

## Exercices sur la réaction chimique

### Exercice N°1 :

Au cours de la réaction suivante :  $\text{CO}_2 \rightarrow \text{C} + \text{O}_2$

précisez s'il y a :

- Conservation des éléments.
- Conservation du nombre de molécules.
- Conservation de la masse.

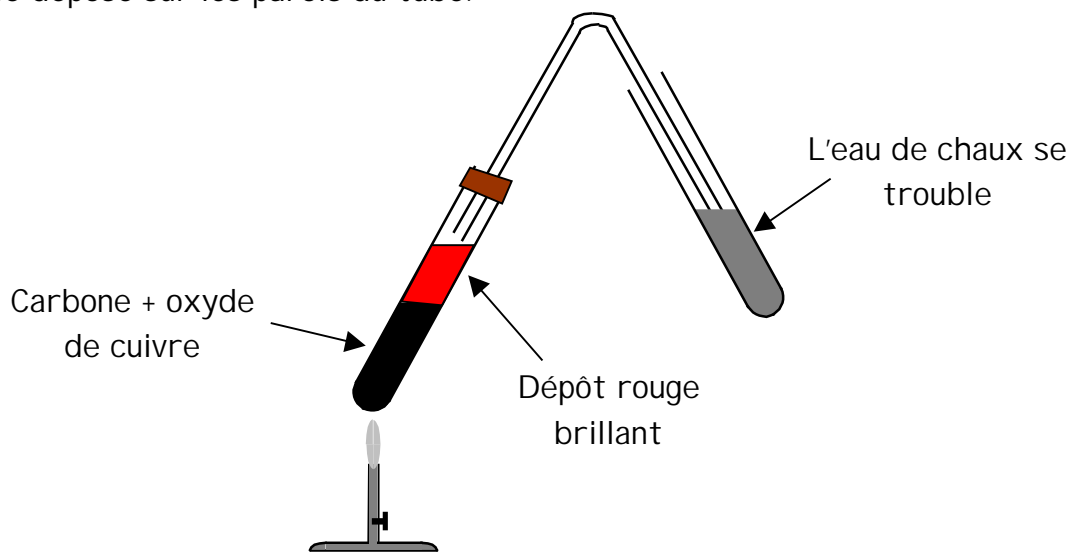
Donner le nom des réactifs et des produits.

### Exercice N°2 :

Compléter le tableau suivant.

Elément	ion					
	Symbole	Z	A	p+	e-	n
${}_{29}^{63}\text{Cu}$	$\text{Cu}^{2+}$					

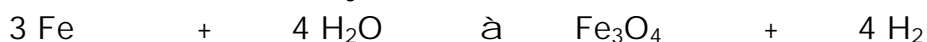
Dans un tube à essai en pyrex, on chauffe un mélange de carbone C et d'oxyde de cuivre II CuO. Un dégagement gazeux troublant l'eau de chaux se produit et un solide rouille brillant se dépose sur les parois du tube.



- Donner le nom et la formule du gaz troublant l'eau de chaux.
- Donner le nom et la formule du solide rouge présent sur les parois du tube.
- On donne l'équation non équilibrée de la réaction chimique qu'il faut équilibrer.  
..... C + ..... CuO à ..... Cu + ..... CO<sub>2</sub>
- Calculer les masses molaires moléculaires ou atomiques de tous les réactifs et produits.  $M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$        $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$        $M(\text{Cu}) = 64 \text{ g/mol}$
- On fait réagir 18 g de carbone. Quelle est la masse de cuivre obtenue en fin de réaction ?

### Exercice N°3 :

Si l'on chauffe de la limaille de fer à 800°C dans un courant de vapeur d'eau, il se dégage du dihydrogène et il se forme de l'oxyde de fer Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub> selon la réaction :



a) Reproduire et compléter le tableau suivant :

Réactifs	Produits formés

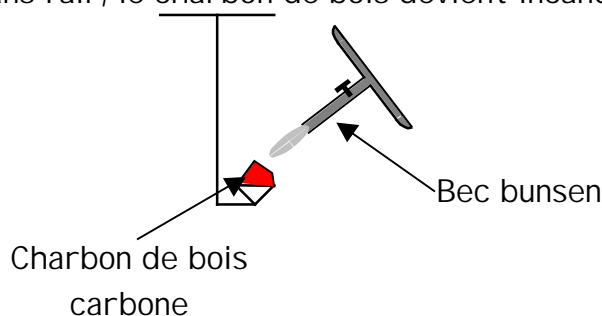
b) Calculer la masse molaire de l'oxyde de fer.  $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g/mol}$   $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$

c) Quel est le nombre de moles contenues dans 5,8 kg d'oxyde de fer ?

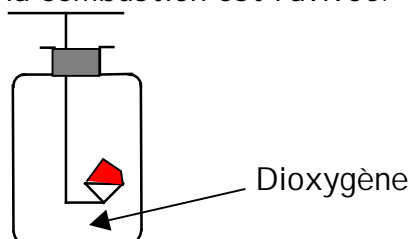
d) En déduire la masse de limaille de fer qu'il faut chauffer pour obtenir 5,8 kg d'oxyde de fer.

#### Exercice N°4 :

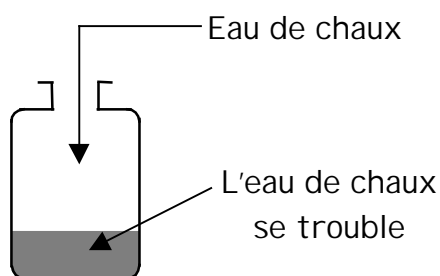
Lorsqu'il est chauffé dans l'air, le charbon de bois devient incandescent.



Dans un flacon de dioxygène, la combustion est ravivée.



Lorsque l'on verse de l'eau de chaux dans le flacon, celle-ci se trouble.



a) Écrire les réactifs et les produits de cette réaction chimique.

b) Calculer la masse molaire moléculaire du dioxyde de carbone



#### Exercice N°5 :

a) En brûlant, le propane donne deux produits de la réaction :

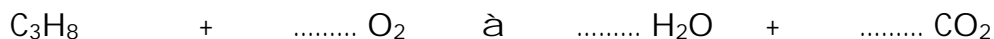
- Le premier forme de la buée sur un verre froid au dessus de la flamme.
- Le second est un gaz qui trouble l'eau de chaux.

Parmi la liste ci-dessous, indiquez le premier produit et le second produit de la combustion :

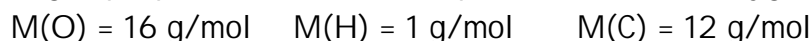
Eau ; propane ; dioxyde de carbone ; dihydrogène ; dioxygène

b) Une pièce fermée contient 100 mole de dioxygène O<sub>2</sub>. Quelle est la masse du dioxygène correspondant ?

c) Équilibrer l'équation de cette réaction :



d) Quelle masse de gaz propane est nécessaire pour utiliser le dioxygène de la pièce ?



### Exercice N°6 :

Le gaz dichlore réagit avec l'essence térébenthine C<sub>10</sub>H<sub>16</sub> pour donner du carbone et du chlorure d'hydrogène HCl.

a) Écrire et équilibrer l'équation chimique.

b) Déterminer la quantité en moles de C<sub>10</sub>H<sub>16</sub> contenue dans 68 g d'essence de térébenthine.

c) Déterminer la quantité en moles de dichlore Cl<sub>2</sub> nécessaire pour réagir avec 68 g de térébenthine.

Calculer le volume de dichlore correspondant. On donne M(H) = 1 g/mol M(C) = 12 g/mol

Volume molaire = 22,4 L/mol

### Exercice N°7 :

On doit réaliser une soudure à l'aide d'un chalumeau oxyacétylénique. La bouteille de dioxygène dont on dispose ne contient plus que 5,6 L de ce gaz. La bouteille d'acétylène C<sub>2</sub>H<sub>2</sub> est pleine.

a) Écrire et équilibrer l'équation de la réaction.

b) Calculer la masse d'acétylène qui sera consommé au cours de la réaction si l'on vide la bouteille de dioxygène.

c) Calculer le volume de dioxyde de carbone dégagé.

### Exercice N°8 :

Lors du cycle d'élaboration du cuivre à partir du minerai de cuivre, on se trouve en présence de la réaction chimique suivante :



CuO : oxyde de cuivre,

Cu<sub>2</sub>S : sulfure de cuivre,

SO<sub>2</sub> : dioxyde de soufre.

a) Cette équation est-elle équilibrée ? justifier la réponse.

b) Dans le tableau des éléments, on relève pour l'élément cuivre les données suivantes :

Numéro atomique : 29

Nombre de masse : 63

Donner le nombre de protons, d'électrons et de neutrons qui composent l'atome de cuivre.

c) Calculer la masse molaire de l'oxyde de cuivre.

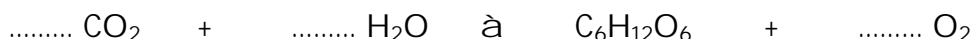


- d) Calculer à  $10^{-1}$  près le nombre de moles d'oxyde de cuivre contenu dans 1 kg d'oxyde de cuivre.
- e) Quelle masse de cuivre obtient-on par la réaction de 1 kg d'oxyde de cuivre ? Donner le résultat au g près.

Exercice N°9 :

Les plantes, grâce à la présence de chlorophylle, absorbent l'énergie lumineuse nécessaire pour effectuer la synthèse du glucose,  $C_6H_{12}O_6$ , à partir du dioxyde de carbone de l'air et de la vapeur d'eau. C'est la synthèse chlorophyllienne.

- a) Calculer la masse molaire du glucose. On donne  $M(C) = 12 \text{ g/mol}$  ;  $H = 1 \text{ g/mol}$  ;  $M(O) = 16 \text{ g/mol}$
- b) L'équation bilan de la réaction est :

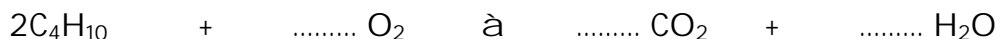


Equilibrer cette réaction

- c) Déterminer le volume de  $CO_2$  nécessaire pour obtenir 1 kg de glucose. On donne le volume molaire des gaz :  $V = 24 \text{ L/mol}$

Exercice N°10 : Combustion du butane  $C_4H_{10}$ .

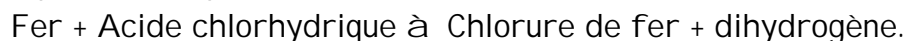
- a) Equilibrer l'équation de la combustion de 2 moles de butane.



- b) Calculer les masses molaires moléculaires du butane, du dioxyde de carbone et de l'eau. On donne  $M(C) = 12 \text{ g/mol}$  ;  $H = 1 \text{ g/mol}$  ;  $M(O) = 16 \text{ g/mol}$
- c) Quelles sont les masses de dioxyde de carbone et d'eau obtenues par la combustion d'une mole de butane ?
- d) Sachant que chaque mole gazeuse occupe un volume de 22,4 L, quel est le volume de dioxygène nécessaire pour brûler une mole de butane ?

Exercice N°11 : On plonge de la paille de fer dans une solution d'acide chlorhydrique. La paille de fer disparaît peu à peu.

- a) On observe le dégagement d'un gaz. De quel gaz s'agit-il ? Ecrire sa formule chimique.
- b) Ecrire et équilibrer l'équation bilan de cette réaction :



- c) On dispose de 2,24 g de paille de fer. Calculer le nombre de moles d'atomes de fer correspondant.  $M(Fe) = 56 \text{ g/mol}$
- d) Quel sera le volume de dihydrogène dégagé si la paille de fer disparaît totalement ? Volume molaire  $V = 22,4 \text{ L/mol}$ .

Exercice N°12 : Une étape de la fabrication du fer à partir du minerai se traduit par l'équation suivante :  $Fe_2O_3 + CO \rightarrow CO_2 + Fe$ .

- a) Nommer les éléments présents dans le corps pur de formule  $Fe_2O_3$ .
- b) Calculer la masse molaire de  $Fe_2O_3$ , sachant que  $M(Fe) = 56 \text{ g/mol}$  et  $M(O) = 16 \text{ g/mol}$ .

- c) L'atome de fer a pour symbole  ${}^{56}_{26}\text{Fe}$  . Combien l'atome de fer possède-t-il de protons et de neutrons ?
- d) Équilibrer l'équation chimique précédente.
- e) Quel volume de  $\text{CO}_2$  obtient-on en faisant réagir 3,2 kg d'oxyde de fer  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .  
On rappelle que le volume molaire = 22,4 L/mol.

Exercice N°13 : Le chlorure de calcium  $\text{CaCl}_2$  réagit avec l'acide sulfurique  $\text{H}_2\text{SO}_4$  pour former du sulfate de calcium  $\text{CaSO}_4$  et du chlorure d'hydrogène  $\text{HCl}$  .

- a) Écrire et équilibrer l'équation bilan de cette réaction.
  - b) Calculer la masse molaire moléculaire de chacun des réactifs et des produits obtenus.
  - c) Après la réaction, on recueille 1,55 kg de sulfate de calcium. Calculer à 0,1 près, la quantité en mole présente dans cette masse.
  - d) Calculer la masse de chlorure d'hydrogène produite dans ce cas.
- On donne :  $M(\text{Ca}) = 40 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{S}) = 32 \text{ g/mol}$  et  $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$ .

Exercice N°14 : On veut préparer une solution de sulfate de fer  $\text{FeSO}_4$  . pour cela on dissout 9,12 g de ce produit dans  $200 \text{ cm}^3$  d'eau.

- a) Calculer la masse molaire de  $\text{FeSO}_4$  contenu dans cette solution.
  - b) Calculer la concentration molaire de la solution ( $\text{mol/L}^{-1}$ ).
  - c) Pour caractériser les ions sulfates, on fait réagir le sulfate de fer  $\text{FeSO}_4$  avec du chlorure de baryum  $\text{BaCl}_2$ . On obtient un précipité de sulfate de baryum  $\text{BaSO}_4$  et du chlorure de fer  $\text{FeCl}_2$ .  
Écrire l'équation bilan de cette réaction. Est-elle équilibrée ? justifier.
  - d) Calculer alors au mg près la masse de chlorure de baryum nécessaire pour précipiter tous les ions sulfates de la solution.
- On donne :  $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{S}) = 32 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{Ba}) = 137,3 \text{ g/mol}$  et  $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol}$ .

Exercice N°15 : Le réservoir d'une automobile contient 50 L d'essence dont la masse volumique est 700 g/L.

On admettra que cette essence est constituée uniquement d'octane  $\text{C}_8\text{H}_{18}$ .

- a) Calculer la masse d'essence contenue dans le réservoir.
- b) Écrire la réaction de combustion de l'octane dans le dioxygène en supposant qu'il se produit uniquement de l'eau et du dioxyde de carbone.
- c) Équilibrer cette équation bilan.
- d) Calculer la masse molaire moléculaire de l'octane.
- e) Calculer le nombre de moles contenues dans 35 kg d'octane.
- f) Sachant que pour brûler 10 moles d'octane, il faut 125 moles de dioxygène et qu'on obtient alors 90 moles d'eau et 80 moles de dioxyde de carbone. On vous demande alors, lorsque les 50 L d'essence sont consommés, de calculer :

- La masse d'eau produite.

- Le volume de dioxyde de carbone produit.
- Le volume d'air qui pénètre dans le moteur sachant que l'air contient 80 % de diazote et 20 % de dioxygène.

On donne :  $M(O) = 16 \text{ g/mol}$  ;  $M(H) = 1 \text{ g/mol}$  ;  $M(C) = 12 \text{ g/mol}$  et volume molaire = 24 L/mol.

Exercice N°16 : L'eau oxygénée de formule  $H_2O_2$  se décompose pour donner de l'eau et du dioxygène.

- Écrire l'équation de la réaction et l'équilibrer.
- Calculer la masse d'eau oxygénée capable de libérer 20 L de dioxygène (volume molaire = 24 L/mol).

On donne  $M(O) = 16 \text{ g/mol}$  et  $M(H) = 1 \text{ g/mol}$ .

Exercice N°17 : On peut obtenir, au laboratoire, du dihydrogène en faisant réagir de l'acide chlorhydrique sur du zinc ; on obtient aussi du chlorure de zinc  $ZnCl_2$ .

- Écrire l'équation bilan de la réaction, l'équilibrer.
- Quelle quantité de zinc doit-on utiliser pour obtenir, dans les conditions normales de température et de pression, 2 L de dihydrogène ?

On donne  $M(H) = 1 \text{ g/mol}$  ;  $M(Cl) = 35,5 \text{ g/mol}$  et  $M(Zn) = 65 \text{ g/mol}$ .

Exercice N°18 : l'acide chlorhydrique réagit avec le calcaire  $CaCO_3$  en donnant du chlorure de calcium  $CaCl_2$ , de l'eau et du dioxyde de carbone.

- Écrire et équilibrer l'équation chimique de la réaction.
- Quels sont les éléments constitutifs du calcaire ?
- Donner le nombre des différents atomes constituant une molécule de calcaire.
- Calculer le volume de dioxyde de carbone dégagé lorsqu'on fait réagir 60 g de calcaire.
- Quelle masse de chlorure de calcium obtient-on avec 60 g de calcaire ?

On donne :  $M(Ca) = 40 \text{ g/mol}$  ;  $M(C) = 12 \text{ g/mol}$  ;  $M(H) = 1 \text{ g/mol}$  ;  $M(O) = 16 \text{ g/mol}$  et  $M(Cl) = 35,5 \text{ g/mol}$ .

Exercice N°19 : A partir des données suivantes :

X + nitrate de baryum à nitrate d'argent + sulfate de baryum.

X + acide chlorhydrique à acide sulfurique + chlorure d'argent.

Sachant que le baryum et l'argent s'ionisent respectivement en  $Ba^{2+}$  et  $Ag^+$  et que la formule du nitrate d'argent est  $AgNO_3$ .

- Écrire les équations .
- Trouver la formule du composé inconnu X
- Équilibrer les équations.

Exercice N°20 : Soit l'équation :  $Fe(OH)_2 + H_3PO_4 \rightarrow Fe_3(PO_4)_2 + H_2O$  .

- Équilibrer l'équation.

- b) Calculer la masse de  $\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2$  obtenue si on fait réagir 100 g de  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  avec un excès de  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .

On donne :  $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{P}) = 31 \text{ g/mol}$  et  $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g/mol}$ .

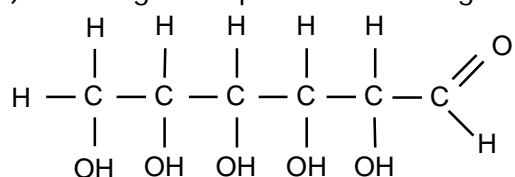
Exercice N°21 : Le dihydrogène réagit avec le dioxygène pour donner de la vapeur d'eau.

- Écrire et équilibrer l'équation bilan de cette réaction chimique.
- Quel volume de dioxygène faut-il faire réagir avec 5 L de dihydrogène ?
- Quelle masse de dihydrogène réagira avec 2,6 g de dioxygène ?

On donne :  $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$  et  $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$ .

Exercice N°22 : Le sang arrive aux tissus chargé de dioxygène et il en part chargé de dioxyde de carbone.

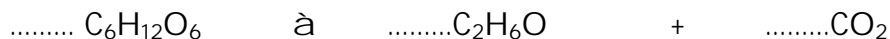
- Donner les formules chimiques du dioxygène et du dioxyde de carbone.
- Le sang transporte aussi du glucose de formule développée :



Écrire la formule brute du glucose.

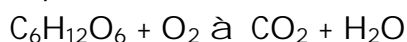
Calculer la masse molaire du glucose :  $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$

- La fermentation du glucose donne de l'éthanol  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$  et du dioxyde de carbone. On obtient l'équation bilan suivante qu'il faut équilibrer.

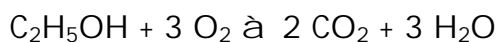


- Calculer le volume de  $\text{CO}_2$  obtenu après fermentation de 18 g de glucose (volume molaire = 22,4 L/mol)

Exercice N°23 : a) Équilibrer la réaction chimique suivante :



- La combustion de l'éthanol se fait suivant la réaction chimique suivante :



$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  est l'éthanol, citer les noms des autres réactifs et produits qui participent à la réaction.

- Calculer la masse molaire moléculaire de l'éthanol et celle de l'eau.
- Calculer la masse d'eau formée lors de la combustion de 230 g d'éthanol.

On donne :  $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$  et  $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$  .