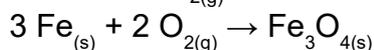


Tableau avancement

Exo 1

A haute température, 6,3 mol de poudre de fer Fe(s) réagissent avec 4,6 mol de dioxygène O_{2(g)}. L'équation de la réaction s'écrit :



Construire le tableau d'avancement associé à cette réaction

Exo 2

On fait réagir 10,0 mmol) de magnésium Mg_(s) avec 4,0 mmol de dioxygène O_{2(g)} pour former de l'oxyde de magnésium MgO.

- 1) Ecrire et équilibrer l'équation-bilan de cette transformation chimique.
- 2) Effectuer un tableau d'avancement de cette réaction.
- 3) Faites le bilan de matière lorsque $x = 3,2$ mmol.

Exo 3

On considère l'état final d'un système chimique, associé à une réaction totale, pour lequel les quantités de matières finales des deux réactifs A et B, exprimées en mol, sont respectivement $9,0 - 3 \cdot x_{\text{max}}$ et $8,0 - 2 \cdot x_{\text{max}}$.

- 1) Déterminer l'avancement maximal x_{max}
- 2) Identifier le réactif limitant. Justifier.

Exo 4

Une solution violette de permanganate de potassium K⁺_(aq) + MnO₄⁻_(aq), est versée dans une solution incolore contenant des ions fer (II) Fe²⁺_(aq). La transformation est totale. La seule espèce colorée est l'ion permanganate MnO₄⁻_(aq). A l'état final, la solution est incolore.

- 1) Justifier que l'ion permanganate est le réactif limitant.
- 2) La quantité finale de l'ion permanganate, exprimée en mmol, est $5,0 \cdot 10^{-2} - x_{\text{max}}$. Déterminer la valeur de l'avancement maximal x_{max} .

Exo 5

On fait réagir 5,0 mmol d'ions plomb (II) Pb²⁺_(aq) avec 5,0 mmol d'ions iodure I⁻_(aq) pour former du iodure de plomb PbI_{2(s)}. Le produit formé est appelé « pluie d'or », car il s'agit d'un précipité jaune.

- 1) Réalisez le tableau d'avancement complet de cette transformation.
- 2) Faites le bilan de matière à l'état final.

Exo 6

L'ammoniac NH₃ peut être synthétisé à partir de diazote N₂ et de dihydrogène H₂. Cette réaction est supposée totale. On introduit initialement $n_1 = 2,0$ mol de diazote et $n_2 = 3,0$

mol de dihydrogène.

- 1) Ecrire l'équation de la réaction.
- 2) Dresser le tableau d'avancement de cette réaction.
- 3) En déduire la composition finale du système.
- 4) Calculez le volume d'ammoniac gazeux formé ($V_m = 24 \text{ L/mol}$).

Exo 7

On mélange $n_1 = 3,0 \cdot 10^{-2}$ mol de dioxyde de soufre SO_2 avec $n_2 = 4,0 \cdot 10^{-2}$ mol de sulfure d'hydrogène H_2S . Du soufre S et de l'eau H_2O se forment.

- 1) Ecrire l'équation de la réaction qui se produit (équilibrez cette équation)
- 2) Dressez le tableau d'avancement de cette réaction.
- 3) Déterminez la composition final du système.

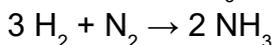
Exo 8

On fait réagir 1,0 mol de $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ avec 1,0 mol de $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$. On obtient 0,67 mol de $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$ et 0,67 mol d'eau.

La transformation est-elle totale ?

Exo 9

On fait réagir 3,0 mol de dihydrogène H_2 avec 2,0 mol de diazote N_2 pour former de l'ammoniac NH_3 selon la réaction :

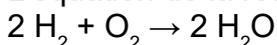


A l'état final, il reste 1,7 mol de diazote.

- 1) Déterminez l'avancement final de la réaction.
- 2) En déduire les quantités de matière de dihydrogène et d'ammoniac à l'état final.
- 3) La réaction est-elle totale ?

Exo 10

L'équation de la réaction totale qui se produit lors du test du dihydrogène est :

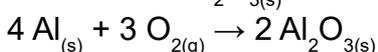


On introduit initialement $n_1 = 2,0$ mmol de dihydrogène et $n_2 = 3,0$ mmol de dioxygène.

- 1) Dresser un tableau d'avancement de la réaction.
- 2) Donnez la composition finale du système.
- 3) Calculez la masse d'eau obtenue.

Exo 11

Le métal aluminium $\text{Al}_{(s)}$ réagit avec le dioxygène de l'air $\text{O}_{2(g)}$ pour former de l'oxyde d'aluminium $\text{Al}_2\text{O}_{3(s)}$ selon une transformation totale d'équation :



Le métal aluminium est le réactif limitant et il s'est formé 80 mmol d'oxyde d'aluminium. On note $n_0(\text{Al})$ la quantité de matière initiale d'aluminium et $n_0(\text{O}_2)$ celle de dioxygène.

- 1) Construire et compléter le tableau d'avancement associé à cette transformation.

2) Déduire $n_0(\text{Al})$ de ce tableau.

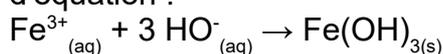
Exo 12 ▶▶▶

Le méthanol CH_4O réagit avec l'acide méthanoïque CH_2O_2 pour former un ester, le méthanoate de méthyle $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ et de l'eau H_2O . Le mélange initial des réactif est équimolaire avec 27 mmol de chacun des réactifs.

- 1) Faire un tableau d'avancement de la réaction en considérant qu'elle est totale.
- 2) Faire alors le bilan de matière à l'état final.
- 3) En réalité, à l'état final, la quantité de matière d'ester vaut 18 mmol car la réaction n'est pas totale. Que vaut l'avancement final x_f ?
- 4) Calculez le rendement de cette estérification, sachant que par définition il s'agit de la quantité de matière d'ester formée à l'état final divisée par la quantité de matière maximale d'ester qu'on aurait formé si la réaction avait été totale.

Exo 13

L'hydroxyde de fer (III) $\text{Fe}(\text{OH})_{3(s)}$ est un solide orange obtenu à partir de la réaction d'équation :



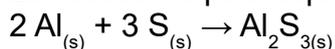
Initialement, le système chimique contient 3,0 mmol d'ions fer (III) et 12,0 mmol d'ions hydroxyde.

- 1) Déterminez l'état du système pour les avancements $x = 1,0$ mmol et $x = 2,0$ mmol.
- 2) L'avancement final du système est $x_f = 3,0$ mmol. La transformation est-elle totale ?

Exo 14

On enflamme un mélange composé de 5,00 g d'aluminium en poudre et de 5,00 g de soufre en poudre. Cette transformation est considérée comme totale.

La réaction a pour équation :



- 1) Calculez les quantités initiales des réactifs.
- 2) Déterminez l'avancement maximal.
- 3) Calculez la masse de sulfure d'aluminium $\text{Al}_2\text{S}_{3(s)}$ formé.

Exo 15

Lors du fonctionnement d'un chalumeau à acétylène, on réalise la combustion de l'acétylène C_2H_2 dans un excès de dioxygène, si bien que l'on forme du dioxyde de carbone et de l'eau.

- 1) Quels sont les réactifs de cette combustion.
- 2) Ecrire l'équation-bilan de cette réaction
- 3) Dressez un tableau d'avancement et déterminez la composition la composition finale du système si on brûle une masse $m = 26$ g d'acétylène.
- 4) En déduire le volume V' de dioxyde de carbone gazeux formé ($V_m = 24$ L/mol).

Exo 16 ▶▶▶

Pour obtenir une lumière flash, les premiers photographes faisaient brûler un morceau de magnésium dans l'air. L'équation chimique de cette combustion s'écrit:



On réalise la combustion d'un morceau de magnésium de 2,0 g dans un excès de dioxygène.

- 1) Equilibrez l'équation-bilan
- 2) Calculez la quantité de matière de magnésium brûlée
- 3) Construisez un tableau d'avancement de manière à trouver l'avancement maximal et faites un bilan de matière à l'état final.
- 4) Calculez la masse d'oxyde de magnésium produit.

Exo 17 ▶▶▶

Le germanium $\text{Ge}_{(s)}$ est utilisé dans la fabrication des composants électroniques. On le prépare à partir du dioxyde de germanium $\text{GeO}_{2(s)}$, que l'on fait réagir avec du dihydrogène $\text{H}_{2(g)}$. On obtient également de l'eau sous forme de gaz.

- 1) Ecrire l'équation-bilan de la réaction.
- 2) On traite une masse $m = 1,00 \cdot 10^3$ kg de dioxyde de germanium avec suffisamment de dihydrogène pour que la totalité du dioxyde de germanium réagisse.
 - a) Calculez la masse molaire du dioxyde de germanium et calculez la quantité de matière de dioxyde de germanium qui a réagi.
 - b) Déterminez l'avancement maximal x_{\max} de la réaction.
 - c) Effectuez un bilan de matière à l'état final.
 - d) Déterminez le volume de dihydrogène gazeux qu'il aura fallu utiliser.
 - e) Calculez la masse de germanium obtenue.

Exo 18 ▶▶▶

L'addition de quelques gouttes d'une solution de nitrate d'argent, contenant des ions $\text{Ag}^+_{(aq)}$ et $\text{NO}_3^-_{(aq)}$, à une solution de sulfate de sodium, contenant des ions sodium $\text{Na}^+_{(aq)}$ et $\text{SO}_4^{2-}_{(aq)}$, donne un précipité blanc de sulfate d'argent $\text{Ag}_2\text{SO}_{4(s)}$.

- 1) Ecrivez l'équation-bilan de la réaction de précipitation (attention, certains ions sont « spectateurs »).
- 2) A un volume $V = 20$ mL d'une solution de sulfate de sodium telle que $[\text{SO}_4^{2-}] = 0,10$ mol/L, on ajoute un volume $V' = 20$ mL de nitrate d'argent telle que $[\text{Ag}^+] = 0,15$ mol/L. Ecrivez le tableau d'avancement complet de cette réaction (état initial, état intermédiaire, calcul de l'avancement maximal x_{\max} , bilan de matière à l'état final).
- 3) Donnez le bilan de matière à un avancement intermédiaire de $x = 5,0 \cdot 10^{-4}$ mol.

Exo 19

L'éthanol, liquide incolore, de formule $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, brûle dans le dioxygène pur et il se forme du dioxyde de carbone et de l'eau. On fait réagir $m = 2,50$ g d'éthanol et un volume $V = 2,0$ L de dioxygène gazeux.

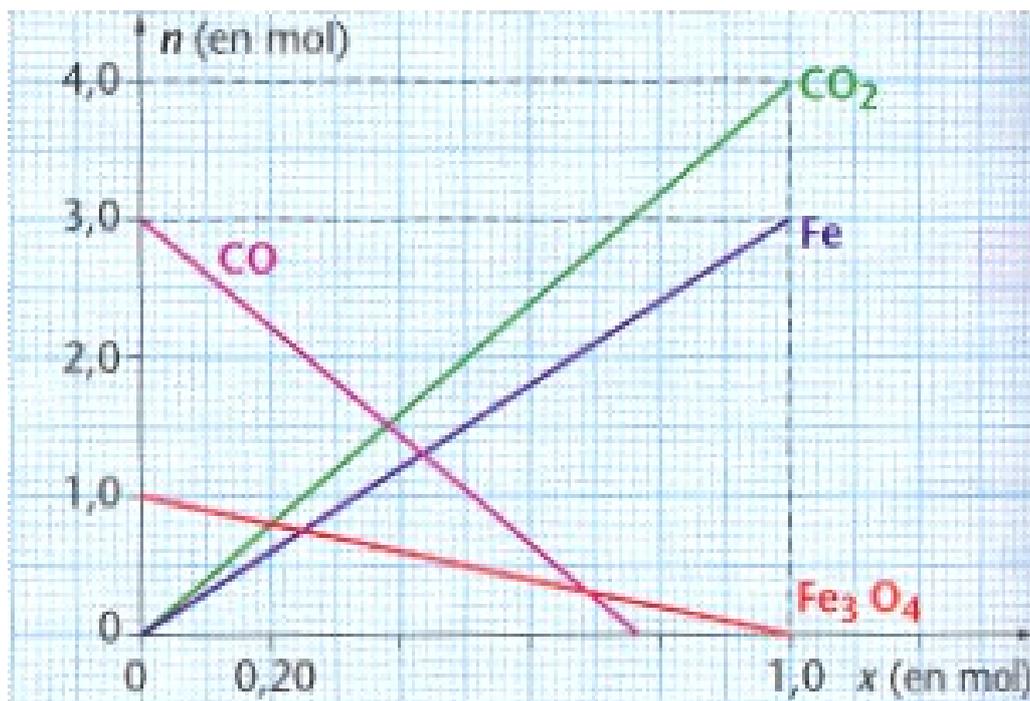
- 1) Ecrire l'équation-bilan (équilibrée) de cette réaction.
- 2) Ecrivez le tableau d'avancement complet de cette réaction (état initial, état intermédiaire, calcul de l'avancement maximal x_{max} , bilan de matière à l'état final).

Exo 20 ▶▶▶

L'une des réactions pouvant se produire dans un haut fourneau est l'action de la magnétite $Fe_3O_4(s)$ sur le monoxyde de carbone $CO(g)$. Les produits formés sont le fer $Fe(s)$ et le dioxyde de carbone $CO_2(g)$. Le graphique ci-contre représente l'évolution des quantités de matière des réactifs et des produits en fonction de l'avancement x .

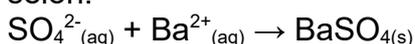
- 1) Ecrire l'équation-bilan de la réaction.
- 2) Donnez l'équation de chacune de ces courbes $n = f(x)$.
- 3) En utilisant le graphique, déterminez:

- l'avancement maximal x_{max}
- le réactif limitant
- les quantités de matière initiales en réactifs
- les quantités de matière de toutes les substances chimiques à l'état final lorsque $x = x_{max}$



Exo 21 ▶▶▶

Pour activer la fermentation du vin, on peut ajouter du sulfate de potassium ou du sodium. Cette opération, appelée plâtrage du vin, est autorisée, à condition que la concentration massique en ions sulfate ne dépasse pas 1,1 g/L. Cette concentration peut être déterminée à l'aide de la réaction de précipitation des ions sulfate par les ions baryum selon:



Au préalable, il convient, par la méthode adaptée, d'éliminer les autres anions présents dans le vin et susceptibles de précipiter avec les ions baryum Ba^{2+} .

1) On prélève un volume $V_1 = 100 \text{ mL}$ de vin, préparé pour l'analyse, que l'on introduit dans un bécher. Puis on ajoute un volume $V = 20 \text{ mL}$ de solution de chlorure de baryum de concentration molaire $C = 0,10 \text{ mol/L}$.

On recueille le précipité, on le sèche et on le pèse: on obtient $m = 0,42 \text{ g}$.

Déterminez l'avancement maximal de la réaction de précipitation sachant que les ions baryum sont en excès.

- 2) En déduire la quantité de matière d'ions sulfate contenus dans l'échantillon testé, puis la concentration molaire des ions sulfate dans le vin.
- 3) Calculez la concentration massique des ions sulfate (concentration massique en soluté = masse de soluté / volume de solution). Ce vin est-il commercialisable?

Exo 22 ►►►

On mélange un volume $V_1 = 10,1 \text{ mL}$ d'une solution contenant des ions calcium $\text{Ca}^{2+}_{(\text{aq})}$ à la concentration $c_1 = 6,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$ avec un volume $V_2 = 50,0 \text{ mL}$ d'une solution contenant des ions phosphate $\text{PO}_4^{3-}_{(\text{aq})}$ à la concentration $c_2 = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$. Il se forme un précipité de phosphate de calcium $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2_{(\text{s})}$.

- 1) Ecrire l'équation de cette réaction totale.
- 2) Calculez les quantités de matière initiales des réactifs.
- 3) Dressez un tableau d'avancement de la réaction.
- 4) Représentez graphiquement l'évolution des quantités de matière des réactifs et du produit en fonction de l'avancement x .
- 5) Quel est le réactif limitant ? Combien vaut l'avancement maximal x_{max} ?
- 6) Déterminez la composition finale du système.
- 7) Retrouvez les données des 2 dernières questions graphiquement.

Exo 23 ►►►

L'urée est une importante matière première pour l'industrie chimique : synthèse d'engrais ou de plastiques, alimentation animale, réduction de polluants, etc. Pour la synthétiser en laboratoire, on introduit une quantité $n_1 = 1,0 \text{ mol}$ de dioxyde de carbone CO_2 et $n_2 = 2,0 \text{ mol}$ d'ammoniac NH_3 . On obtient $n_3 = 0,39 \text{ mol}$ d'eau H_2O et $n_4 = 0,39 \text{ mol}$ d'urée CON_2H_4 .

- 1) Ecrire l'équation de la réaction.
- 2) Etablir un tableau d'avancement
- 3) Déterminer l'avancement x_{max} . Comment peut-on qualifier le mélange initial ?
- 4) A partir de la description de l'état final, déterminez l'avancement final x_f de la réaction.
- 5) Calculez la masse finale d'ammoniac m' .

Exo 24 ►►►

On désire synthétiser l'acétate d'isoamyle qui est utilisé pour aromatiser à la banane des denrées alimentaires telles que les bonbons.

Pour cela, on mélange $V_1 = 30 \text{ mL}$ d'acide éthanóïque $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ et $V_2 = 33 \text{ mL}$ d'alcool isoamylique $\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}$. On obtient $n = 0,20 \text{ mol}$ d'acétate d'isoamyle $\text{C}_7\text{H}_{14}\text{O}_2$ et $n' = 0,20 \text{ mol}$

d'eau.

- 1) Ecrire l'équation de la réaction.
- 2) Calculez les quantités de matière initiales des réactifs.
- 3) A l'aide d'un tableau d'avancement, déterminez :
 - l'avancement maximal x_{\max}
 - l'avancement final x_f et la composition finale du système.
- 4) Montrez que la réaction n'est pas totale et calculez son rendement (x_f/x_{\max}), que vous exprimerez en %.

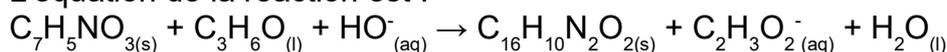
Exo 25 ►►►

L'indigo est un pigment bleu qui, avant le XIX^e siècle, était obtenu par extraction de l'indigotier et était assez onéreux.

En 1882, le chimiste allemand Von Baeyer mit au point un procédé de synthèse de l'indigo qui permit d'en produire en bien plus grande quantité de sorte qu'il est devenu un pigment courant.

Ce procédé permet de préparer l'indigo $C_{16}H_{10}N_2O_2$ à partir de 2-nitrobenzaldéhyde $C_7H_5NO_3$ et d'acétone C_3H_6O en milieu basique.

L'équation de la réaction est :



Au laboratoire, on dissout une masse $m_1 = 1,0$ g de 2-nitrobenzaldéhyde dans un volume $V_2 = 10$ mL d'acétone, puis on ajoute un volume $V_3 = 4,0$ mL d'une solution d'hydroxyde de sodium ($Na^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$) à la concentration $c_3 = 2,0$ mol/L. En quelques secondes, un précipité indigo apparaît.

Données :

Masse volumique du 2-nitrobenzaldéhyde : 0,79 g/mL

- 1) Equilibrez l'équation-bilan de cette synthèse.
- 2) Calculez les quantités de matière initiales des différents réactifs.
- 3) Déterminez le réactif limitant et la valeur de l'avancement maximal x_{\max} .
- 4) Calculez la masse théorique $m_{\text{théo}}$ d'indigo que l'on aurait pu récupérer.
- 5) La masse effectivement obtenue est de 0,38 g. D'après vous, pourquoi ces valeurs sont-elles différentes ?
- 6) La production mondiale annuelle d'indigo avoisine 50 kilotonnes. En supposant que le procédé industriel élimine toutes les pertes, déterminez la masse de 2-nitrobenzaldéhyde et le volume d'acétone nécessaires à cette production.

Problème 1 : Voiture à essence peu polluante

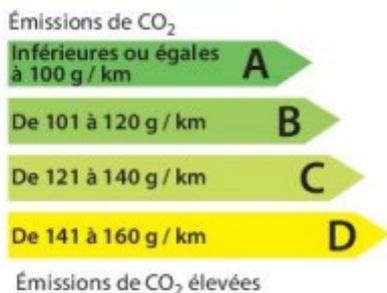
Au palmarès 2018 des voitures « essence » les moins polluantes, on trouve en première place un véhicule qui consomme en moyenne 3,60 L d'essence pour 100 km.

Données :

Masse volumique de l'essence : 740 g/L

$M(\text{octane}) = 114,0$ g/mol et $M(\text{CO}_2) = 44,0$ g/mol

A Étiquette énergétique du véhicule



B Combustion de l'essence

On considère que l'essence est composée uniquement d'octane de formule brute C₈H₁₈ et que sa combustion dans le moteur avec le dioxygène de l'air O₂(g) produit uniquement du dioxyde de carbone CO₂(g) et de la vapeur d'eau H₂O(g) selon une transformation totale.

Question

Quelle est l'étiquette énergétique correspondant à cette voiture ?

Problème 2 : Détartrage d'un lave-linge

La surface extérieure d'un tambour de lave-linge est recouverte d'une couche de tartre CaCO_{3(s)} d'une épaisseur environ égale à 10 µm.

On souhaite détartrer la surface extérieure du tambour au moyen d'un détartrant commercial.

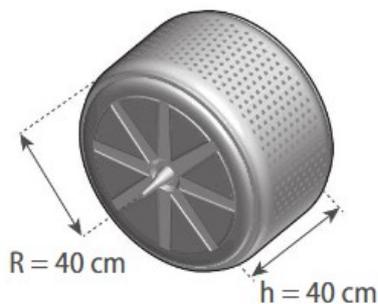
Données :

Masse volumique du tartre : $2,65 \cdot 10^6 \text{ g/m}^3$

Aire de la surface extérieure totale d'un cylindre fermé de rayon R et de hauteur H :

$$A = 2\pi R^2 + 2\pi Rh$$

Doc. 1 Tambour du lave-linge



Question

Un flacon de 750 mL de détartrant suffit-il pour détartrer totalement la surface extérieure du tambour ?

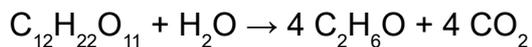
Doc. 2 Principe du détartrage

Un détartrant commercial contient des ions H₃O⁺_(aq) à la concentration 2,4 mol·L⁻¹. Ces ions agissent sur le tartre selon la réaction d'équation :



Problème 3 : Et si on roulait au biocarburant ?

Sous l'action de microorganismes, la fermentation alcoolique d'une solution de saccharose extrait de betteraves sucrières produit de l'éthanol (bioéthanol) et du dioxyde de carbone selon la réaction, supposée totale, d'équation :



Ce bioéthanol peut être incorporé à l'essence utilisée par un grand nombre de moteurs de voiture, à des pourcentages variables. Depuis octobre 2018, une directive européenne impose que ces pourcentages soient explicitement indiqués. Ainsi l'essence SP95-E10 contient jusqu'à 10% en volume de bioéthanol tandis que le Superéthanol-E85 en contient jusqu'à 85%.

Si l'ensemble du parc automobile français fonctionnait au bioéthanol, on estime qu'il faudrait un volume de bioéthanol de l'ordre de $3 \cdot 10^6 \text{ m}^3$ par an.

Données :

Pourcentage massique moyen de saccharose dans la betterave : 19,5%

Masse volumique de l'éthanol : 789 kg/m^3

Question

Quelle masse de betteraves sucrières serait nécessaire chaque année pour faire fonctionner tout le parc automobile français au bioéthanol ?

Mélange stoechiométrique

Exo 26

Les quantités de matière finales d'une transformation totale, exprimées en mmol, sont telles que :

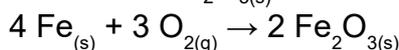
$$n_A = 12,0 - 4 \cdot x_{\max} \text{ pour le réactif A}$$

$$n_B = 9,0 - 3 \cdot x_{\max} \text{ pour le réactif B}$$

Ce mélange initial est-il stoechiométrique ?

Exo 27

L'hématite $Fe_2O_{3(s)}$ est obtenue par combustion du fer dans le dioxygène selon la réaction :



Quelle doit être la relation entre les quantités de matière initiales de réactifs pour que le mélange initial soit stoechiométrique ?

Exo 28

Le dihydrogène $H_{2(g)}$ peut réagir avec le dioxygène $O_{2(g)}$ pour former de la vapeur d'eau $H_2O_{(g)}$.

- 1) Ecrire la réaction chimique de cette réaction et équilibrez-la.
- 2) Donnez la relation entre $n_0(H_2)$ et $n_0(O_2)$ pour que le mélange initial soit stoechiométrique.
- 3) Parmi les deux mélanges suivants, lesquels vérifient les proportions stoechiométriques :
 - 4 moles de H_2 et 2 moles de O_2
 - 4 moles de H_2 et 4 moles de O_2

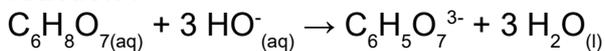
Exo 29 ▶▶▶

Certains mélanges pyrotechniques sont constitués de chlorate de potassium $\text{KClO}_{3(s)}$ et de carbone $\text{C}_{(s)}$. Une fusée pyrotechnique contient 300 g de chlorate de potassium et 50 g de carbone. Une combustion explosive, considérée comme totale a lieu entre le chlorate de potassium et le carbone. Il se forme du dioxyde de carbone $\text{CO}_{2(g)}$ et du chlorure de potassium $\text{KCl}_{(s)}$. Au cours de cette combustion, une lumière violette est émise.

- 1) Ecrire et ajuster l'équation de la réaction chimique avec les nombres stoechiométriques entiers les plus petits possibles.
- 2) Calculez les quantités de matière initiales des deux réactifs.
- 3) Identifier le réactif limitant.
- 4) Calculez la masse de carbone permettant d'avoir un mélange initial stoechiométrique.

Exo 30 ▶▶▶

L'acide citrique $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7(\text{aq})$ réagit totalement avec les ions hydroxyde $\text{HO}^-(\text{aq})$ selon la réaction :



On dispose de deux mélanges initiaux :

- mélange A avec 10 mol d'acide citrique et 12 mol d'ions hydroxyde
- mélange B avec 4 mol d'acide citrique et 12 mol d'ions hydroxyde

- 1) Identifier en justifiant lequel des deux mélanges initiaux est stoechiométrique et déterminez les quantités de matière de produits à l'état final.
- 2) Pour le mélange initial non stoechiométrique, effectuez un tableau d'avancement complet et donnez le bilan de matière à l'état final.

Exo 31

Un brûleur à propane $\text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$ permet de chauffer l'air contenu dans l'enveloppe d'une montgolfière.

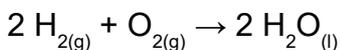
La combustion du propane avec le dioxygène $\text{O}_{2(\text{g})}$ de l'air forme du dioxyde de carbone $\text{CO}_{2(\text{g})}$ et de l'eau $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$. Cette transformation est totale. On réalise la combustion de 528 g de propane avec 1440 L de dioxygène.

Donnée : $V_m = 24 \text{ L/mol}$

Le mélange initial est-il stoechiométrique ?

Exo 32 ▶▶▶

Les piles à combustibles PAC ont été employées lors des expéditions lunaires (Gemini, Apollo,...). Les PAC produisent de l'énergie électrique grâce à une réaction d'oxydoréduction entre le dihydrogène $\text{H}_{2(\text{g})}$ et le dioxygène $\text{O}_{2(\text{g})}$:



Lors d'une mission Apollo, une masse de dihydrogène $m(\text{H}_2) = 24,0 \text{ kg}$ a été consommée pour leur fonctionnement.

- 1) Calculez la quantité de matière initiale $n_0(\text{H}_2)$ de dihydrogène correspondante.
- 2) Quelle masse de dioxygène faut-il emporter pour que le mélange initial des réactifs soit stoechiométrique ?
- 3) Cette mission Apollo a duré 14 jours et l'équipage comprenait 3 astronautes. Un astronaute a besoin de 4,0 kg d'eau par jour. Montrer que l'eau produite par les PAC a suffi pour assurer les besoins en eau de l'équipage lors de la mission.

Exo 33 ►►►

Les chameaux emmagasinent de la tristéarine $\text{C}_{57}\text{H}_{110}\text{O}_6$ dans leurs bosses. Cette graisse est à la fois une source d'énergie et une source d'eau car, lorsqu'elle est utilisée dans l'organisme, il se produit une réaction analogue à une combustion: la tristéarine réagit avec le dioxygène pour former du dioxyde de carbone et de l'eau.

- 1) Ecrire la réaction correspondante.
- 2) Quel volume de dioxygène est nécessaire pour « brûler » 1,0 kg de tristéarine?
- 3) Quelle masse d'eau est accessible à partir de 1,0 kg de cette graisse?

Exo 34 ►►►

Le premier étage de la fusée Ariane IV est équipée de moteurs Viking qui utilisent la diméthylhydrazine (DMHA en abrégé), de formule $\text{C}_2\text{H}_8\text{N}_2$, comme combustible et le tétraoxyde de diazote, de formule N_2O_4 , comme comburant (autre réactif). Ces espèces interagissent entre elles à l'état gazeux pour former du diazote $\text{N}_{2(g)}$, de l'eau $\text{H}_2\text{O}_{(g)}$ et du dioxyde de carbone $\text{CO}_{2(g)}$. La fusée emporte 50,0 tonnes de DHMA et une masse m de N_2O_4 .

- 1) Ecrire l'équation-bilan de la réaction.
- 2) Calculez la quantité de matière de DHMA emportée.
- 3) On note n la quantité de matière de N_2O_4 . Comment définiriez-vous « mélange stoechiométrique »? Quelle doit être la valeur de n pour que le mélange gazeux DHMA/ N_2O_4 soit stoechiométrique?
- 4) A l'état final, quelles quantités de matière de diazote, d'eau et de dioxyde de carbone obtient-on? A sont les volumes gazeux correspondants? (Pour cette dernière question, vous prendrez un **volume molaire de 90 L/mol !!!**)

Exo 35 ►►►

La réaction entre de l'ammoniac NH_3 avec le dioxygène, pour donner de l'eau et du monoxyde d'azote NO , est l'une des étapes de la synthèse industrielle de l'acide nitrique.

- 1) Ecrire l'équation de cette réaction en utilisant les nombres stoechiométriques entiers les plus petits possibles.
- 2) L'état initial d'un système est constitué d'une masse $m_1 = 340$ g d'ammoniac et d'une masse $m_2 = 480$ g de dioxygène. A l'aide d'un tableau d'avancement, déterminez le réactif limitant et donnez le bilan de matière à l'état final.
- 3) Quelle masse m' de réactif limitant aurait-il fallu utiliser pour que le mélange initial soit stoechiométrique? (l'autre masse restant la même)

Exo 36 ▶▶▶

La dernière étape de la synthèse industrielle de l'aspirine $C_9H_8O_4$ utilise de l'acide salicylique $C_7H_6O_3$ et de l'anhydride éthanoïque $C_4H_6O_3$. Il se forme également de l'acide éthanoïque $C_2H_4O_2$.

- 1) Quels sont les réactifs de cette transformation? Quels en sont les produits?
- 2) Ecrire l'équation-bilan de cette transformation.
- 3) Calculez la masse molaire de l'acide salicylique et de l'anhydride éthanoïque.
- 4) Pour obtenir 1,0 mol d'aspirine, quelles sont les masses des réactifs à utiliser?

Exo 37 ▶▶▶

L'aluminium est un métal très utilisé dans l'industrie. Il est abondant dans l'écorce terrestre, notamment sous forme d'oxydes tels que l'alumine $Al_2O_{3(s)}$ de la bauxite, une roche tirant son nom de la commune des Baux-en-Provence, où elle a été découverte en 1821. Pour obtenir l'aluminium, il faut réduire ces oxydes. Ainsi, la réaction de l'alumine avec du carbone $C_{(s)}$ permet de produire de l'aluminium $Al_{(s)}$ et du dioxyde de carbone $CO_{2(g)}$.

- 1) Ecrire l'équation de la réaction.
- 2) On souhaite produire une masse $m = 1,0$ t d'aluminium. Quelle est la quantité de matière correspondante.
- 3) Déterminez les quantités de matière n_1 et n_2 d'alumine et de carbone qu'il aura fallu engager. Pour cela, vous vous aiderez d'un tableau d'avancement.
- 4) Calculez la quantité de matière n' puis le volume V' de dioxyde de carbone formé simultanément ($R=8,314$, $P = 1013$ hPa, $25^\circ C$)

Exo 38 ▶▶▶

On dispose d'un volume $V_0 = 10,0$ mL d'une solution contenant des ions argent $Ag^+_{(aq)}$ à la concentration $c_0 = 5,0 \cdot 10^{-2}$ mol/L. On ajoute un volume V_1 d'une solution contenant des ions carbonate $CO_3^{2-}_{(aq)}$ la concentration $c_1 = 2,0 \cdot 10^{-2}$ mol/L.

Il se forme alors un précipité de carbonate d'argent $Ag_2O_{3(s)}$.

- 1) Ecrire l'équation de la réaction de précipitation.
- 2) Quel est le réactif limitant si $V_1 = 2,0$ mL ?
- 3) Quel devrait être le volume V_1 pour que le mélange initial soit stoechiométrique ?
- 4) On souhaite récupérer $m = 28$ mg de ce précipité. Quel volume V_1 faut-il verser ?
En supposant que le volume de solution ne varie pas lors du mélange, calculez la concentration finale c du réactif en excès.

Exo 39 ▶▶▶

Le bleu de Prusse est un pigment bleu utilisé en peinture dont la découverte est due au hasard. Un marchand suisse de couleurs, Johann Jacob Diesbach, mélangea accidentellement une quantité n_1 d'ions fer (III) $Fe^{3+}_{(aq)}$ et une quantité de matière n_2 d'ions hexacyanoferrate (II) $Fe(CN)_6^{4-}_{(aq)}$.

Il se forme alors $Fe_4[Fe(CN)_6]_3(s)$.

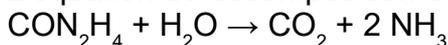
- 1) Ecrire l'équation de la réaction.
- 2) Etablir un tableau d'avancement de la réaction.
- 3) Si le mélange initial est stoechiométrique, déterminez les quantités de matière n_1 et n_2 à introduire pour produire une masse $m = 0,43$ g de bleu de Prusse.
- 4) Quels volumes V_1 d'une solution d'ions fer (III) à la concentration $c_1 = 0,10$ mol/L et V_2 d'une solution d'ions hexocyanoferrate (II) à la concentration $c_2 = 3,0 \cdot 10^{-2}$ mol/L faut-il verser ?
- 5) Si on ajoute $V' = 5,0$ mL de chacune des solutions précédentes, quel est le réactif limitant ? Quelle masse m' de bleu de Prusse peut-on alors espérer obtenir ?

Exo 40 ►►►

La solution AdBlue est utilisée pour réduire l'émission d'oxydes d'azote, polluants, par certains véhicules à moteur diesel. L'urée qu'elle contient se décompose en ammoniac NH_3 qui réduit les oxydes d'azote des gaz d'échappement (tels que le dioxyde d'azote) en diazote N_2 et en eau H_2O .

- 1) Sachant que le dioxygène de l'air O_2 est également un réactif, écrire l'équation de la réaction de réduction du dioxyde d'azote NO_2 par l'ammoniac NH_3 .
- 2) Le moteur diesel qu'on étudie dégage 460 mg de dioxyde d'azote par kilomètre. Quelle quantité de matière n_1 de ce polluant dégage-t-il par kilomètre ?
- 3) Ecrire un tableau d'avancement pour la réaction étudiée.
- 4) Déterminez la quantité de matière minimale n_2 d'ammoniac qu'il faut engager pour traiter la quantité de matière n_1 de polluant si la réaction est totale. Comment qualifie-t-on le mélange alors constitué ?

L'équation de décomposition de l'urée en ammoniac est :



- 5) En supposant que la réaction de décomposition est totale et que l'eau est en excès, déterminer la quantité de matière n' d'urée qu'il faut fournir par kilomètre pour former la quantité de matière n_2 d'ammoniac nécessaire.
- 6) Quelle masse d'urée m consomme-t-on par kilomètre ? En déduire la masse m' de solution d'AdBlue consommée, sachant que 100 g de solution d'AdBlue contient 32,5 g d'urée.
- 7) Quel est le volume V' d'AdBlue consommé par kilomètre si la masse volumique de l'AdBlue est de 1,09 kg/L ? Quelle distance d peut donc être parcourue avec un bidon d'AdBlue de 10 L ?

Exo 41 ►►►

Marie Curie, qui a découvert le radium en 1898, disposait en 1902 de $m_1 = 0,4020$ g de chlorure de radium solide $\text{RaCl}_{2(s)}$. Pour déterminer la masse molaire de l'élément radium, elle a entièrement dissous ce solide dans de l'eau pour former des ions radium $\text{Ra}^{2+}_{(aq)}$ et des ions chlorure $\text{Cl}^-_{(aq)}$; puis elle a ajouté un excès d'ions argent $\text{Ag}^+_{(aq)}$ pour faire précipiter le chlorure d'argent $\text{AgCl}_{(s)}$. Après filtrage puis séchage, elle a récupéré une masse $m_2 = 0,3879$ g de chlorure d'argent.

En détaillant le raisonnement, déterminez la masse molaire du radium.