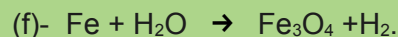
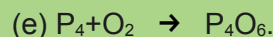
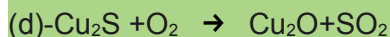
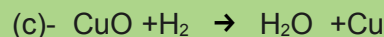
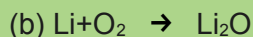
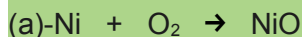


1-bis Solutions détaillées «transformations chimiques»

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

Rappel énoncé

Équilibrer les équations des réactions suivantes:



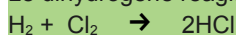
Correction



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 H₂ donnera donc 2 molécules de HCl ...*

- **On préférera utiliser l'unité de quantité de matière soit :** *Une mole de H₂ en présence de une mole de Cl₂ donnera 2 moles de HCl .*

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

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

d- *5 moles de Cl₂ ne peuvent réagir qu'avec 5 moles de H₂ comme l'indique le bilan . (1 mole de H₂ 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 Cl₂ a une masse de 71g ! Il faut toujours préciser de quelle entité il s'agit !

f-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⁻¹)**

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 $c=1,0\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ dans un tube à essai . Introduire ensuite dans le tube $m=4,0\text{g}$ de fer en poudre. »

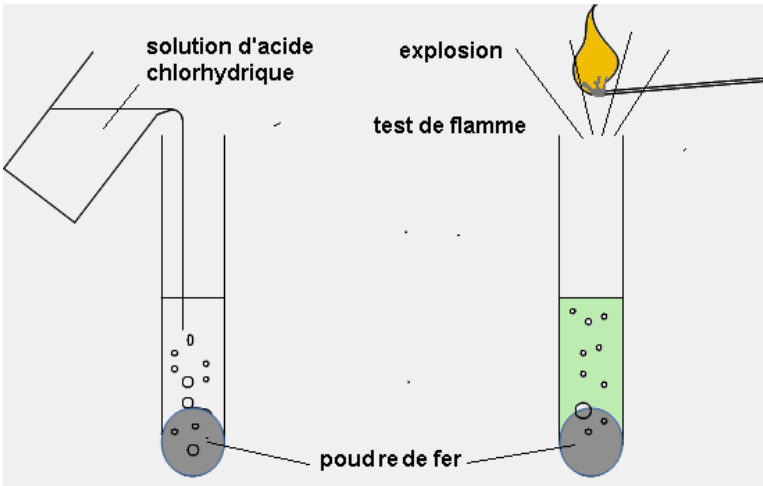
- 1-Indiquer les précautions à prendre pour réaliser cette expérience.
- 2-Réaliser un ou deux schémas d'expérience en indiquant les observations et les tests permettant d'identifier les produits formés.
- 3-Écrire l'équation bilan en ne conservant que les formules des réactifs intervenant dans la réaction.
- 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 x_m) et préciser la nature du produit en défaut et sa masse et le volume de gaz qui s'est formé en cm^3 .
- 6-Quel volume de solution d'acide chlorhydrique permettrait d'avoir un mélange initial stœchiométrique tout en conservant les 4 g de fer. ?

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

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"> -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_2</u>. <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> <p>$\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$ (Fe perd 2e-)</p>
--	---



En effet les ions 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 H^+ disparue est le double de la quantité de Fe disparue ...et que la quantité de Fe^{2+} formée sera égale à la quantité de Fe disparue.ou à la quantité de 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 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 :

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

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

Les quantités formées (à droite) sont:

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

-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 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 : $61,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \times 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 3,44 \text{ g}$.

Le volume formé de gaz H₂ est : $V = x_m$. $V_m = 10 \cdot 10^{-3} \cdot 24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} = 240 \cdot 10^{-3} = 0,24 \text{ L} = 0,24 \text{ dm}^3 = 240 \text{ cm}^3$.

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

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

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

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

4. Combustion d'un alcool

Rappel énoncé :

Un alcool A a pour formule brute $C_nH_{2n+1}OH$

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:

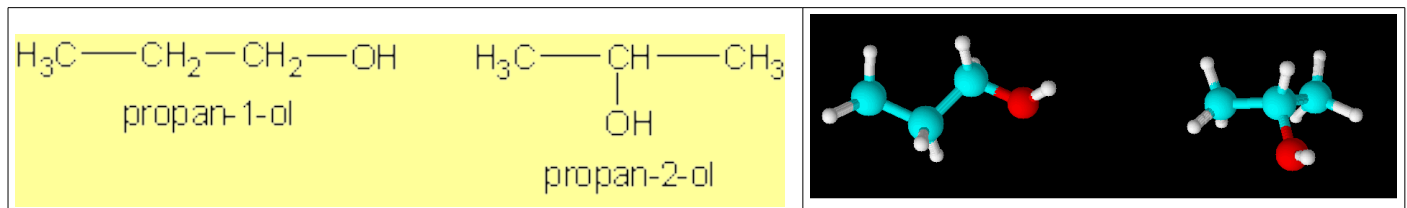


L'élément carbone présent dans l'alcool se retrouve intégralement dans le dioxyde de carbone.

Ainsi n=3 et la formule brute de l'alcool est donc : C_3H_7OH

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 :



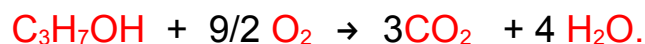
Procédons par étape : L'élément O étant présent dans chaque formule, il est plus prudent de commencer par équilibrer les C (soit 3C) :

$$C_3H_7OH + O_2 \rightarrow 3CO_2 + H_2O \text{ (provisoire)}$$

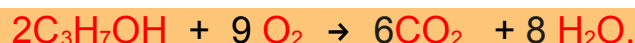
puis les H (soit 8H) :

$$C_3H_7OH + O_2 \rightarrow 3CO_2 + 4H_2O \text{ (provisoire)}$$

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-II 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 ?

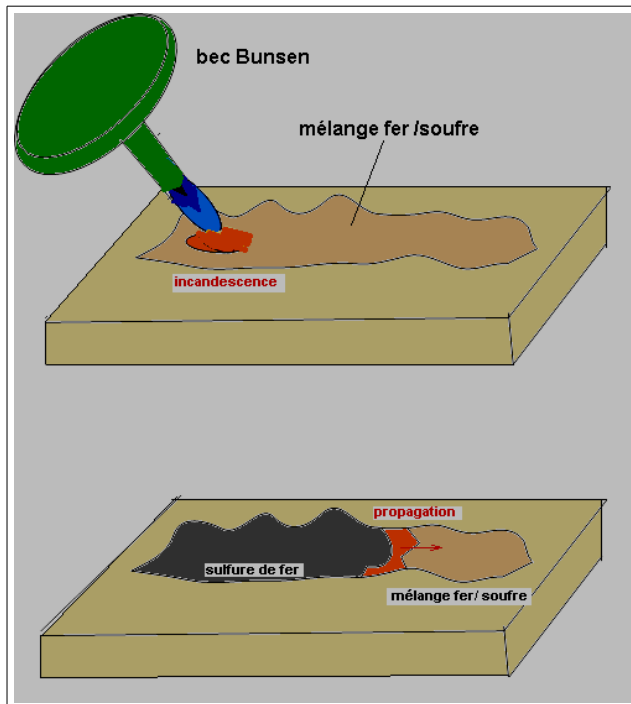
B-Le professeur approche l'aimant de la matière noirâtre, le sulfure de fer. Il constate que rien ne se passe , l'aimant n'a aucune action .Que peut-on conclure ?

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 $m_1=20g$: $n_1 = \frac{m_1}{M_{Fe}} = \frac{20}{56} = 0,357 \text{ mol}$

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

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

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

6. 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		2CO	+ O ₂	→	2CO ₂
	Avancement(mol)	n _{CO} (mol)	n _{O₂} (mol)		n _{CO₂} (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 =.....		3,0
Etat final	x _{max} =.....

Correction

Les données sont réécrites en noires

Équation bilan		2CO	+ O ₂	→	2CO ₂
	Avancement(mol)	n _{CO} (mol)	n _{O₂} (mol)		n _{CO₂} (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 = <u>3</u>	3,0- 0,8= <u>2,2</u>		2x0,8 = <u>1,6</u>
En cours (3)	X ₃ = <u>1,5</u>	4,6 -2x1,5 = <u>1,6</u>	3,0-1,5= <u>1,5</u>		3,0(= <u>2.x₃</u>)
Etat final	X _{max} = <u>2,3</u>	4,6-2x2,3=0mol	3,0-2,3=0,7mol		2x2,3=4,6mol

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 $4,6 - 2x_{\text{max}} = 0$ soit $x_{\text{max}} = 2,3$ (la racine de $3,0 - x_{\text{max}} = 0$ 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

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