

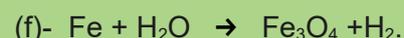
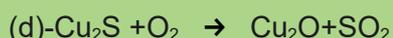
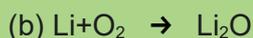
# (1-bis) Solutions détaillées

## Chimie/La matière et ses transformations chimiques

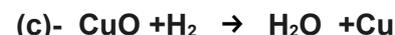
### 1. Compléter l'écriture des équations bilans (\*)

#### Rappel énoncé

Équilibrer les équations des réactions suivantes:



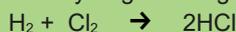
#### Correction



### 2. Interprétations quantitatives d'une équation bilan (\*)

#### Rappel énoncé

Le dihydrogène réagit avec le dichlore suivant le bilan équilibré :



- a- D'après cette écriture , combien de molécules de chlorure d'hydrogène obtient-on à partir d'une molécule de dihydrogène ?
- b- Quelle quantité (mol) de chlorure d'hydrogène obtient -on à partir d'une mole de dihydrogène ?
- c-A partir de 5 moles de dichlore , quelle quantité(mol) de chlorure d'hydrogène peut-on obtenir ?
- c-Quelle quantité (mol) de dichlore faudra-t-il pour obtenir 5 moles de chlorure d'hydrogène ?
- d-Si l'on met en présence 5 moles de dichlore et 6 moles de dihydrogène, que va-t-il se passer ?
- e-La phrase initiale écrite plus haut est souvent remplacée par : « *l'hydrogène réagit avec le chlore suivant le bilan...* » Cette façon d'expliquer est-elle correcte ? Pourquoi?
- f-Les coefficients (dits stœchiométriques) placés devant les formules chimiques sont-ils des nombres proportionnels aux masses de réactifs et produits ou aux quantités de matière (mol) des ces réactifs et produits ? Donner une réponse claire à ce sujet .

#### Correction

a-b-c-les quantités (molécules ou moles de molécules ) mise en jeu sont proportionnelles aux coefficients stœchiométriques de l'équation : *1 molécule de H<sub>2</sub> donnera donc 2 molécules de HCl ....*

- **On préférera utiliser l'unité de quantité de matière soit : Une mole de H<sub>2</sub> en présence de une mole de Cl<sub>2</sub> donnera 2 moles de HCl .**

-*ou 5moles de dichlore réagiront avec 5 moles de dihydrogène pour donner 10 moles de chlorure d'hydrogène.*

-*Il faudra 2,5moles de dichlore et autant de dihydrogène pour obtenir 5moles de chlorure d'hydrogène.*

d- **5 moles de Cl<sub>2</sub> ne peuvent réagir qu'avec 5 moles de H<sub>2</sub> comme l'indique le bilan . (1 mole de H<sub>2</sub> sera donc en excès et ne réagira pas).**

e-Le mot «**hydrogène H**» désigne l'**élément** alors que le réactif qui intervient dans le bilan est le gaz **dihydrogène** c'est à dire le **corps simple** fait de H.

**La confusion entre élément et corps simple peut entraîner des erreurs** . Par exemple : une mole de chlore a une masse de 35.5g alors qu'une mole de dichlore Cl<sub>2</sub> a une masse de 71g ! Il faut toujours préciser de quelle entité il s'agit !

-Les coefficients stœchiométriques sont des nombres proportionnels aux nombre de moles (appelés quantités) et non pas aux masses ! Pour obtenir les masses, il faut connaître la quantité mais aussi la masse molaire M et faire le calcul **m(g)=n(mol)xM(g.mol<sup>-1</sup>)**

### 3. Réaction du fer au contact de l'acide chlorhydrique

**Rappel énoncé :** le protocole suivant est indiqué aux élèves lors d'une séance de TP :

« Verser 20mL de solution de chlorure d'hydrogène (ou acide chlorhydrique) de concentration  $c=1,0\text{mol.L}^{-1}$  dans un tube à essai . Introduire ensuite dans le tube  $m=4,0\text{g}$  de fer en poudre. »

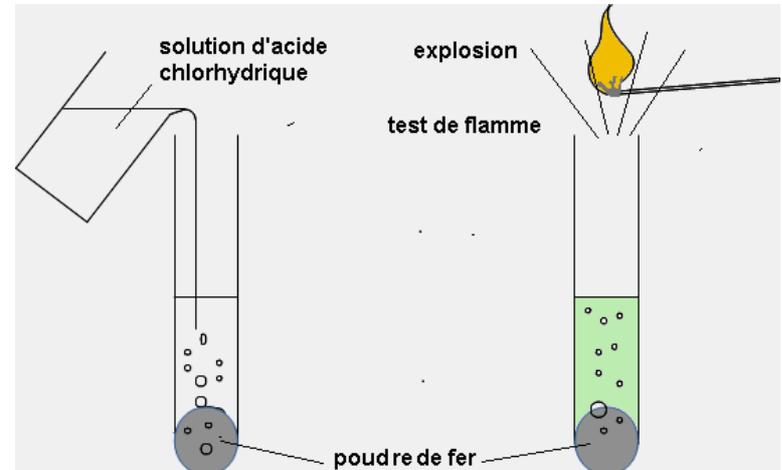
- 1-Indiquer les précautions à prendre pour réaliser cette expérience.
- 2-Réaliser un ou deux schémas d'expérience en indiquant les observations et les tests permettant d'identifier les produits formés.
- 3-Écrire l'équation bilan en ne conservant que les formules des réactifs intervenant dans la réaction.
- 4-Définir la grandeur avancement de la réaction
- 5-Construire un tableau d'avancement en indiquant:
  - les quantités initiales introduites dans le tube(avancement  $x=0$ )
  - les quantités intermédiaires en fonction de x (avancement x)
  - les quantités à l'état final (avancement xm) et préciser la nature du produit en défaut et sa masse et le volume de gaz qui s'est formé en cm<sup>3</sup>.
- 6-Quel volume de solution d'acide chlorhydrique permettrait d'avoir un mélange initial stœchiométrique tout en conservant les 4 g de fer. ?

**Données :**  $M_{\text{Fe}}=56\text{g.mol}^{-1}$  ;  $V_m=24\text{L.mol}^{-1}$ .

#### Correction détaillée:

1-Mettre des gants pour manipuler le récipient contenant l'acide.

2-schémas d'expérience :

	<p>Observations :</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>-des bulles de gaz remontent à la surface ; une petite détonation se produit lorsqu'on approche une flamme de l'orifice du tube. Ce gaz est du <u>dihydrogène H<sub>2</sub></u>.</li> </ul> <p>La solution prend une teinte vert pâle. Elle résulte de l'apparition d'ions fer (II)</p> <p>Le métal fer s'oxyde en ion fer (II) selon le schéma :</p> $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \quad (\text{Fe perd } 2\text{e}^-)$
---	---



En effet les ions  $\text{Cl}^-$  ne réagissant pas , il n'est pas utile de les faire apparaître dans le bilan (ions spectateurs)

4- la grandeur avancement :  $x$  (mol) peut s'exprimer en fonction de chacun des réactifs et produits. Elle tient compte à un instant donné des quantités de réactifs qui ont disparu et des quantités de produits formés par la réaction. Ces quantités sont bien entendu dépendantes des coefficients stœchiométriques.

$$x = \frac{n(\text{Fe})_{\text{disp}}}{1} = \frac{n(\text{H}^+)_{\text{disp}}}{2} = \frac{n(\text{Fe}^{2+})_{\text{formé}}}{1} = \frac{n(\text{H}_2)_{\text{formé}}}{1}$$

Cette relation indique par exemple qu'à une date  $t$  quelconque, la quantité de  $\text{H}^+$  disparue est le double de la quantité de  $\text{Fe}$  disparue ...et que la quantité de  $\text{Fe}^{2+}$  formée sera égale à la quantité de  $\text{Fe}$  disparue.ou à la quantité de  $\text{H}^+$  disparue divisée par 2. **Elle traduit quantitativement l'équation bilan.**

### 5-tableau d'avancement :

Dans ce tableau, on indique à gauche , les quantités de réactifs **qui restent** (qui n'ont donc pas réagi) et à droite, les quantités de produits formés.

-L'état initial correspond à un avancement nul. La réaction n'a pas encore commencé . Les quantités de réactifs sont celles mélangées avant toute réaction. Les quantités de produits sont nulles.

Ici la quantité de fer est :

$$n_1 = \frac{m}{M} = \frac{4}{56} = 71,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

La quantité de  $\text{H}^+$  tient compte de la concentration  $c$  est du volume  $V$  de la solution.

$$c = \frac{n_2(\text{mol})}{V(\text{L})} = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \Rightarrow n_2 = 1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 20 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 20 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

-A l'état intermédiaire d'avancement  $x$  , les quantités restantes de réactifs (à gauche) sont :

**pour Fe :  $71,4 \cdot 10^{-3} - n(\text{Fe})_{\text{disp}} = 71,4 \cdot 10^{-3} - x$**

**pour  $\text{H}^+$  :  $20 \cdot 10^{-3} - n(\text{H}^+)_{\text{disp}} = 20 \cdot 10^{-3} - 2x$**

Les quantités formées (à droite) sont:

**pour  $\text{Fe}^{2+}$  :  $x \text{ mol}$  , pour  $\text{H}_2$  :  $x \text{ mol}$**

### -avancement maximum $x_m$ :

Il sera atteint lorsque l'un des réactifs aura complètement disparu

soit lorsque : (1)  $71,4 \cdot 10^{-3} - x_m = 0$  ou soit lorsque (2)  $20 \cdot 10^{-3} - 2x_m = 0$  ,

Il faut garder la plus petite valeur de  $x_m$  qui satisfait ces équations, soit (2)  $x_m = 10 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ .

Il reste alors : pour Fe :  $71,4 \cdot 10^{-3} - x_m = 71,4 \cdot 10^{-3} - 10 \cdot 10^{-3} = 61,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

**et pour  $\text{H}^+$  :  $20 \cdot 10^{-3} - 2 \cdot 10 \cdot 10^{-3} = 0 \text{ mol}$**

Équation bilan		$\text{Fe}_{(s)}$	+	$2\text{H}^+_{(aq)}$	$\rightarrow$	$\text{Fe}^{2+}_{(aq)}$	+	$\text{H}_2(g)$
Etat initial	$x=0$	$n_2 = 20 \cdot 10^{-3}$		$n_1 = 71,4 \cdot 10^{-3}$		0		0
Etat intermédiaire	$x$	$71,4 \cdot 10^{-3} - x$		$20 \cdot 10^{-3} - 2x$		$x$		$x$
Etat final	$x_m$	$61,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$		0		$X_m = 10 \cdot 10^{-3}$		$X_m = 10 \cdot 10^{-3}$

L'acide est ici le réactif qui arrête la réaction , c'est le « réactif en défaut »

La masse de fer restante est :  $61,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \times 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = \mathbf{3,44\text{g}}$ .

Le volume formé de gaz  $\text{H}_2$  est :  $V = x_m \cdot V_m = 10,10^{-3} \cdot 24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} = 240 \cdot 10^{-3} = 0,24 \text{ L} = 0,24 \text{ dm}^3 = \mathbf{240 \text{ cm}^3}$ .

**Mélange stœchiométrique :** dans ce cas , la relation entre les quantités initiales doit être :

$$\frac{n(\text{Fe})}{1} = \frac{n(\text{H}^+)}{2}$$

soit  $n_{\text{H}^+} = 2 \cdot n_{\text{Fe}} = 2 \cdot n_1 = 142,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

D'où:  $V = \frac{n_1}{c} = \frac{142,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} = 142,8 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 143 \text{ mL}$

## 4. Combustion d'un alcool

### Rappel énoncé :

Un alcool A a pour formule brute  $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}$

la combustion de 1,0 mol de cet alcool fournit 3,0 mol de dioxyde de carbone et de l'eau.

- 1) Déterminer n et en déduire la formule brute de A?
- 2) Montrer qu'il existe deux formules semi-développées possibles pour l'alcool A.
- 3) Écrire l'équation chimique de la combustion de A

### Solution proposée:

**1) Amorçons l'écriture de l'équation (non encore équilibrée) en fonction des données de l'énoncé:**

Les coefficients placés devant les formules chimiques sont proportionnels aux quantités (en moles), ce qui nous permet d'écrire:

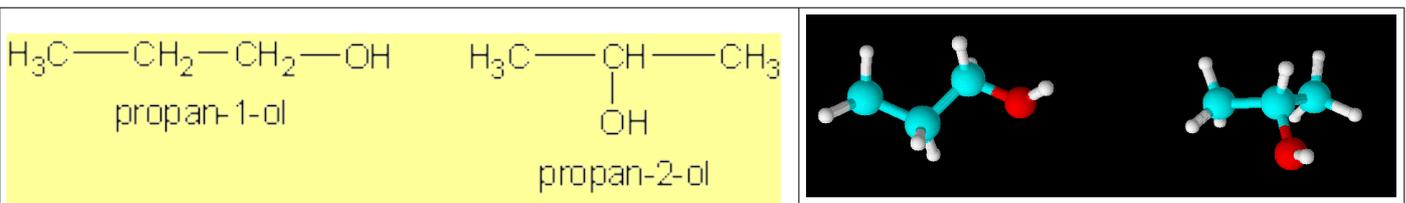


L'élément carbone présent dans l'alcool se retrouve intégralement dans le dioxyde de carbone.

Ainsi  $n=3$  et la formule brute de l'alcool est donc :  $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$

**2) Représentation des formules semi-développées . et des formules spatiales (non demandées!)**

Suivant la position du groupe -OH sur la chaîne carbonée, 2 solutions sont possibles:



**3-Écriture de l'équation bilan :**



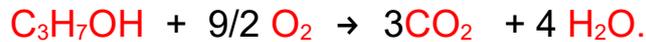
Procédons par étape : L'élément O étant présent dans chaque formule, il est plus prudent de commencer par équilibrer les C (soit 3C) :



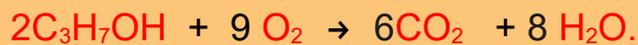
puis les H (soit 8H) :



puis terminer par les O (il y a 10 «O» à droite , pour en placer 10 à gauche , nous pouvons écrire :



Pour éliminer le coefficient fractionnaire , il est préférable de multiplier de part et d'autre par 2.



## 5.Préparation du sulfure de fer (\*)

### Rappel énoncé:

1-Dans le but de **montrer aux élèves ce qu'est une transformation chimique** , le professeur effectue sur une feuille de papier un mélange de fleur de soufre et de limaille de fer. Il approche alors un aimant sous la feuille et le déplace . Qu'observe-t-on?

2-Il reconstitue le mélange fer/soufre le plus homogène possible et le dépose cette fois sur une brique en allongeant le dépôt d'un bout à l'autre de la brique.

Approchant la flamme réglée « au bleu » du bec Bunsen a une extrémité de la brique, une vive incandescence apparaît.Celle-ci se propage lentement jusqu'à l'autre extrémité. La matière déposée prend une teinte noirâtre qu'il faut laisser refroidir.

### Questions :

A-Pourquoi est-il important de régler le bec Bunsen pour obtenir une couleur bleue de la flamme? Comment appelle-t-on ce type de combustion du gaz alimentant le bec Bunsen ?

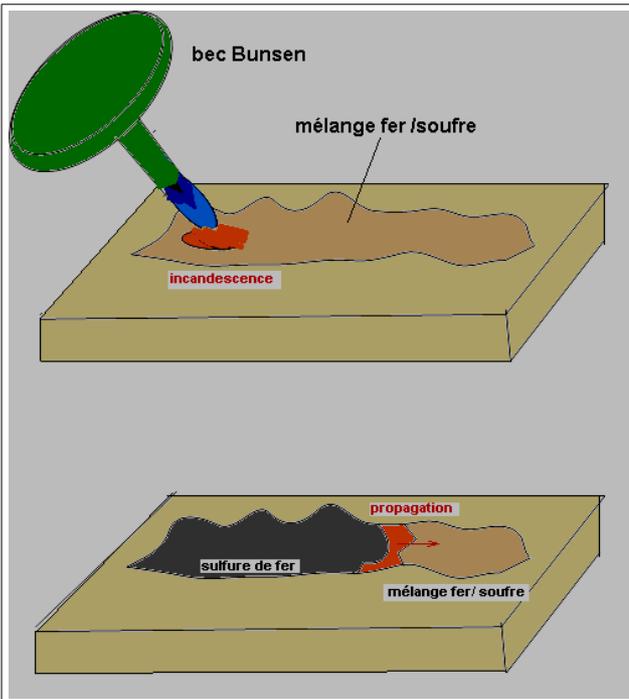
B-Le professeur approche l'aimant de la matière noirâtre, le sulfure de fer. Il constate que rien ne se passe , l'aimant n'a aucune action .Que peut-on conclure ?

C-Ayant pesé le mélange au départ, il constate que la masse du sulfure de fer est assez semblable à celle du mélange de départ.

D-Sachant que le professeur a utilisé 20g de limaille de fer. Quelle est la masse minimale de soufre qu'il faut utiliser pour que le fer soit entièrement consommé en sulfure de fer ? Quelle est la masse de sulfure de fer obtenue ?

### Solution proposée

1- Dans le mélange, **le fer garde toutes ses propriétés**, il est donc attiré par l'aimant ce qui permet de le séparer .



**2-A** Lorsqu'on allume le bec Bunsen , la flamme doit être jaune , donc bien visible, c'est une question de sécurité . Pour passer en position de chauffe maximum , on règle le débit de gaz pour obtenir une flamme bleue . La température est ainsi maximum car la combustion est **complète**.

**2-B** La matière noirâtre n'est plus du fer , ni du soufre, **c'est une nouvelle matière** . D'autre part la transformation inverse n'est pas possible dans les mêmes conditions.

C'est ainsi que l'on peut reconnaître qu'une transformation est chimique

**2-C** Cette remarque, même si elle n'est pas très probante dans cette expérience , suggère que la masse globale est conservée au cours d'une réaction chimique.

**2-D** Nous allons raisonner en transformant les masses en quantité ;

Écrivons d'abord l'équation bilan de la transformation : **Fe(s) + S (s) → FeS(s)**

quantité de fer présente dans  $m_1=20\text{g}$ :  $n_1 = \frac{m_1}{M_{\text{Fe}}} = \frac{20}{56} = 0,357 \text{ mol}$

C'est aussi la quantité de soufre qui va disparaître soit:  **$n_2=0,357\text{mol}$** .,

soit une masse de soufre égale à :  $m_2=M_{\text{S}} \cdot n_2=32 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} \times 0,357\text{mol}=11,4\text{g}$

Si l'on applique **la loi de conservation de la masse**, la masse de sulfure de fer obtenue est  $m_3=20+11,4=31,4\text{g}$

## 5. Etude de l'avancement d'une réaction

**Rappel énoncé :** compléter le tableau suivant dans lequel l'état du système en cours d'évolution est étudié pour divers avancements  $x$ .

Équation bilan	$2\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2$			
	Avancement (mol)	$n_{\text{CO}}(\text{mol})$	$n_{\text{O}_2}(\text{mol})$	$n_{\text{CO}_2}(\text{mol})$
Etat initial	0	4,6	3,0	0

En cours (1)	$x_1$	.....	$3,0-x_1$	.....
En cours (2)	$x_2=0,8$	.....	.....	.....
En cours (3)	$x_3=.....$	.....	.....	<b>3,0</b>
Etat final	$x_{\max}=.....$	.....	.....	.....

### Correction

Les données sont réécrites en noires

Équation bilan		2CO	+ O <sub>2</sub>	→	2CO <sub>2</sub>
	Avancement(mol)	n <sub>CO</sub> (mol)	n <sub>O<sub>2</sub></sub> (mol)		n <sub>CO<sub>2</sub></sub> (mol)
Etat initial	0	4,6	3,0		0
En cours (1)	$x_1$	$4,6 - 2.x_1$	$3,0-x_1$		$2.x_1$
En cours (2)	$x_2=0,8$	$4,6 - 2x0,8 = \underline{3}$	$3,0- 0,8=\underline{2,2}$		$2x0,8 = \underline{1,6}$
En cours (3)	$X_3=\underline{1,5}$	$4,6 -2x1,5 = \underline{1,6}$	$3,0-1,5= \underline{1,5}$		$3,0(=\underline{2.x_3})$
Etat final	$X_{\max}=\underline{2,3}.....$	$4,6-2x2,3=0\text{mol}$	$3,0-2,3=0,7\text{mol}$		$2x2,3=4,6\text{mol}$

Pour faciliter la recherche , on peut rappeler la définition de l'avancement x:

$$x = \frac{n_{\text{CO}}(\text{disparu})}{2} = \frac{n_{\text{O}_2}(\text{disparu})}{1} = \frac{n_{\text{CO}_2}(\text{formé})}{2}$$

ainsi  $n_{\text{CO}_2}(\text{formé})=2.x$

et  $n_{\text{CO}}(\text{restant}) = n_{\text{CO}}(\text{initial}) - n_{\text{CO}}(\text{disp}) = 4,6 - 2.x$

$x_{\max}$  est solution de l'équation  $4,6-2x_{\max}=0$  soit  $x_{\max}=2,3$  (la racine de  $3,0-x_{\max}=0$  donnant  $3 > 2,3$  ne convenant pas) . D'où les quantités à l'état final (dernière ligne ci dessus).

**CO est donc le réactif limitant de la réaction** . Ce que l'on pouvait voir dès le début en remarquant que

$$\frac{n_{\text{CO}}(\text{mol})}{2} = 2,3 < \frac{n_{\text{O}_2}(\text{mol})}{1} = 3,0$$