogène avec 2,0 mol de dioxygène selon $2\ H_2 + O_2 \rightarrow 2\ H_2O$. Déterminer xmax, le réactif limitant et la composition finale.

Exercice 4 ★★ — Zinc et acide

On introduit 1,31 g de zinc dans 50,0 mL d'une solution acide de concentration en ions H^+ égale à 0,500 mol·L^{-1}. L'équation est $Zn + 2\ H^+ \rightarrow Zn^{2+} + H_2$. a) Calculer les quantités initiales. b) Déterminer le réactif limitant. c) Calculer le volume de dihydrogène formé.

Exercice 5 ★★ — Mélange stœchiométrique

Pour la synthèse de l'ammoniac $N_2 + 3\ H_2 \rightarrow 2\ NH_3$, on dispose de 0,40 mol de diazote. Quelle quantité de dihydrogène faut-il apporter pour que le mélange soit stœchiométrique ? Quelle quantité d'ammoniac obtient-on ?

Exercice 6 ★★★ — Combustion de l'éthanol

On brûle 4,6 g d'éthanol C_2H_6O dans un excès de dioxygène : $C_2H_6O + 3\ O_2 \rightarrow 2\ CO_2 + 3\ H_2O$. Calculer la masse de dioxyde de carbone et la masse d'eau formées, ainsi que le volume de dioxygène consommé.

Exercice 7 ★★★ — Précipitation et concentration finale

On mélange 20,0 mL d'une solution de nitrate d'argent (Ag^+ à 0,10 mol·L^{-1}) et 30,0 mL d'une solution de chlorure de sodium (Cl^- à 0,050 mol·L^{-1}). Il se forme un précipité de chlorure d'argent : $Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl$. a) Déterminer le réactif limitant. b) Calculer la masse de précipité. c) Calculer la concentration en ions Ag^+ restants dans le mélange.

7. Corrigés détaillés

Exercice 1. a) n = m / M = 9,0 / 18,0 = 0,50 mol. b) n = C × V = 0,20 × 0,250 = 0,050 mol (attention : 250 mL = 0,250 L).

Exercice 2. a) $4\ Al + 3\ O_2 \rightarrow 2\ Al_2O_3$ (4 Al et 6 O de chaque côté). b) $C_3H_8 + 5\ O_2 \rightarrow 3\ CO_2 + 4\ H_2O$ (3 C, 8 H et 10 O de chaque côté). Astuce : on ajuste d'abord C, puis H, et l'oxygène en dernier.

Exercice 3. État intermédiaire : H_2 : 3,0 − 2x ; O_2 : 2,0 − x ; H_2O : 2x. Valeurs candidates : 3,0 / 2 = 1,5 mol et 2,0 / 1 = 2,0 mol. Donc xmax = 1,5 mol, H_2 est limitant. État final : H_2 : 0 ; O_2 : 2,0 − 1,5 = 0,5 mol ; H_2O : 3,0 mol.

Exercice 4. a) n(Zn) = 1,31 / 65,4 = 2,00 × 10^{-2} mol ; $n(H^+)$ = 0,500 × 0,0500 = 2,50 × 10^{-2} mol. b) Valeurs candidates : 2,00 × 10^{-2} / 1 = 2,00 × 10^{-2} mol et 2,50 × 10^{-2} / 2 = 1,25 × 10^{-2} mol. Donc xmax = 1,25 × 10^{-2} mol : les ions H^+ sont limitants (il restera du zinc). c) $n(H_2)$ = xmax = 1,25 × 10^{-2} mol, d'où V = n × Vm = 1,25 × 10^{-2} × 24,0 = 0,300 L, soit 300 mL.

Exercice 5. Mélange stœchiométrique : $n(N_2) / 1 = n(H_2) / 3$, donc $n(H_2) = 3 \times 0{,}40 = 1{,}20$ mol. Alors xmax = 0,40 mol et $n(NH_3) = 2 \times 0{,}40 = 0{,}80$ mol.

Exercice 6. n(éthanol) = 4,6 / 46,0 = 0,10 mol. Le dioxygène est en excès, donc l'éthanol est limitant et xmax = 0,10 mol. $n(CO_2) = 2 \times 0{,}10 = 0{,}20$ mol, soit m = 0,20 × 44,0 = 8,8 g. $n(H_2O) = 3 \times 0{,}10 = 0{,}30$ mol, soit m = 0,30 × 18,0 = 5,4 g. $n(O_2)$ consommé = 3 × 0,10 = 0,30 mol, soit V = 0,30 × 24,0 = 7,2 L.

Exercice 7. a) $n(Ag^+) = 0{,}10 \times 0{,}0200 = 2{,}0 \times 10^{-3}$ mol ; $n(Cl^-) = 0{,}050 \times 0{,}0300 = 1{,}5 \times 10^{-3}$ mol. Les nombres stœchiométriques valent 1 : xmax = 1,5 × 10^{-3} mol, les ions Cl^- sont limitants. b) n(AgCl) = 1,5 × 10^{-3} mol, d'où m = 1,5 × 10^{-3} × 143,4 ≈ 0,22 g. c) Il reste $n(Ag^+) = 2{,}0 \times 10^{-3} - 1{,}5 \times 10^{-3} = 5{,}0 \times 10^{-4}$ mol dans un volume total de 50,0 mL : $[Ag^+] = 5{,}0 \times 10^{-4} / 0{,}0500 = 1{,}0 \times 10^{-2}$ mol·L^{-1}.

8. Mémo : le tableau d'avancement en 6 points

1. Toujours partir d'une équation ajustée.
2. Tout convertir en mol : n = m/M, n = C×V, n = V/Vm.
3. Ligne intermédiaire : $n_0 - a \cdot x$ pour les réactifs, $b \cdot x$ pour les produits.
4. xmax = plus petite valeur de n_0 / a : elle désigne le réactif limitant.
5. État final : remplacer x par xmax ; aucune quantité ne doit être négative.
6. Revenir aux grandeurs demandées : m = n×M, V = n×Vm, C = n/V_{total}.

Besoin d'aide sur ce chapitre ? Youssef, professeur de maths et physique-chimie depuis 12 ans, accompagne les élèves en cours particuliers en ligne, de la 6e à la Terminale.

Premier échange de 20 minutes offert · WhatsApp : +33 6 16 02 20 33 · learning.euniq.pro