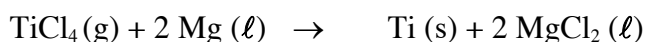


Exercice 1. (7.1.3)

On obtient du titane métallique par la réaction du magnésium fondu $\text{Mg}(\ell)$ avec du chlorure de titane $\text{TiCl}_4(\text{g})$ à environ 1000°C selon la réaction suivante

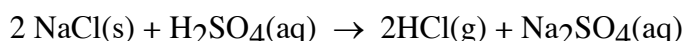


Au cours d'un essai en laboratoire, on mélange 354 g de TiCl_4 à 113 g de Mg : on obtient 79.1 g de Ti

- a) Quel est le réactif limitant ?
- b) Quel est le rendement de l'opération ?

Exercice 2 (7.2.2)

Dans un réacteur chauffé à haute température, on fabrique du sulfate de sodium, $\text{Na}_2\text{SO}_4(\text{s})$, et du chlorure d'hydrogène, $\text{HCl}(\text{g})$, à partir de chlorure de sodium, $\text{NaCl}(\text{s})$, et d'acide sulfurique concentré, H_2SO_4 (98% masse). Le gaz HCl est absorbé à l'extérieur du réacteur dans de l'eau pour donner une solution d'acide chlorhydrique, $\text{HCl}(\text{aq})$ à 32% masse.



- a) Calculer les quantités de $\text{NaCl}(\text{s})$, $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$, $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ nécessaires à la fabrication de 5 tonnes d'une solution aqueuse de HCl à 32% masse sachant que la solution est quantitative.
- b) Quelle est la masse de $\text{Na}_2\text{SO}_4(\text{s})$ obtenue ?

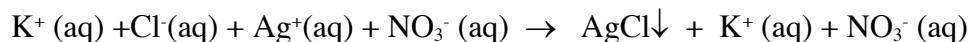
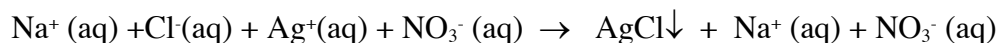
Exercice 3 (7.2.3)

Sachant que l'air contient 21% vol de dioxygène et que la combustion de l'essence C_8H_{18} (octane) conduit à la formation d'eau et de dioxyde de carbone, CO_2

- a) Ecrire et équilibrer la réaction de combustion
- b) Calculer le volume d'air aux conditions normales (0°C et 1 atm), nécessaire pour assurer la combustion complète de 10 L C_8H_{18} dont la masse volumique est 700 kg m^{-3} ?
- c) calculer la masse et le volume de CO_2 produits à 0°C et 1 atm?

Exercice 4 (7.2.6)

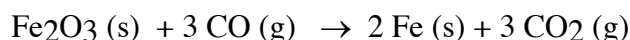
Un mélange de NaCl et de KCl pèse 5,4892 g. Cet échantillon est dissous dans de l'eau. On ajoute ensuite un excès de nitrate d'argent à la solution. Les deux réactions de précipitation (décrites ci-après) produisent un total de 12,7052 g de AgCl(s). Considérer que ces réactions sont totales.



Quels sont les pourcentages massique et molaire de NaCl dans le mélange initial ?

Exercice 5 (7.2.9)

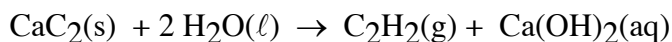
On mélange 25 kg de Fe₂O₃ et 17,5 m³ de CO à 25°C et 1 atm selon la réaction suivante



- Identifier l'oxydant et le réducteur.
- Quel est le réactif limitant ?
- Quelle quantité de fer peut-on préparer ?
- Indiquer le réactif en excès et la quantité (en grammes) qui subsiste à la fin de la réaction.

Exercice 6 (7.2.12)

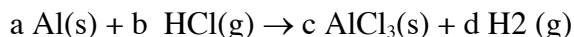
L'acétylène, C₂H₂, peut se préparer selon l'équation suivante :



Un spéléologue veut utiliser une lampe à acétylène qui consomme 10 L de gaz (mesuré à 0° et sous 1 atm) par heure de fonctionnement. Il compte rester 8 heures sous terre. Combien doit-il emporter de carbure de calcium, CaC₂ (en grammes) et d'eau (millilitres) ?

Exercice 7 (7.2.13, modifié)

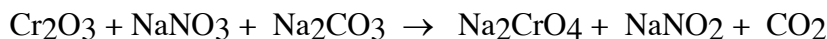
100 kg d'aluminium réagissent avec un excès d'acide chlorhydrique HCl produisant 122 m³ de gaz dihydrogène à 25°C et 1 bar selon la réaction suivante



- Ecrire la réaction équilibrée
- Calculer le rendement.

Exercice 8 (7.2.4. modifié)

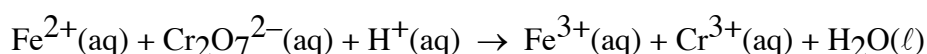
Soit la réaction suivante (non équilibrée) en milieu aqueux initiée à partir d'un mélange équimolaire de réactifs:



- Equilibrer la réaction
- Exprimer la fraction molaire de chaque constituant du mélange final. On admet que le CO_2 gazeux s'échappe du mélange réactionnel et que la réaction est totale.

Exercice 9 (7.2.1)

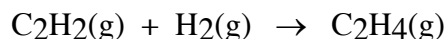
Déterminer les coefficients stoechiométriques de la réaction suivante :



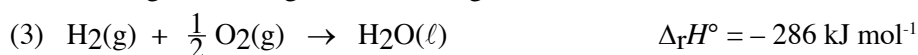
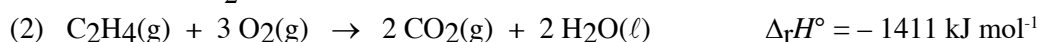
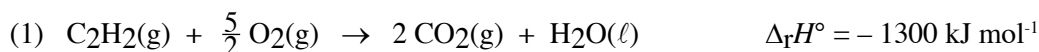
Exercice 10 (8.1.1)

Déterminer l'enthalpie de l'hydrogénation de l'éthyne, C_2H_2 , en éthène, C_2H_4 , à partir des chaleurs de combustion de l'éthyne ($-1300 \text{ kJ mol}^{-1}$) de l'éthène ($-1411 \text{ kJ mol}^{-1}$) et de l'hydrogène (-286 kJ mol^{-1}) en considérant l'eau sous forme liquide. Quelle est la masse perdue ou gagnée par le système lors de la production d'éthène par hydrogénation d'une tonne d'éthyne ?

La réaction principale s'écrit :

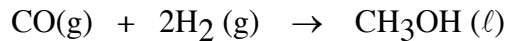


et les réactions de combustion, respectivement :



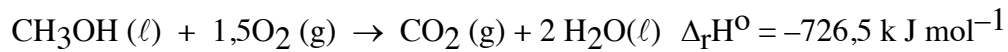
Exercice 11 (8.2.1)

Soit la réaction



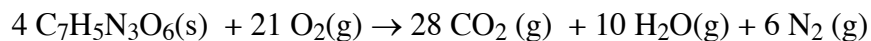
Calculer la variation d'enthalpie standard de cette réaction $\Delta_r H^\circ$ connaissant les chaleurs de combustion $\Delta_r H^\circ$ suivantes

Soient les réactions suivantes :



Exercice 12

On peut utiliser le trinitrotoluène (TNT) en principe comme propergol pour fusée, les gaz formés par sa décomposition fournissant la poussée nécessaire en s'échappant de la fusée.

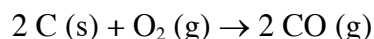


- Calculer la chaleur dégagée lors de la réaction d'un gramme de TNT, à 25°C et 1 bar.
- Calculer le volume des gaz produits d'une mol de TNT à 25°C et 1 bar.

Donnée : $\Delta_f H^\circ (\text{C}_7\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_6(\text{s})) = -67 \text{ kJ mol}^{-1}$

Exercice 13 : QCM

1) Soit la réaction complète suivante



Dans un récipient fermé de 6 L maintenu à 55°C, on introduit 0.18 mol de C et 0.5 bar de O₂.

En considérant que la réaction est complète, indiquer, dans la liste suivante, la ou les propositions(s) correcte(s)

- a) à la fin de la réaction, on a produit 0.18 moles de CO ☐
- b) à la fin de la réaction, il reste 0.02 mol de O₂ ☐
- c) à la fin de la réaction, il reste 0.8 g de C ☐
- d) à la fin de la réaction, la pression totale est 1 bar ☐

2) On enferme 10 g de dihydrogène H₂ et 10 g de dioxygène O₂ dans un ballon. On induit la réaction de formation de l'eau en chauffant le ballon avec une flamme. En considérant que la réaction est complète, indiquer la ou les propositions(s) qui décrit (décrivent) les quantités de réactifs et de produits obtenues à la fin de la réaction

- a) 20 g H₂O ☐
- b) 8.74 g H₂ ☐
- c) 4.37 g H₂ ☐
- d) O₂ est limitant ☐