

EXERCICES T1C4 – 2nd

Exercice n°1 : compléter le texte

En choisissant dans la liste ci-dessous, complétez le texte en ajoutant les mots qui conviennent :
initial/final/gauche/droite/conservation/coefficients/somme/ensemble/atome/réactifs/produits/coefficients stoechiométriques/transformation/équation/charge/extraction/synthèse/identification/maximale/minimale/limitant/manquant/éléments chimiques/quantité de matière/tableau d'avancement/nulle/non nulle/

Une molécule est un constitué reliés les uns aux autres par des liaisons. La description de l'évolution d'un système chimique à l'échelle macroscopique est modélisée par une chimique.

Dans l'écriture de de la réaction chimique, les réactifs sont écrits à de la flèche traduisant la transformation.

L'ajustement des de l'équation chimique traduit la loi de des éléments et de la charge.

Pour un système à l'état initial, l'avancement a une valeur

La plus petite valeur de x pour laquelle la quantité de matière de l'un des réactifs est nulle est l'avancement

Le réactif totalement consommé en premier est appelé

Pour rendre compte de l'évolution du système de l'état initial à l'état final, il faut construire un

Si l'avancement est noté x , la quantité de réactif consommée se calcule en multipliant x par situé devant la formule du réactif considéré dans l'équation de la réaction chimique.

La synthèse d'une molécule se déroule généralement en trois étapes : transformation, traitement et

Exercice n°2 : répondre par vrai ou faux

1) Lors d'une transformation chimique :

- Des atomes peuvent se former.
- Des molécules peuvent se former.
- Des produits sont consommés.
- La quantité des réactifs diminue et celle des produits augmente au cours du temps.
- Les atomes des produits s'associent de façon différente pour former les réactifs.
- Le nombre et la nature des molécules se conservent.
- Le nombre et la nature des atomes se conservent.
- La masse des réactifs est égale à la masse des produits formés.

2) Les ions fer (II) en solution réagissent avec les ions hydroxydes en solution aqueuse selon la réaction d'équation : $Fe_{(aq)}^{2+} + 2 HO_{(aq)}^- \rightarrow Fe(OH)_{2(s)}$. Les quantités initiales des réactifs sont : $n_i(Fe_{(aq)}^{2+}) = 20 \text{ mmol}$ et $n_i(HO_{(aq)}^-) = 30 \text{ mmol}$.

- Les ions fer (II) constituent le réactif limitant.
- Les réactifs sont introduits en proportions stoechiométriques.
- A l'état final, le système chimique contient :
 $n_f(Fe_{(aq)}^{2+}) = 5 \text{ mmol}$ et $n_f(Fe(OH)_{2(s)}) = 15 \text{ mmol}$.

- 3) Les feuilles d'une plante, le pastel, sont infusées dans de l'eau à 80 °C pendant 20 minutes. Le filtrat contient une molécule incolore, l'indican. L'indican réagit avec le dioxygène et l'ammoniac, et se transforme en indigo, un pigment bleu solide.
- Le protocole de synthèse de l'indigo comporte une extraction, suivie d'une synthèse.
 - L'eau est le solvant extracteur de l'indigo.
 - L'indican est un des réactifs de la synthèse

Exercice n°3 : QCM

A chaque question peuvent correspondre aucune, une seule ou plusieurs propositions correctes.

- On représente trois atomes de carbone par :
 - C.
 - C₃.
 - 3 C.
- On représente deux molécules d'eau par :
 - 2 H₂O.
 - H₄O₂.
 - H₂O₂.
- L'équation de la réaction chimique modélisant la combustion de l'aluminium dans le dioxygène est : $4 Al_{(s)} + 3 O_{2(g)} \rightarrow 2 Al_2O_{3(s)}$. Dans cette équation :
 - l'aluminium est un produit.
 - dioxygène est un réactif.
 - l'alumine Al₂O_{3(s)} est un produit.
- Lorsqu'une réaction chimique se produit dans un milieu, la température :
 - ne peut pas changer.
 - ne peut qu'augmenter.
 - peut augmenter ou diminuer.
- Pour l'équation de la réaction chimique $a Ca_{(s)} + b O_{2(g)} \rightarrow c CaO_{(s)}$, les coefficients stoechiométriques sont :
 - $a = 1 ; b = 1 ; c = 1$.
 - $a = 2 ; b = 1 ; c = 2$.
 - $a = 1 ; b = 1 ; c = 2$.
- Pour l'équation de la réaction chimique $a Cu_{(aq)}^{2+} + b HO_{(aq)}^- \rightarrow c Cu(OH)_{2(s)}$, les coefficients stoechiométriques sont :
 - $a = 2 ; b = 1 ; c = 2$.
 - $a = 0,5 ; b = 1 ; c = 0,5$.
 - $a = 1 ; b = 2 ; c = 1$.
- On analyse une transformation chimique d'équation : $2 H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2 H_2O_{(l)}$. A l'état initial, il y a 2,0 mol de dihydrogène et 1,5 mol de dioxygène.
 - la quantité de dihydrogène restante est :
1. $2,0 - x_{max}$ 2. $2,0 - 2x_{max}$ 3. $4,0 - 2x_{max}$
 - la quantité de dioxygène restante est :
1. $1,5 - x_{max}$ 2. $1,5 - 2x_{max}$ 3. x_{max}
 - la quantité d'eau formée est :
1. x_{max} 2. $2x_{max}$ 3. $-2x_{max}$
 - le(s) réactif(s) limitant(s) est (sont) est :
1. le dioxygène 2. le dihydrogène 3. le dioxygène et le dihydrogène
 - à la fin de la transformation :

1. il ne reste pas de dihydrogène 2. il reste 0,5 mol de dioxygène 3. il apparaît 1 mol d'eau

Données : masse molaire ion hexacyanoferrate (II) : $M_{hcf} = 212 \text{ g.mol}^{-1}$
 masse molaire bleu de Prusse : $M_{bdp} = 859 \text{ g.mol}^{-1}$
 conversion d'énergie : $1 \text{ kcal} = 4,18 \text{ kJ}$
 tableau de valeurs :

Elément chimique	Hydrogène	Carbone	Oxygène	Fer
Masse molaire atomique (g.mol^{-1})	1,0	12,0	16,0	56,0

$$\text{formulaire : } n = \frac{C_m \times V}{M} ; m = n \times M$$

Exercice n°4 : ajuster des nombres stœchiométriques

A l'aide des nombres stœchiométriques, équilibrer les équations des réactions chimiques suivantes en indiquant le nombre « 1 » lorsqu'il est présent.

- $\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- $\text{C}_6\text{H}_{14}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- $\text{C}_6\text{H}_6\text{O}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- $\text{C}_2\text{H}_6(\text{l}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- $\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{O}_3(\text{g})$
- $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{s}) \rightarrow \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$
- $\text{Zn}(\text{OH})_2(\text{s}) + \text{HO}^-(\text{aq}) \rightarrow [\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}(\text{aq})$
- $\text{I}_2(\text{l}) + \text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq}) \rightarrow \text{I}^-(\text{aq}) + \text{S}_4\text{O}_6^{2-}(\text{aq})$
- $\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{CrO}_4^{2-}(\text{aq}) \rightarrow \text{Ag}_2\text{CrO}_4(\text{s})$

Exercice n°5 : la photosynthèse *

La photosynthèse permet aux plantes d'utiliser l'énergie solaire afin de fabriquer les substances qui leur sont indispensables pour vivre.

Les nutriments nécessaires à la plante sont entre autres, le dioxyde de carbone et l'eau.

Ces deux espèces chimiques réagissent lors d'une réaction chimique pour former un sucre, le glucose de formule chimique brute $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ et du dioxygène.

Pendant la nuit, la photosynthèse n'a plus lieu, la plante respire comme tout autre être vivant.

- Relier correctement les parties sur la feuille :

• dioxyde de carbone • corps pur simple

• eau • corps pur composé

• dioxygène •

- Ecrire l'équation de la réaction chimique de photosynthèse.
- Cette équation chimique est-elle équilibrée ? Justifier.
Si non, donner l'équation chimique de photosynthèse équilibrée.
- Lors de la réaction chimique de photosynthèse, on utilise 2,64 g de dioxyde de carbone et 1,08 g d'eau.
 - Déterminer le réactif limitant de cette réaction.
 - Etablir le tableau d'avancement de cette réaction chimique.
 - Quelle masse de glucose sera alors produite à l'issue de cette réaction chimique ?

Exercice n°6 : synthèse du bleu de Prusse *

Pour synthétiser un pigment appelé bleu de Prusse, on mélange un volume $V_1 = 20,0 \text{ mL}$ de solution de chlorure de fer (III) de concentration $C_{m1} = 5,6 \times 10^{-1} \text{ g.L}^{-1}$ et un volume $V_2 = 30,0 \text{ mL}$ de solution d'hexacyanoferrate (II) de potassium de concentration $C_{m2} = 2,12 \text{ g.L}^{-1}$.



L'équation de la réaction chimique est : $4 \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3(\text{s})$

- Déterminer les quantités de matières initiales des réactifs. En déduire le réactif limitant.
- Etablir le tableau d'avancement de cette réaction chimique.
- Dans le cas où les réactifs ont été introduits en proportions stœchiométriques, déterminer le volume de solution de sulfate de fer (III) que l'on doit introduire si l'on garde la même quantité de matière initiale en ions hexacyanoferrate (II) ($\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}(\text{aq})$).
- Quelle masse maximale de bleu de Prusse notée $m_{\text{théorique bdp}}$ peut-on espérer obtenir ?
- En réalité, on obtient $m_{\text{expérimentale bdp}} = 0,31 \text{ g}$.

$$\text{Déterminer le rendement de cette synthèse noté } r \text{ avec } r(\%) = \frac{m_{\text{bdp expérimental}}}{m_{\text{bdp théorique}}} \times 100.$$

Exercice n°7 : la dynamite *

La nitroglycérine dont le processus de fabrication industrielle a été élaboré par Alfred Nobel dans les années 1860 se synthétise par en laboratoire par la nitration de la glycérine obtenue par ajout à un mélange d'acide nitrique de formule ($\text{H}^+(\text{aq}) + \text{NO}_3^-(\text{aq})$).

Au contact de la glycérine de formule ($\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3(\text{l})$), et en milieu acide (contenant des ions $\text{H}^+(\text{aq})$), les ions nitrates $\text{NO}_3^-(\text{aq})$ réagissent pour former de la nitroglycérine de formule ($\text{C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9(\text{l})$) et de l'eau liquide.

Initialement, la glycérine était à la température $T_i = 20,4^\circ\text{C}$; et à la fin de la réaction, on mesure une température $T_f = 28,7^\circ\text{C}$.

- Donner le nombre et la nature des éléments chimiques qui composent la molécule de nitroglycérine.
- Donner le nombre d'atome par élément chimique.
- Donner le nombre total d'atome qui compose la molécule de nitroglycérine.
- Dans le cas où l'on considère 5 molécules de nitroglycérine, donner le nombre total d'atomes.
- Avant que la réaction ne se fasse, nous avons ajouté du rouge de phénol (RP). Le RP est un indicateur de présence des ions $\text{H}^+(\text{aq})$. Il prend une teinte jaune en présence de ces ions et reste rouge en leur absence.
Au cours de la réaction, on remarque que la couleur de la solution passe du jaune au rouge. Que cela signifie-t-il ?
- On considère que tout l'acide nitrique a été consommé au cours de la réaction chimique. On remarque que lors de l'ajout de quelques gouttes de la solution à la fin de la réaction sur du sulfate de cuivre anhydre, la poudre de sulfate de cuivre est devenue bleue. Que cela signifie-t-il ?
- Déterminer l'équation bilan de la réaction chimique équilibrée.
- Comment a évolué la température de la solution au cours de la réaction ?
En déduire le caractère endothermique ou exothermique de la réaction chimique étudiée.
- Sachant que 250 g de nitroglycérine dégage 1 728 kJ, déterminer l'énergie que pourrait produire un bâton de nitroglycérine de 1 kg en kilojoule (kJ) et en kilocalorie (kcal).