



# FABRICATION DE L'ACIER

## L'énoncé a été conçu pour être traité SANS calculatrice

Pour fabriquer de l'acier, il faut du fer.. Or le fer n'existe pas à l'état naturel dans la nature. Il faut «l'extraire» du minerai oxyde de fer  $Fe_2O_3$ . Cette opération d'extraction nécessite du coke de formule  $CO$ . Nous allons dans un premier temps étudier la synthèse du coke, puis dans un second temps, l'étape d'extraction du fer.

**Les 2 étapes peuvent être traitées séparément.**

### Valeurs numériques.

Volume molaire ( $L/mol$ )      à  $0^\circ C$ :  $V_m = 22,4$       à  $20^\circ C$ :  $V_m = 24,0$       à  $800^\circ C$ :  $V_m = 100,0$   
 Masses volumiques:       $\mu_{Eau} = 1,0 \text{ g.mL}^{-1}$        $\mu_{Fer} = 8,0 \text{ g.mL}^{-1}$   
 Masses molaires ( $\text{g.mol}^{-1}$ ):       $M_{(H)} = 1,0$        $M_{(O)} = 16,0$        $M_{(C)} = 12,0$        $M_{(Fe)} = 56,0$

$30 \times 12 = 360$	$15 \times 12 = 180$	$\frac{15}{12} = 1,25$	$\frac{12}{15} = 0,8$	$7,5 \times 12 = 90$	$\frac{7,5}{12} = 0,63$
----------------------	----------------------	------------------------	-----------------------	----------------------	-------------------------

## ETAPE 01. PREPARATION DU COMBUSTIBLE: LE COKE. (8 points)

Le coke est un combustible formé de carbone pratiquement pur. Le carbone solide réagit avec le dioxygène gazeux de l'air pour former du monoxyde de carbone  $CO$  gazeux.

On fait l'hypothèse (très simplificatrice !!!) que la température et la pression restent constantes au cours de la réaction chimique ( $P = 1,0 \text{ bar}$ ;  $\Theta = 800^\circ C$ ).

- 1°) Ecrire l'équation chimique modélisant la réaction, avec des nombres stoechiométriques entiers les plus petits possibles.
- 2°) On désire préparer un volume  $V_{CO} = 1\,500 \text{ L}$  de de monoxyde de carbone  $CO$ . Déterminer la quantité de matière correspondant à ce volume  $V_{CO} = 1\,500 \text{ L}$  de de monoxyde de carbone  $CO$ .
- 3°) Quelle masse **minimale** de carbone solide est-il nécessaire pour obtenir les  $1\,500 \text{ L}$  de monoxyde de carbone gazeux ? Etablir **éventuellement** un tableau d'avancement complet. On donnera le résultat en gramme avec un nombre entier.
- 4°) Quel volume de dioxygène est-il juste nécessaire pour obtenir  $1\,500 \text{ L}$  de monoxyde de carbone gazeux ? S'aider **éventuellement** du tableau d'avancement établi précédemment.
- 5°) En fait, le volume de dioxygène calculé à la question précédente, industriellement parlant, n'est pas apporté par des réserves de dioxygène pur, mais simplement en prenant l'air qui nous entoure, cet air qui est un mélange de dioxygène et de diazote. Rappeler la composition de l'air. En déduire le volume d'air juste nécessaire pour obtenir  $1\,500 \text{ L}$  de monoxyde de carbone gazeux.

## ETAPE 02. OBTENTION DE L'ACIER. (8 points)

L'acier est un alliage contenant plus de 98% de fer. Il est obtenu dans les hauts fourneaux: porté à haute température, le monoxyde de carbone gazeux de formule  $CO$  formé précédemment (mais il n'est pas utile d'avoir fait l'exercice précédent pour la suite ..) réagit avec l'oxyde de fer solide de formule  $Fe_2O_3$  pour former du fer  $Fe$  liquide et du dioxyde de carbone gazeux.

- 1°) Ecrire l'équation chimique modélisant la réaction.
- On introduit  $1,6 \text{ kg}$  d'oxyde de fer solide de formule  $Fe_2O_3$  et  $1\,500 \text{ L}$  de monoxyde de carbone  $CO$  gazeux. On fait l'hypothèse (très simplificatrice !!!) que la température et la pression restent constantes au cours de la réaction chimique ( $P = 1,0 \text{ bar}$ ;  $\Theta = 800^\circ C$ ).
- 2°) Déterminer en quantité de matière l'état initial du système chimique. Bien détailler les calculs éventuellement nécessaires. On se limitera pour cette question à donner les résultats avec deux chiffres significatifs.
  - 3°) Etablir un tableau d'avancement complet. Développer tout le raisonnement nécessaire qui permet notamment de déterminer la valeur maximale de l'avancement, notée  $x_{max}$ .
  - 4°) Déterminer l'état final (quantité de matière de réactif en excès et celle du produit formé).
  - 5°) Déterminer, dans ces conditions, le volume de fer liquide obtenu. On donnera le résultat en Litre avec deux chiffres significatifs.
  - 6°) En réalité on ne dispose pas de minerai d'oxyde de fer pur. Les minerais employés contiennent 25% en masse d'oxyde de fer. Calculer la masse de minerai nécessaire pour disposer de  $1,6 \text{ kg}$  d'oxyde de fer pur.

### **EXERCICE 03. DILUER UNE SOLUTION D'ANTISEPTIQUE (4 points)**

Le Ramet Dalibour est une solution  $S_0$  contenant entre autres, du sulfate de cuivre (II) de formule  $\text{CuSO}_4$  de concentration  $C_0 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ . En dermatologie, elle est utilisée pure ou diluée.

**Valeurs numériques.** La masse molaire du sulfate de cuivre (II) vaut  $M = 159,6 \text{ g.mol}^{-1}$

1°) Déterminer la méthode employée pour préparer un volume  $V_0 = 100 \text{ mL}$  de la solution  $S_0$  à partir de poudre solide  $\text{CuSO}_4$ .

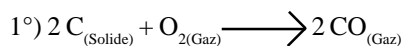
On dispose dans le laboratoire du matériel suivant:

- |  |   |
|--|---|
| <input type="checkbox"/> Bêchers de 25 mL, 50 mL et 100 mL                     | <input type="checkbox"/> Pipettes graduées de 5 mL, 10 mL |
| <input type="checkbox"/> Fioles jaugées de 25 mL, 100 mL et 250 mL             | <input type="checkbox"/> Pipettes jaugées de 5mL, 10 mL   |
| <input type="checkbox"/> Eprouvettes graduées de 10 mL, 20 mL, 50 mL et 100 mL | <input type="checkbox"/> Pipeteur                         |

2°) A l'aide du matériel donné ci-dessus (et uniquement ce matériel) indiquer comment on procède pour préparer une solution diluée de concentration  $C = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$  ? Nommer et dessiner la verrerie utilisée. Veillez à choisir la bonne verrerie. Il peut sembler y avoir plusieurs solutions, mais une seule est rigoureusement acceptable. Bien détailler le mode opératoire.

# FABRICATION DE L'ACIER

## ETAPE 01. PREPARATION DU COMBUSTIBLE: LE COKE.



2°) Pour déterminer la quantité de matière correspondant à un volume de 1 500 L de monoxyde de carbone CO, on applique:

$$V_m = \frac{V_{CO}}{n_{CO}} \quad \text{soit} \quad n_{CO} = \frac{V_{CO}}{V_m} = \frac{1500}{100,0} = 15,00 \text{ mol.}$$

3°) On nous demande de calculer «la masse minimale de matière de carbone nécessaire pour obtenir les 1 500 L de monoxyde de carbone gazeux». Cela signifie que le carbone est introduit dans les proportions stoechiométriques et par conséquent en tenant compte des coefficients stoechiométriques de l'équation bilan, on peut établir la relation:

$$n_C = n_{CO} = 15,00 \text{ mol}$$

On n'a pas besoin d'établir un tableau d'avancement !!!

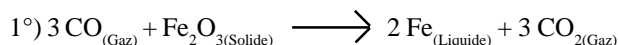
Soit une masse de carbone  $m_C = n_C \times M_C = 15,00 \times 12,0 = 1,80 \times 10^2 \text{ g}$  soit 180g.

4°) A nouveau il faut se placer dans les conditions stoechiométriques et dans le cas des gaz (et uniquement des gaz) on peut tout de suite travailler avec les volumes (et non les quantités de matière) et donc établir, en s'aidant de l'équation bilan:

$$V_{O_2} = \frac{V_{CO}}{2} = \frac{1500L}{2} = 750L$$

5°) L'air est composé à 20% de dioxygène et 80% de diazote. Le volume d'air juste nécessaire pour obtenir 1 500 L de monoxyde de carbone gazeux, doit apporter les 750 L de dioxygène précédemment calculés.... par conséquent compte tenu que l'air compte 20% de dioxygène, il faut donc un volume d'air 5 (x) plus important que de dioxygène nécessaire, soit  $V_{Air} = 5 \times V_{O_2} = 5 \times 750 = 3750L$

## ETAPE 02. OBTENTION DE L'ACIER.



2°) Il nous faut calculer les quantités de matière des réactifs:

pour monoxyde de carbone,  $n_{CO} = 15,00 \text{ mol}$  voir la question 2.

pour l'oxyde de fer,  $n_{Fe_2O_3} = \frac{m_{Fe_2O_3}}{M_{Fe_2O_3}} = \frac{1,6 \times 10^3}{160,0} = \frac{1,6 \times 10^3}{1,6 \times 10^2} = 10 \text{ mol.}$

On aura calculé  $M_{Fe_2O_3} = 2 \times M_{(Fe)} + 3 \times M_{(O)} = 2 \times 56,0 + 3 \times 16,0 = 160,0 \text{ g.mol}^{-1}$

3°)

<i>Equation chimique</i>		$3 CO_{(Gaz)} + Fe_2O_{3(Solide)} \longrightarrow 2 Fe_{(Liquide)} + 3 CO_{2(Gaz)}$			
<i>Etat du système</i>	<i>Avancement (mol)</i>	<i>Quantités de matière (mol)</i>			
Etat initial	0	15	10	0	0
En cours de transformation	x	15 - 3 x	10 - x	2 x	3x

On recherche la valeur de  $x_{max}$  en faisant l'hypothèse:

- le réactif limitant est CO, de sorte que:  $15 - 3 x_{max} = 0$ , d'où  $x_{max} = 5 \text{ mol.}$

- le réactif limitant est le  $Fe_2O_3$ :  $10 - x_{max} = 0$ , d'où  $x_{max} = 10 \text{ mol.}$

Des deux valeurs, on retient la plus petite, le réactif limitant est le CO et la valeur retenue est  $x_{max} = 5 \text{ mol.}$

4°) Je peux compléter la dernière ligne du tableau d'avancement

<i>Equation chimique</i>		$3 CO_{(Gaz)} + Fe_2O_{3(Solide)} \longrightarrow 2 Fe_{(Liquide)} + 3 CO_{2(Gaz)}$			
<i>Etat du système</i>	<i>Avancement (mol)</i>	<i>Quantités de matière (mol)</i>			
Etat initial	0	15	10	0	0
En cours de transformation	x	15 - 3 x	10 - x	2 x	3x
Etat Final	$x_{max} = 5 \text{ mol}$	0	5	10	15

5°) Déterminer, dans ces conditions, le volume de fer liquide obtenu, il nous faut d'abord calculer la masse de fer liquide formé, en appliquant la relation:

$$M_{\text{Fe}} = \frac{m_{\text{Fe}}}{n_{\text{Fe}}} \quad \text{soit} \quad m_{\text{Fe}} = M_{\text{Fe}} \times n_{\text{Fe}} = 56,0 \times 10 = 560 \text{ g.}$$

On en déduit alors le volume formé en appliquant la relation:

$$\mu_{\text{Fe}} = \frac{m_{\text{Fe}}}{V_{\text{Fe}}} \quad \text{soit} \quad V_{\text{Fe}} = \frac{m_{\text{Fe}}}{\mu_{\text{Fe}}} = \frac{560 \text{ g}}{8,0 \text{ g.mL}^{-1}} = 70 \text{ mL.}$$

6°) Pour disposer de 1,6 kg d'oxyde de fer pur, sachant que les minerais employés contiennent seulement 25% en masse d'oxyde de fer, il faut donc 4 (x) plus de minerai que d'oxyde de fer désiré, soit:  $m_{\text{Minerai}} = 4 \times m_{\text{Oxyde de fer}} = 4 \times 1,6 = 6,4 \text{ kg}$

### EXERCICE 03. DILUER UNE SOLUTION D'ANTISEPTIQUE

1°) On applique la relation  $C_0 = \frac{n_0}{V_0}$  soit  $n_0 = C_0 \times V_0 = 1,0 \times 10^{-2} \times 100 \times 10^{-3} = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$

On applique la relation:  $M_{\text{CuSO}_4} = \frac{m_0}{n_0}$  soit  $m_0 = M_{\text{CuSO}_4} \times n_0 = 159,6 \times 1,0 \times 10^{-3} = 1,6 \times 10^{-3} \text{ g} = 160 \text{ mg.}$

On prélève, à l'aide d'une spatule et d'une balance, une masse  $m = 160 \text{ mg}$  de poudre de sulfate de cuivre pentahydraté.

On verse, dans une fiole jaugée de 100 mL.

On complète, en partie, avec de l'eau distillée.

On agite pour bien homogénéiser la solution.

On complète à la goutte près jusqu'au trait de jauge.

Et on agite à nouveau pour finaliser.

2°) On a un rapport de dilution d'un facteur 10 entre la concentration de la solution  $S_0$  et la solution à préparer  $S$   
On verse au préalable dans un bécher de 25 mL, environ 15 ml de la solution  $S_0$ .

On prélève, à l'aide d'une pipette graduée,  $V_{\text{Pipetter}} = 10,0 \text{ mL}$  de la solution mère  $S_0$

On verse, dans une fiole jaugée de 100,0 mL.

On complète, en partie, avec de l'eau distillée.

On agite pour bien homogénéiser la solution.

On complète à la goutte près jusqu'au trait de jauge.

Et on agite à nouveau pour finaliser.

A noter que l'on ne vous donne pas le volume à pipetter ou le volume à préparer de la solution diluée fille. Mais vous aviez à disposition une liste de matériel. Il faut choisir la pipette et la fiole qui sont dans un rapport de volume de 10. Mais impérativement une pipette et une fiole jaugée et pas une éprouvette graduée, car moins précise dans la mesure du volume.