

Suivi d'une transformation : avancement et réactif limitant

COURS • C02 • PREMIÈRE

Spécialité de première, programme officiel. Cours original rédigé avec une IA. Le cours de ton enseignant fait foi.

Sommaire du cours

Ce que tu dois savoir faire	1
Cours	1
Exemples résolus	6
Méthodes et pièges	7
Vers le PASS	8
Exercices	8
Corrigés	10

Ce que tu dois savoir faire

- Décrire un système chimique dans son état initial et dans son état final, en précisant les quantités de matière et les états physiques.
- Écrire et ajuster une équation de réaction en respectant la conservation des éléments et des charges.
- Définir l'avancement d'une réaction et exprimer la quantité de matière de chaque espèce en fonction de l'avancement.
- Construire et remplir un tableau d'avancement.
- Déterminer l'avancement maximal et identifier le réactif limitant.
- Reconnaître un mélange stœchiométrique et calculer les quantités qui le réalisent.
- Établir la composition du système dans l'état final (quantités, masses, volumes de gaz, concentrations).
- Comparer avancement final et avancement maximal pour décider si une transformation est totale ou non.
- Exploiter une mesure expérimentale (masse, volume de gaz, concentration) pour déterminer un avancement.

Cours

1. Système chimique, transformation et réaction

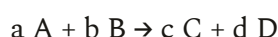
Un **système chimique** est l'ensemble des espèces chimiques que l'on étudie, dans un récipient donné. On le décrit par la nature de chaque espèce, son état physique (solide s, liquide ℓ , gaz g, dissous aq), sa quantité de matière, ainsi que la température et la pression.

Une **transformation chimique** fait passer le système d'un **état initial** (avant que la transformation ne commence) à un **état final** (quand plus rien n'évolue à l'échelle macroscopique). Au cours de la transformation, certaines espèces sont consommées : ce sont les **réactifs** ; d'autres sont formées : ce sont les **produits**. Les espèces présentes mais qui ne participent pas à la transformation sont dites **spectatrices** : c'est le cas du solvant, ou des ions sodium et nitrate dans de nombreuses réactions en solution.

La **réaction chimique** est le modèle qui rend compte de la transformation. Elle est symbolisée par une **équation de réaction**, qui indique quels réactifs donnent quels produits et dans quelles proportions.

2. Écrire et ajuster une équation de réaction

Une équation de réaction s'écrit sous la forme :



A et B sont les réactifs, C et D les produits ; a, b, c, d sont les **nombre stœchiométriques** (ou coefficients stœchiométriques), entiers positifs les plus petits possible. Le nombre 1 ne s'écrit pas.

Une transformation chimique conserve les éléments chimiques et la charge électrique : les atomes se réorganisent, mais aucun ne disparaît et aucun n'est créé. L'équation doit donc respecter deux règles :

- **conservation des éléments** : chaque élément apparaît avec le même nombre d'atomes de chaque côté de la flèche ;
- **conservation de la charge** : la somme des charges est la même de chaque côté.

Méthode d'ajustement : on commence par un élément qui n'apparaît que dans une espèce de chaque côté, on termine par les éléments présents dans des corps simples (O_2 , H_2 , métaux), puis on vérifie les charges.

Exemple : combustion complète du propane. $C_3H_8 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$ (non ajustée) Carbone : 3 à gauche, donc 3 CO_2 . Hydrogène : 8 à gauche, donc 4 H_2O . Oxygène à droite : $3 \times 2 + 4 \times 1 = 10$ atomes, donc 5 O_2 . $C_3H_8 + 5 O_2 \rightarrow 3 CO_2 + 4 H_2O$

Exemple avec des ions : $Cu^{2+}(aq) + Al(s) \rightarrow Cu(s) + Al^{3+}(aq)$. Les éléments sont équilibrés, mais pas les charges (2+ à gauche, 3+ à droite). On cherche le plus petit multiple commun de 2 et 3, soit 6 : 3 $Cu^{2+}(aq) + 2 Al(s) \rightarrow 3 Cu(s) + 2 Al^{3+}(aq)$ Charges : $3 \times (+2) = +6$ à gauche, $2 \times (+3) = +6$ à droite.

Les nombres stœchiométriques ne sont pas des quantités de matière. Ils donnent les **PROPORTIONS** dans lesquelles les réactifs sont consommés et les produits formés : dans l'équation de combustion du propane, 1 mol de propane réagit avec 5 mol de dioxygène, et 0,1 mol de propane réagit avec 0,5 mol de dioxygène.

On ne modifie jamais les indices d'une formule (H_2O reste H_2O) pour ajuster : on ne change que les coefficients placés devant.

3. L'avancement d'une réaction

Pour suivre l'évolution des quantités de matière de toutes les espèces avec une seule variable, on introduit l'**avancement** x, exprimé en mol. C'est la quantité de matière qui permet, à un instant donné, de décrire l'état du système : pour la réaction $a A + b B \rightarrow c C + d D$, quand l'avancement vaut x, on a consommé a·x mol de A et b·x mol de B, et formé c·x mol de C et d·x mol de D.

Les quantités de matière à l'avancement x s'écrivent donc :

$$n(A) = n_0(A) - a \cdot x \quad n(B) = n_0(B) - b \cdot x \quad n(C) = n_0(C) + c \cdot x \quad n(D) = n_0(D) + d \cdot x$$

où l'indice 0 désigne l'état initial. Dans l'état initial, $x = 0$; l'avancement augmente au cours de la transformation. Pourquoi multiplier par le nombre stœchiométrique ? Parce que la réaction consomme A et B dans le rapport a/b : si x est le « nombre de fois » (en moles) où la réaction a eu lieu, chaque fois consomme a entités de A.

Exemple court : pour $N_2 + 3 H_2 \rightarrow 2 NH_3$, quand $x = 0,20$ mol, on a consommé 0,20 mol de N_2 et 0,60 mol de H_2 , et formé 0,40 mol de NH_3 .

4. Le tableau d'avancement

Le **tableau d'avancement** rassemble ces expressions. Il comporte une ligne pour l'état initial, une pour l'état intermédiaire (avancement x), une pour l'état final (avancement final x_f).

État	Avancement	$n(A)$	$n(B)$	$n(C)$	$n(D)$
Initial	0	$n_0(A)$	$n_0(B)$	$n_0(C)$	$n_0(D)$
En cours	x	$n_0(A) - a \cdot x$	$n_0(B) - b \cdot x$	$n_0(C) + c \cdot x$	$n_0(D) + d \cdot x$
Final	x_f	$n_0(A) - a \cdot x_f$	$n_0(B) - b \cdot x_f$	$n_0(C) + c \cdot x_f$	$n_0(D) + d \cdot x_f$

Quand un produit est absent au départ, n_0 vaut 0. Le solvant (souvent l'eau) est en large excès : on écrit « excès » ou « solvant » dans sa colonne. Les quantités de matière s'expriment toutes dans la même unité (mol ou mmol) ; on ne met jamais de concentration ni de masse dans un tableau d'avancement.

Construire un tableau d'avancement

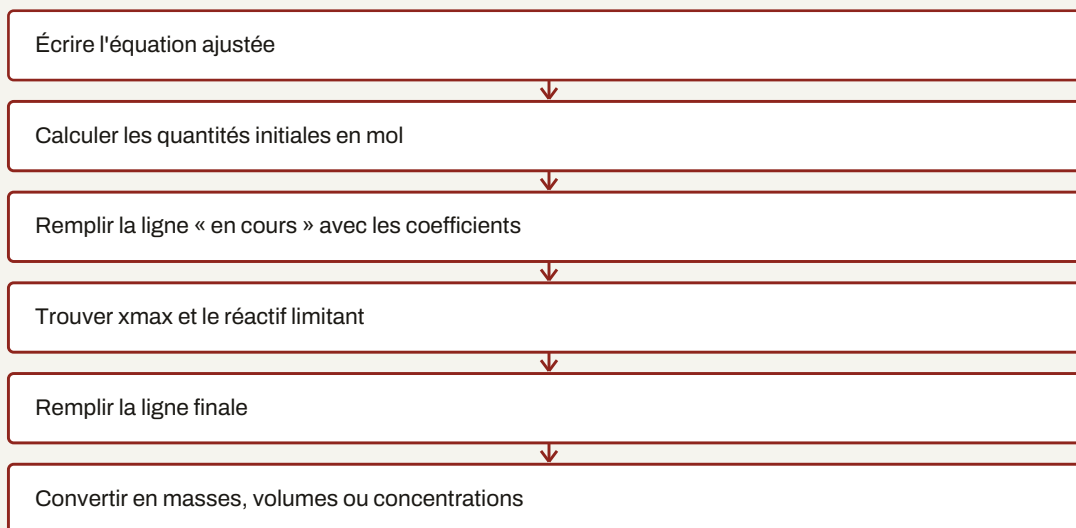


Schéma de principe original • lire les conditions et limites dans le texte

5. Avancement maximal et réactif limitant

Une quantité de matière ne peut pas être négative. La transformation s'arrête donc au plus tard quand un réactif est entièrement consommé. Ce réactif est le **réactif limitant** ; les autres réactifs sont **en excès**.

L'**avancement maximal** $x_{\max}$ est la plus grande valeur de x pour laquelle aucune quantité de matière n'est négative. On le détermine en supposant successivement que chaque réactif est limitant :

- si A est limitant : $n_0(A) - a \cdot x_{\max} = 0$, soit $x_{\max} = n_0(A) / a$;
- si B est limitant : $n_0(B) - b \cdot x_{\max} = 0$, soit $x_{\max} = n_0(B) / b$.

L'avancement maximal est la **plus petite** de ces valeurs, et le réactif correspondant est le réactif limitant.

Critère pratique : on compare les rapports $n_0(A)/a$ et $n_0(B)/b$, et non les quantités $n_0(A)$ et $n_0(B)$. Le réactif présent en plus grande quantité peut très bien être le réactif limitant s'il est consommé en plus grande proportion.

Exemple court : pour $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$ avec $n_0(\text{H}_2) = 3,0 \text{ mol}$ et $n_0(\text{O}_2) = 2,0 \text{ mol}$, on calcule $3,0 / 2 = 1,5 \text{ mol}$ et $2,0 / 1 = 2,0 \text{ mol}$. Donc $x_{\max} = 1,5 \text{ mol}$, le dihydrogène est limitant bien qu'il soit le plus abondant. État final : $n(\text{H}_2) = 0$; $n(\text{O}_2) = 2,0 - 1,5 = 0,5 \text{ mol}$; $n(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times 1,5 = 3,0 \text{ mol}$.

Pourquoi est-ce important ? Le réactif limitant fixe la quantité maximale de produit que l'on peut obtenir. En synthèse, on introduit souvent volontairement un réactif peu coûteux en excès pour consommer entièrement le réactif le plus précieux. En analyse, dans un dosage, on rend un réactif limitant pour mesurer sa quantité.

Comparer $n_0(A)/a$ et $n_0(B)/b$

$n_0(A)/a < n_0(B)/b$: A est limitant, $x_{\max} = n_0(A)/a$

$n_0(A)/a > n_0(B)/b$: B est limitant, $x_{\max} = n_0(B)/b$

Repères complémentaires, sans séquence causale

6. Le mélange stœchiométrique

Un mélange est dit **stœchiométrique** quand les réactifs sont introduits dans les proportions de l'équation, c'est-à-dire quand :

$$n_0(A) / a = n_0(B) / b$$

Dans ce cas, si la transformation est totale, tous les réactifs sont entièrement consommés en même temps : il n'y a pas de réactif en excès, ou, autrement dit, tous les réactifs sont limitants. L'état final ne contient que les produits (et les espèces spectatrices).

Exemple court : pour $2 \text{Al} + 3 \text{S} \rightarrow \text{Al}_2\text{S}_3$, avec $0,30 \text{ mol}$ d'aluminium, le mélange est stœchiométrique si $n_0(\text{S}) = (3/2) \times 0,30 = 0,45 \text{ mol}$.

La notion de mélange stœchiométrique est au cœur des titrages : à l'**équivalence** d'un titrage, les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques, ce qui permet de déterminer une quantité inconnue.

7. Composition de l'état final

Une fois x_f connu, on obtient toutes les quantités de matière de l'état final. On les convertit ensuite selon ce que demande l'énoncé :

- masse d'un solide formé ou restant : $m = n \times M$;
- volume d'un gaz formé : $V = n \times V_m$;
- concentration d'une espèce dissoute : $C = n / V(\text{solution})$, où $V(\text{solution})$ est le volume total du mélange.

La **masse totale** du système se conserve lors d'une transformation en système fermé (loi de Lavoisier). Cela fournit un contrôle : la somme des masses des espèces dans l'état final doit évaluer celle de l'état initial. En revanche, si un gaz s'échappe d'un récipient ouvert, la masse mesurée diminue ; cette perte de masse est précisément la masse de gaz formé et permet de suivre l'avancement.

8. Transformation totale ou non totale

Jusqu'ici, on a supposé que la transformation s'arrête quand le réactif limitant est épuisé. C'est le cas d'une **transformation totale** : l'avancement final x_f est égal à l'avancement maximal $x_{\max}$.

Ce n'est pas toujours le cas. Pour certaines transformations, l'état final est atteint alors que tous les réactifs sont encore présents : l'avancement final est inférieur à l'avancement maximal. On parle de **transformation non totale** (ou limitée). Dans l'état final coexistent alors réactifs et produits, en proportions qui n'évoluent plus. Pour signaler qu'une transformation est non totale, on peut écrire l'équation avec une double flèche $\rightleftharpoons$: la réaction peut se produire dans les deux sens.

Exemple : l'estérification entre l'acide éthanóique et l'éthanol. $\text{CH}_3\text{COOH}(\ell) + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\ell) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5(\ell) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$ En partant de 1,0 mol de chaque réactif, $x_{\max} = 1,0 \text{ mol}$; mais on mesure dans l'état final 0,67 mol d'ester seulement : $x_f = 0,67 \text{ mol} < x_{\max}$.

Pour quantifier l'écart, on utilise le rapport $x_f / x_{\max}$, appelé **taux d'avancement final** (noté τ , étudié en détail en Terminale). Il est compris entre 0 et 1 : $\tau = 1$ pour une transformation totale, $\tau < 1$ pour une transformation non totale. Ici $\tau = 0,67$.

Comment déterminer x_f ? Uniquement par une **mesure** sur le système dans l'état final : masse d'un solide, volume d'un gaz, concentration d'une espèce (mesurée par spectrophotométrie, conductimétrie, pH ou titrage). On relie la mesure à x_f grâce au tableau d'avancement, puis on compare à $x_{\max}$, calculé uniquement à partir de l'état initial.

En pratique, on considère qu'une transformation est totale quand la quantité restante du réactif limitant est trop faible pour être détectée. Une petite différence entre x_f mesuré et $x_{\max}$ peut aussi venir des incertitudes de mesure : il faut les estimer avant de conclure.

9. Suivre expérimentalement une transformation

Plusieurs grandeurs mesurables évoluent avec l'avancement et permettent de suivre une transformation :

- un **volume de gaz** recueilli par déplacement d'eau ou mesuré avec une seringue : $n(\text{gaz}) = V / V_m$;
- une **masse** : perte de masse due à un gaz qui s'échappe, ou masse d'un précipité filtré et séché ;
- une **couleur** : disparition d'une espèce colorée (le diode brun, l'ion permanganate violet) ou apparition d'une autre ; la mesure quantitative se fait par spectrophotométrie ;

- une pression dans un récipient fermé contenant un gaz ;
- une conductivité ou un pH, quand des ions apparaissent ou disparaissent.

Chaque mesure donne la quantité d'une espèce à un instant ; le tableau d'avancement permet d'en déduire x, puis la quantité de toutes les autres espèces.

Exemples résolus

Exemple 1 : combustion du méthane

Énoncé. On réalise la combustion de 0,50 mol de méthane CH_4 dans 0,80 mol de dioxygène. Les produits sont le dioxyde de carbone et l'eau. La transformation est totale. Données : $M(\text{H}) = 1,0$; $M(\text{C}) = 12,0$; $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$. a) Écrire l'équation ajustée. b) Construire le tableau d'avancement et déterminer le réactif limitant. c) Donner la composition de l'état final et vérifier la conservation de la masse.

Résolution. a) Carbone : 1 CO_2 . Hydrogène : 4 atomes, donc 2 H_2O . Oxygène à droite : $2 + 2 = 4$ atomes, donc 2 O_2 . $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$

b)

État	Avancement (mol)	$n(\text{CH}_4)$	$n(\text{O}_2)$	$n(\text{CO}_2)$	$n(\text{H}_2\text{O})$
Initial	0	0,50	0,80	0	0
En cours	x	$0,50 - x$	$0,80 - 2x$	x	2x
Final	xmax	$0,50 - \text{xmax}$	$0,80 - 2\text{xmax}$	xmax	2xmax

Si CH_4 est limitant : $\text{xmax} = 0,50 \text{ mol}$. Si O_2 est limitant : $\text{xmax} = 0,80 / 2 = 0,40 \text{ mol}$. La plus petite valeur l'emporte : **$\text{xmax} = 0,40 \text{ mol}$, le dioxygène est le réactif limitant.**

c) État final : $n(\text{CH}_4) = 0,50 - 0,40 = 0,10 \text{ mol}$; $n(\text{O}_2) = 0$; $n(\text{CO}_2) = 0,40 \text{ mol}$; $n(\text{H}_2\text{O}) = 0,80 \text{ mol}$. Masses molaires : $M(\text{CH}_4) = 16,0$; $M(\text{O}_2) = 32,0$; $M(\text{CO}_2) = 44,0$; $M(\text{H}_2\text{O}) = 18,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$. Masse initiale : $0,50 \times 16,0 + 0,80 \times 32,0 = 8,0 + 25,6 = 33,6 \text{ g}$. Masse finale : $0,10 \times 16,0 + 0,40 \times 44,0 + 0,80 \times 18,0 = 1,6 + 17,6 + 14,4 = 33,6 \text{ g}$. La masse totale est conservée (33,6 g), ce qui valide le bilan.

Exemple 2 : action de l'acide chlorhydrique sur le fer

Énoncé. On introduit $m = 1,12 \text{ g}$ de poudre de fer dans $V = 50,0 \text{ mL}$ d'acide chlorhydrique de concentration en ions H^+ égale à $0,50 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Il se forme des ions fer(II) et du dihydrogène. La transformation est totale. Données : $M(\text{Fe}) = 55,8 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $V_m = 24,0 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$ à 20°C . a) Écrire l'équation de la réaction. b) Déterminer le réactif limitant. c) Calculer le volume de dihydrogène dégagé, la masse de fer restante et la concentration finale en ions Fe^{2+} .

Résolution. a) $\text{Fe(s)} + 2 \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$. Vérification des charges : +2 à gauche, +2 à droite.

b) Quantités initiales : $n_0(\text{Fe}) = 1,12 / 55,8 = 2,01 \times 10^{-2} \text{ mol}$; $n_0(\text{H}^+) = 0,50 \times 0,0500 = 2,5 \times 10^{-2} \text{ mol}$. Hypothèse Fe limitant : $\text{xmax} = 2,01 \times 10^{-2} \text{ mol}$. Hypothèse H^+ limitant : $\text{xmax} = 2,5 \times 10^{-2} / 2 = 1,25 \times 10^{-2} \text{ mol}$. Les ions H^+ sont limitants, **$\text{xmax} = 1,25 \times 10^{-2} \text{ mol}$** , bien qu'ils soient initialement plus nombreux que les atomes de fer.

c) Dihydrogène : $n(\text{H}_2) = x_{\text{max}} = 1,25 \times 10^{-2} \text{ mol}$, donc $V(\text{H}_2) = 1,25 \times 10^{-2} \times 24,0 = 0,30 \text{ L}$. Fer restant : $n(\text{Fe}) = 2,01 \times 10^{-2} - 1,25 \times 10^{-2} = 7,6 \times 10^{-3} \text{ mol}$, soit $m = 7,6 \times 10^{-3} \times 55,8 = 0,42 \text{ g}$. Ions fer(II) : $n(\text{Fe}^{2+}) = 1,25 \times 10^{-2} \text{ mol}$ dans 50,0 mL (le volume de la solution ne change pas), donc $[\text{Fe}^{2+}] = 1,25 \times 10^{-2} / 0,0500 = 0,25 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

$V(\text{H}_2) = 0,30 \text{ L}$; il reste 0,42 g de fer ; $[\text{Fe}^{2+}] = 0,25 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Exemple 3 : une transformation non totale

Énoncé. On mélange 1,0 mol d'acide éthanóïque et 1,0 mol d'éthanol avec quelques gouttes d'acide sulfurique concentré. Après plusieurs heures, la composition n'évolue plus. Un titrage montre qu'il reste 0,33 mol d'acide éthanóïque. $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$ a) Déterminer x_{max} .

b) Déterminer x_f à partir de la mesure. c) La transformation est-elle totale ? Calculer le taux d'avancement final. d) Donner la composition de l'état final.

Résolution. a) Les nombres stœchiométriques valent tous 1 : $x_{\text{max}} = 1,0 / 1 = 1,0 \text{ mol}$ (mélange stœchiométrique, les deux réactifs seraient limitants).

b) D'après le tableau d'avancement, $n(\text{acide})_{\text{final}} = 1,0 - x_f = 0,33 \text{ mol}$, donc $x_f = 0,67 \text{ mol}$.

c) $x_f = 0,67 \text{ mol} < x_{\text{max}} = 1,0 \text{ mol}$: la transformation n'est pas totale. $\tau = x_f / x_{\text{max}} = 0,67 / 1,0 = 0,67$, soit 67 %.

d) État final : $n(\text{acide}) = 0,33 \text{ mol}$; $n(\text{alcool}) = 1,0 - 0,67 = 0,33 \text{ mol}$; $n(\text{ester}) = 0,67 \text{ mol}$; $n(\text{eau}) = 0,67 \text{ mol}$.

Réactifs et produits coexistent dans l'état final : c'est la signature d'une transformation non totale.

Méthodes et pièges

- Méthode type : équation ajustée, quantités initiales en mol, tableau d'avancement, hypothèses sur chaque réactif, x_{max} et réactif limitant, état final, conversions demandées.
- Vérifie l'ajustement en comptant chaque élément ET les charges ; ne touche jamais aux indices des formules.
- Pour trouver le réactif limitant, compare $n_0/\text{coefficient}$ et non les quantités brutes : c'est le piège le plus fréquent du chapitre.
- Dans le tableau, n'oublie pas les coefficients devant x ($2x$, $3x$) aussi bien pour les réactifs que pour les produits.
- Ne mets dans le tableau que des quantités de matière, toutes dans la même unité : convertis d'abord masses, volumes et concentrations.
- Pour une concentration finale, divise par le volume TOTAL de la solution (somme des volumes mélangés si l'on mélange deux solutions).
- x_{max} se calcule à partir de l'état initial seul ; x_f ne se connaît que par une mesure ou par l'information « transformation totale ».
- Contrôle tes résultats : aucune quantité finale négative, conservation de la masse en système fermé, électroneutralité d'une solution.
- N'oublie pas les espèces spectatrices quand on te demande la concentration de tous les ions dans l'état final.

Vers le PASS

En PASS, le tableau d'avancement reste l'outil de base de tous les calculs de chimie générale : dosages, équilibres acido-basiques, solubilité, oxydoréduction. Les transformations non totales y deviennent le cas général : on y relie l'avancement final à une constante d'équilibre K et à l'enthalpie libre de réaction, et l'on étudie comment déplacer un équilibre. La notion de réactif limitant réapparaît en biochimie (substrat limitant d'une réaction enzymatique) et en pharmacologie (rapport stœchiométrique entre un antidote et un toxique). Les QCM jouent souvent sur la confusion entre quantité initiale et rapport n_0 /coefficient, ou entre avancement maximal et avancement final.

Suite en PASS : Thermodynamique et équilibres chimiques

Exercices

Niveau 1 : s'entraîner

1. Ajuster les équations suivantes.
a) $C_3H_8 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$ b) $Al + O_2 \rightarrow Al_2O_3$ c) $Fe^{3+}(aq) + HO^-(aq) \rightarrow Fe(OH)_3(s)$ d) $Cu^{2+}(aq) + Al(s) \rightarrow Cu(s) + Al^{3+}(aq)$
2. On considère la synthèse de l'ammoniac $N_2 + 3 H_2 \rightarrow 2 NH_3$, supposée totale, à partir de 2,0 mol de diazote et 4,5 mol de dihydrogène. Construire le tableau d'avancement, déterminer x_{max} et le réactif limitant, puis donner la composition de l'état final.
3. On fait réagir 3,0 mol de dihydrogène avec 2,0 mol de dioxygène selon $2 H_2 + O_2 \rightarrow 2 H_2O$ (transformation totale). a) Quel réactif est limitant ? b) Quelle quantité de réactif en excès reste-t-il ? c) Quelle quantité d'eau est formée ?
4. L'aluminium réagit avec le soufre selon $2 Al + 3 S \rightarrow Al_2S_3$. On dispose de 0,30 mol d'aluminium. Données : $M(Al) = 27,0$; $M(S) = 32,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.
a) Quelle masse de soufre faut-il pour réaliser un mélange stœchiométrique ? b) Quelle masse de sulfure d'aluminium obtient-on si la transformation est totale ? c) Vérifier la conservation de la masse.
5. Pour une réaction $A + B \rightarrow C$, l'avancement maximal calculé vaut 0,20 mol. Dans l'état final, on mesure $n(C) = 0,15 \text{ mol}$. a) Déterminer x_f . b) La transformation est-elle totale ? c) Calculer le taux d'avancement final.

Niveau 2 : type bac

6. On mélange 20,0 mL d'une solution de nitrate d'argent ($Ag^+(aq) + NO_3^-(aq)$) à $0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et 30,0 mL d'une solution de chlorure de sodium ($Na^+(aq) + Cl^-(aq)$) à $0,050 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Il se forme un précipité blanc de chlorure d'argent $AgCl$. Transformation totale. Données : $M(Ag) = 107,9$; $M(Cl) = 35,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.
a) Écrire l'équation de la réaction et nommer les ions spectateurs. b) Déterminer le réactif limitant et x_{max} . c) Calculer la masse de précipité formé. d) Calculer les concentrations de tous les ions présents dans l'état final.
7. On fait réagir 2,00 g de carbonate de calcium $CaCO_3$ (craie) avec 100,0 mL d'acide chlorhydrique à $0,30 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ en ions H^+ . Équation : $CaCO_3(s) + 2 H^+(aq) \rightarrow Ca^{2+}(aq) + CO_2(g) + H_2O(l)$. Transformation totale. Données : $M(CaCO_3) = 100,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $V_m = 24,0 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$.

a) Déterminer le réactif limitant. b) Calculer le volume de dioxyde de carbone dégagé. c) Calculer la masse de carbonate de calcium restante. d) Quel volume minimal d'acide aurait-il fallu pour dissoudre toute la craie ?

8. Un ruban de magnésium de masse 0,243 g est plongé dans 20,0 mL d'acide chlorhydrique à 1,0 mol·L⁻¹ en ions H⁺. Équation : $\text{Mg(s)} + 2 \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$. Transformation totale. Données : $M(\text{Mg}) = 24,3 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $V_m = 24,0 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$.

a) Calculer les quantités initiales des réactifs. b) Montrer que le mélange est stœchiométrique. c) Calculer le volume de dihydrogène attendu et la concentration finale en ions Mg^{2+} .

9. On brûle 4,6 g d'éthanol $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ dans 9,6 L de dioxygène, mesurés à 20 °C. Équation : $\text{C}_2\text{H}_6\text{O} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CO}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$. Transformation totale. Données : $M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 46,0$; $M(\text{CO}_2) = 44,0$; $M(\text{H}_2\text{O}) = 18,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $V_m = 24,0 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$.

a) Construire le tableau d'avancement et déterminer le réactif limitant. b) Calculer le volume de dioxygène restant, le volume de dioxyde de carbone formé et la masse d'eau formée.

Niveau 3 : vers le PASS

10. Pour contrôler la pureté d'un échantillon de magnésium de masse 0,500 g, on le fait réagir avec un excès d'acide chlorhydrique : $\text{Mg(s)} + 2 \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$. On recueille 0,456 L de dihydrogène à 20 °C. On admet que les impuretés ne réagissent pas et que la transformation est totale. Données : $M(\text{Mg}) = 24,3 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $V_m = 24,0 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$.

a) Calculer la quantité de dihydrogène formé. b) En déduire la masse de magnésium dans l'échantillon. c) Calculer le pourcentage massique de magnésium (pureté).

11. On verse, dans six tubes, la même quantité d'ions plomb Pb^{2+} , $n_1 = 1,0 \text{ mmol}$, et des quantités croissantes d'ions iodure I^- : 0,5 ; 1,0 ; 1,5 ; 2,0 ; 2,5 ; 3,0 mmol. Il se forme un précipité jaune d'iodure de plomb PbI_2 . On mesure la masse de précipité sec : 115 ; 230 ; 346 ; 461 ; 461 ; 461 mg. Données : $M(\text{PbI}_2) = 461,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

a) Écrire l'équation de la réaction. b) Calculer la quantité de précipité dans chaque tube et l'interpréter avec le réactif limitant. c) Pour quelle quantité d'ions iodure le mélange est-il stœchiométrique ? Justifier à partir des mesures. d) Expliquer pourquoi la masse cesse d'augmenter.

12. Dans un bécher posé sur une balance, on verse un excès d'acide chlorhydrique sur 2,00 g de carbonate de calcium ($M = 100,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$). Le dioxyde de carbone formé s'échappe. Équation : $\text{CaCO}_3(\text{s}) + 2 \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$. Donnée : $M(\text{CO}_2) = 44,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

a) Calculer x_{max} . b) Quelle perte de masse totale la balance indiquera-t-elle à la fin de la transformation ? c) À un instant t , la balance indique une perte de 0,44 g. Calculer l'avancement à cet instant et la fraction de x_{max} atteinte.

13. On réalise l'estérification de l'exemple 3 en partant cette fois de 0,50 mol d'acide éthanóïque et 1,0 mol d'éthanol. Dans l'état final, on mesure 0,42 mol d'ester.

a) Déterminer x_{max} et le réactif limitant. b) Calculer x_f et le taux d'avancement final. c) Comparer à l'exemple 3 (mélange équimolaire, $\tau = 0,67$). Quel est l'intérêt d'introduire un réactif en excès dans une transformation non totale ? d) Donner la composition de l'état final.

Corrigés

1. a) Carbone : 3 CO_2 ; hydrogène : $4 \text{ H}_2\text{O}$; oxygène à droite : $6 + 4 = 10$ atomes, donc 5 O_2 . $\text{C}_3\text{H}_8 + 5 \text{ O}_2 \rightarrow 3 \text{ CO}_2 + 4 \text{ H}_2\text{O}$.

b) Oxygène : 2 dans O_2 et 3 dans Al_2O_3 , multiple commun 6 : 3 O_2 et $2 \text{ Al}_2\text{O}_3$, puis 4 Al. $4 \text{ Al} + 3 \text{ O}_2 \rightarrow 2 \text{ Al}_2\text{O}_3$. c) Il faut 3 HO^- pour un $\text{Fe}(\text{OH})_3$; charges : $+3 - 3 = 0$ à gauche, 0 à droite. $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{ HO}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3(\text{s})$. d) Charges : $3 \times (+2) = +6$ et $2 \times (+3) = +6$. $3 \text{ Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{ Al}(\text{s}) \rightarrow 3 \text{ Cu}(\text{s}) + 2 \text{ Al}^{3+}(\text{aq})$.

2. Tableau : $n(\text{N}_2) = 2,0 - x$; $n(\text{H}_2) = 4,5 - 3x$; $n(\text{NH}_3) = 2x$.

Hypothèse N_2 limitant : $x_{\text{max}} = 2,0 \text{ mol}$. Hypothèse H_2 limitant : $x_{\text{max}} = 4,5 / 3 = 1,5 \text{ mol}$. **$x_{\text{max}} = 1,5 \text{ mol}$, H_2 limitant.** État final : $n(\text{N}_2) = 0,5 \text{ mol}$; $n(\text{H}_2) = 0$; $n(\text{NH}_3) = 3,0 \text{ mol}$.

3. a) Rapports : $3,0 / 2 = 1,5 \text{ mol}$ pour H_2 ; $2,0 / 1 = 2,0 \text{ mol}$ pour O_2 . **H_2 est limitant, $x_{\text{max}} = 1,5 \text{ mol}$.**

b) $n(\text{O}_2)$ restant = $2,0 - 1,5 = 0,5 \text{ mol}$. c) $n(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times 1,5 = 3,0 \text{ mol}$.

4. a) Mélange stœchiométrique : $n(\text{Al})/2 = n(\text{S})/3$, donc $n(\text{S}) = 3 \times 0,30 / 2 = 0,45 \text{ mol}$, soit $m(\text{S}) = 0,45 \times 32,1 = 14 \text{ g}$ (14,4 g).

b) $x_{\text{max}} = 0,30 / 2 = 0,15 \text{ mol}$, donc $n(\text{Al}_2\text{S}_3) = 0,15 \text{ mol}$. $M(\text{Al}_2\text{S}_3) = 2 \times 27,0 + 3 \times 32,1 = 150,3 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. $m = 0,15 \times 150,3 = 23 \text{ g}$ (22,5 g). c) Masse des réactifs : $0,30 \times 27,0 + 14,4 = 8,1 + 14,4 = 22,5 \text{ g}$, égale à la masse de produit : **la masse est conservée.**

5. a) $n(\text{C}) = x_f$ (coefficient 1, C absent au départ), donc $x_f = 0,15 \text{ mol}$.

b) $x_f < x_{\text{max}}$: **la transformation n'est pas totale.** c) $\tau = 0,15 / 0,20 = 0,75$, soit 75 %.

6. a) $\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{AgCl}(\text{s})$. Les ions Na^+ et NO_3^- sont spectateurs.

b) $n_0(\text{Ag}^+) = 0,10 \times 0,0200 = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$; $n_0(\text{Cl}^-) = 0,050 \times 0,0300 = 1,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$. Coefficients égaux à 1 : **Cl^- est limitant, $x_{\text{max}} = 1,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$.** c) $M(\text{AgCl}) = 107,9 + 35,5 = 143,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. $m = 1,5 \times 10^{-3} \times 143,4 = 0,22 \text{ g}$. d) Volume total : $20,0 + 30,0 = 50,0 \text{ mL} = 0,0500 \text{ L}$. $n(\text{Ag}^+)$ restant = $2,0 \times 10^{-3} - 1,5 \times 10^{-3} = 5,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$, donc $[\text{Ag}^+] = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $[\text{Cl}^-] \approx 0$; $[\text{NO}_3^-] = 2,0 \times 10^{-3} / 0,0500 = 4,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $[\text{Na}^+] = 1,5 \times 10^{-3} / 0,0500 = 3,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Contrôle d'électroneutralité : $0,010 + 0,030 = 0,040 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de charges positives, 0,040 de charges négatives.

7. a) $n_0(\text{CaCO}_3) = 2,00 / 100,1 = 2,00 \times 10^{-2} \text{ mol}$; $n_0(\text{H}^+) = 0,30 \times 0,1000 = 3,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$. Hypothèses : $2,00 \times 10^{-2} \text{ mol}$ pour CaCO_3 ; $3,0 \times 10^{-2} / 2 = 1,5 \times 10^{-2} \text{ mol}$ pour H^+ . **H^+ est limitant, $x_{\text{max}} = 1,5 \times 10^{-2} \text{ mol}$.**

b) $n(\text{CO}_2) = x_{\text{max}}$, donc $V = 1,5 \times 10^{-2} \times 24,0 = 0,36 \text{ L}$. c) $n(\text{CaCO}_3)$ restant = $2,00 \times 10^{-2} - 1,5 \times 10^{-2} = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$, $m = 5,0 \times 10^{-3} \times 100,1 = 0,50 \text{ g}$. d) Pour consommer toute la craie, il faut $n(\text{H}^+) \geq 2 \times 2,00 \times 10^{-2} = 4,00 \times 10^{-2} \text{ mol}$, soit $V = 4,00 \times 10^{-2} / 0,30 = 0,133 \text{ L}$: **au moins 133 mL d'acide.**

8. a) $n_0(\text{Mg}) = 0,243 / 24,3 = 1,00 \times 10^{-2} \text{ mol}$; $n_0(\text{H}^+) = 1,0 \times 0,0200 = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$.

b) $n_0(\text{Mg})/1 = 1,00 \times 10^{-2} \text{ mol}$ et $n_0(\text{H}^+)/2 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$: **les deux rapports sont égaux, le mélange est stœchiométrique, $x_{\text{max}} = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$ et les deux réactifs sont entièrement consommés.** c) $V(\text{H}_2) = 1,0 \times 10^{-2} \times 24,0 = 0,24 \text{ L}$; $[\text{Mg}^{2+}] = 1,0 \times 10^{-2} / 0,0200 = 0,50 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

9. a) $n_0(\text{éthanol}) = 4,6 / 46,0 = 0,10 \text{ mol}$; $n_0(\text{O}_2) = 9,6 / 24,0 = 0,40 \text{ mol}$.

Tableau : $n(\text{éthanol}) = 0,10 - x$; $n(\text{O}_2) = 0,40 - 3x$; $n(\text{CO}_2) = 2x$; $n(\text{H}_2\text{O}) = 3x$. Hypothèses : 0,10 mol pour l'éthanol ; $0,40 / 3 = 0,13 \text{ mol}$ pour O_2 . **L'éthanol est limitant, $x_{\text{max}} = 0,10 \text{ mol}$.** b) $n(\text{O}_2)$ restant = $0,40 - 0,30 = 0,10 \text{ mol}$, soit $V(\text{O}_2) = 2,4 \text{ L}$; $n(\text{CO}_2) = 0,20 \text{ mol}$, soit $V(\text{CO}_2) = 4,8 \text{ L}$; $n(\text{H}_2\text{O}) = 0,30 \text{ mol}$, soit $m(\text{H}_2\text{O}) = 0,30 \times 18,0 = 5,4 \text{ g}$.

10. a) $n(\text{H}_2) = 0,456 / 24,0 = 1,90 \times 10^{-2} \text{ mol}$.

b) L'acide est en excès, le magnésium est limitant : $n(\text{Mg}) = x_{\text{max}} = n(\text{H}_2) = 1,90 \times 10^{-2} \text{ mol}$. $m(\text{Mg}) = 1,90 \times 10^{-2} \times 24,3 = 0,462 \text{ g}$. c) Pureté = $0,462 / 0,500 = 0,923$, soit **92,3 % de magnésium en masse**.

11. a) $\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{I}^{-}(\text{aq}) \rightarrow \text{PbI}_2(\text{s})$.

b) $n(\text{PbI}_2) = m / M$: $115 / 461,0 = 0,25 \text{ mmol}$; $230 / 461,0 = 0,50 \text{ mmol}$; $346 / 461,0 = 0,75 \text{ mmol}$; puis 1,0 mmol dans les trois derniers tubes. Dans les quatre premiers tubes, $n(\text{PbI}_2) = n(\text{I}^{-})/2$: les ions iodure sont limitants ($x_{\text{max}} = n(\text{I}^{-})/2 < 1,0 \text{ mmol}$). Dans les deux derniers, $n(\text{PbI}_2) = 1,0 \text{ mmol} = n_1$: les ions plomb sont limitants. **Zone croissante : I^{-} limitant ; palier : Pb^{2+} limitant**. c) Le changement de régime a lieu pour $n(\text{I}^{-}) = 2,0 \text{ mmol}$, où $n(\text{PbI}_2)$ atteint 1,0 mmol et où les deux rapports $n(\text{Pb}^{2+})/1 = 1,0$ et $n(\text{I}^{-})/2 = 1,0$ sont égaux : **mélange stœchiométrique pour 2,0 mmol d'iodure**, ce qui confirme le rapport 1 pour 2 de l'équation. d) **Au-delà, tous les ions Pb^{2+} sont consommés** : ajouter de l'iodure ne peut plus former de précipité, l'iodure supplémentaire reste en excès en solution.

12. a) L'acide est en excès, CaCO_3 est limitant : $x_{\text{max}} = 2,00 / 100,1 = 2,00 \times 10^{-2} \text{ mol}$.

b) La perte de masse est la masse de CO_2 qui s'échappe : $m(\text{CO}_2) = 2,00 \times 10^{-2} \times 44,0 = 0,879 \text{ g}$. c) $n(\text{CO}_2) = 0,44 / 44,0 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$, donc $x = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$, et $x / x_{\text{max}} = 1,0 \times 10^{-2} / 2,00 \times 10^{-2} = 0,50$: **la moitié de l'avancement maximal est atteinte**.

13. a) Coefficients égaux à 1 : 0,50 mol pour l'acide, 1,0 mol pour l'alcool. **L'acide est limitant, $x_{\text{max}} = 0,50 \text{ mol}$** .

b) $n(\text{ester}) = x_f$, donc $x_f = 0,42 \text{ mol}$; $\tau = 0,42 / 0,50 = 0,84$. c) τ passe de 0,67 à 0,84 : **un excès d'un réactif augmente la proportion du réactif limitant transformée**. On met en excès le réactif le moins coûteux pour mieux exploiter le plus précieux. En Terminale et en PASS, ce résultat s'explique par le déplacement d'équilibre. d) $n(\text{acide}) = 0,50 - 0,42 = 0,08 \text{ mol}$; $n(\text{alcool}) = 1,0 - 0,42 = 0,58 \text{ mol}$; $n(\text{ester}) = 0,42 \text{ mol}$; $n(\text{eau}) = 0,42 \text{ mol}$.