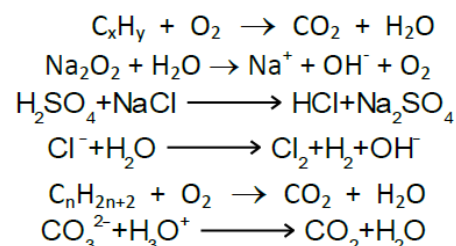
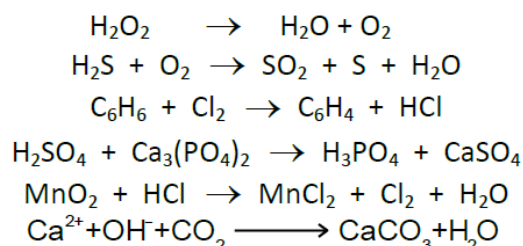




Réactions chimiques – Solutions aqueuses

Exercice n°1 :

Équilibrer les équations chimiques suivantes : $\text{HNO}_3 + \text{Cu} \longrightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$



Exercice n°2

Le principal combustible solide utilisé dans la propulsion des missiles est un mélange d'aluminium et de perchlorate d'ammonium.

- Le perchlorate d'ammonium NH_4ClO_4 se décompose en diazote, chlorure d'hydrogène, eau et dioxygène. Rappeler la définition d'une réaction chimique puis écrire l'équation-bilan de la décomposition du perchlorate d'ammonium.
- Une partie du dioxygène formé se combine à l'aluminium pour donner l'alumine Al_2O_3 . Ecrire l'équation bilan de cette réaction.
- Montrer que ces deux réactions chimiques peuvent être traduites par l'équation bilan suivante : $6.\text{NH}_4\text{ClO}_4 + 10.\text{Al} \rightarrow 3.\text{N}_2 + 6.\text{HCl} + 9.\text{H}_2\text{O} + 5.\text{Al}_2\text{O}_3$
- Un petit missile contient 54,0g d'aluminium : quelle masse minimale de perchlorate d'ammonium doit-il également contenir pour que tout l'aluminium soit transformé en alumine au cours de la réaction.
- On mélange maintenant 10 g de perchlorate d'ammonium et 10 g d'aluminium.
 - Les proportions du mélange initial sont-ils stœchiométriques ? Sinon quel est le réactif limitant ? Justifier.
 - Quelle masse d'alumine obtient-on si le rendement de la dernière réaction est de 80%.

$M(\text{O})=16\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{Al})=27\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{N})=14\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{H})=1\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$, $M(\text{Cl})=35,5\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Exercice n°3

Un composé organique gazeux A, a pour formule C_xH_y où x et y sont des nombres entiers.

- On réalise la combustion complète d'une masse $m=1$ g de composé A en présence d'un excès de dioxygène. La réaction produit $m_1 = 1,64$ g d'eau. Écrire l'équation-bilan de la réaction de combustion.
- L'échantillon A de masse 1 g occupe un volume $V = 545$ mL dans les conditions de l'expérience où le volume molaire est $V_m = 24$ L .mol⁻¹. Quelle est la masse molaire du composé A ?
On suppose que le gaz se comporte comme un gaz parfait.
- Déduire des résultats des questions précédentes la formule brute du composé A.
- Quel volume minimal de dioxygène faut-il mettre en œuvre pour réaliser la combustion complète de 15 kg du composé A ?

Exercice n°4

On dispose d'une masse de 2,58g de fer que l'on fait brûler dans un flacon de dioxygène dont le volume est 500cm³ .Il se forme alors de l'oxyde magnétique Fe_3O_4 .

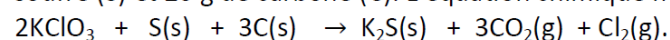
La masse volumique du dioxygène est égale à 1,2g.L⁻¹ dans les conditions de l'expérience.

- Ecrire l'équation-bilan de la réaction.
- Montrer que l'un des réactifs est utilisé en défaut.
- Calculer la masse de l'oxyde magnétique de fer formée.
- Quelle est la masse restante du réactif en excès?
- En réalité il se forme une masse $m_2=2\text{g}$ de l'oxyde magnétique. Calculer le rendement de cette réaction.



Exercice n°5

Un artificier veut préparer un feu de Bengale rouge. Il mélange 125 g de chlorate de potassium (KClO_3), 16 g de soufre (S) et 20 g de carbone (C). L'équation chimique modélisant la transformation est la suivante :



Calculer la quantité de matière de chacun des réactifs. On donne $M(\text{K})=39 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, $M(\text{Cl})=35,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, $M(\text{S})=32 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, $M(\text{O})=16 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ et $M(\text{C})=12 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$,

Construire le tableau récapitulatif de la transformation en précisant la valeur maximale de l'avancement et le réactif limitant ainsi que les quantités de matière des produits formés, sachant que cette réaction est totale.

Calculer la masse de carbone ayant réagi.

Calculer le volume total occupé par les gaz.

Exercice n°6

Le chlorure de cuivre (II) est un composé ionique constitué d'ions chlorure Cl^- et d'ions cuivre (II) Cu^{2+} .

- Donner la formule statistique de ce composé.
- Écrire l'équation de sa dissolution dans l'eau.
- On prépare une solution de chlorure de cuivre (II) en dissolvant 26,9g de ce composé dans 250mL d'eau sans variation de volume.
 - Déterminer la concentration molaire C de cette solution.
 - Déterminer les concentrations molaires des ions Cl^- et Cu^{2+} .
- Calculer le volume d'eau faut-il ajouté à 10 mL de la solution de chlorure de cuivre (II) de concentration C pour obtenir la même solution de concentration $C_1=0,08 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$?

Exercice n°7

En solution aqueuse, les ions calcium Ca^{2+} donnent avec les ions phosphate PO_4^{3-} un précipité de phosphate de calcium $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. A un volume $V_1=30 \text{ mL}$ d'une solution de chlorure de calcium de concentration molaire $C_1=0,05 \text{ mol/L}$, on ajoute un volume $V_2=20 \text{ mL}$ d'une solution S_2 de phosphate de sodium de concentration $C_2=0,01 \text{ mol/L}$.

- Écrire l'équation bilan de la réaction de précipitation.
- Écrire l'équation de la dissolution dans l'eau du chlorure de calcium solide et en déduire les concentrations molaires des ions dans la solution S_1 .
- Écrire l'équation de la dissolution dans l'eau du phosphate de sodium solide et en déduire les concentrations molaires des ions dans la solution S_2 .
- Calculer les quantités (mol) introduites en ions calcium et phosphate.
- Déterminer l'avancement maximal de la réaction et en déduire le réactif limitant
- Décrire le système dans l'état final et en déduire:
 - la masse de phosphate de calcium précipité
 - la concentration molaire de tous les ions présents en solution. On donne: $\text{Ca}=40$; $\text{P}=31$; $\text{O}=16 \text{ g/mol}$
- Quelle masse de chlorure de calcium faut-il peser pour obtenir les 30 mL de S_1 ?
- Décrire la dilution à réaliser pour préparer 100 mL de solution S_2 à partir d'une solution mère de concentration $C_2=0,01 \text{ mol/L}$.

Exercice n°8

Nous préparons 250 mL de solution en mélangeant à 25°C :

- 25 mL d'une solution de NaCl à $0,80 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
 - 50 mL de solution CaBr_2 à $0,50 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
 - 0,03 mol de chlorure de calcium CaCl_2 solide
 - 10,30 g de bromure de sodium NaBr solide.
- Puis en complétant avec de l'eau distillée.

- Déterminer la masse CaCl_2 de à dissoudre.
- Déterminer la quantité de matière, puis la concentration molaire de chacun des ions présents en solution. (Les ions ne réagissent pas entre eux)
- Vérifier que les résultats trouvés sont en accord avec l'électroneutralité de la solution.

On donne (en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$) : $M(\text{Ca}) = 40$; $M(\text{Cl}) = 35,5$; $M(\text{Br}) = 80$; $M(\text{Na}) = 23$

Rappel : Lorsqu'une solution renferme des ions $A^{\alpha+}$, $B^{\beta+}$, $C^{\gamma-}$, $D^{\delta-}$, l'équation d'électroneutralité s'écrit :

$$\alpha[A^{\alpha+}] + \beta[B^{\beta+}] = \gamma[C^{\gamma-}] + \delta[D^{\delta-}]$$