**LES REACTIONS DE COMBUSTION**

### Intérêts et définition

* 1. **Définition**

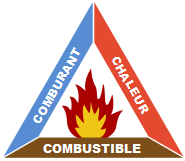
\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

Il existe une grande variété de combustibles: bois, papier, pétrole, alcool, graisses, charbon,...

On peut représenter la réaction de combustion par une équation simple:

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

La réaction chimique de combustion ne peut se produire que si l'on réunit trois éléments : un \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_, un \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_, une \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ en quantités suffisantes. On représente de façon symbolique cette association par le **triangle du feu**. De la même manière, la combustion cesse dès qu'un élément du triangle est enlevé.



Exercice n°1 : parmi les exemples suivants donner le nom du comburant, du combustible et la nature de l’énergie d’activation.

* Allumage d’une allumette ;
* Combustion de la vapeur d’essence dans le cylindre d’un moteur ;
* Gaz propane d’une cuisinière.

Exercice n°2 : la combustion du dihydrogène dans le dioxygène est très explosive. Donner l’équation de cette réaction chimique. Equilibrer la réaction.

* 1. **Réaction de combustion d’un composé organique**
     1. **Cas générale**

Un composé organique est un matériau dont les molécules contiennent principalement du \_\_\_\_\_\_\_\_, de l’\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ et de l’\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_.

Dans le cas d’une réaction de combustion complète, la réaction de combustion dans le dioxygène s’écrit :

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

Si le composée organique contient d’autres éléments (Chlore, Azote, Fluore, Soufre …) d’autres produits de la combustion apparaissent (oxyde ou acide).

Exercice n°3 : On considère la combustion de l’éthanol dans le dioxygène de l’air.

1. Rappeler la formule brute de l’éthanol.
2. Ecrire et équilibrer l’équation de la réaction de combustion de l’éthanol dans le dioxygène. Donner la liste des produits de réaction.
   * 1. **Cas des hydrocarbures**

Un hydrocarbure est un composé organique contenant exclusivement des atomes de \_\_\_\_\_\_\_\_\_ (C) et d'\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ (H). Les hydrocarbures sont principalement extraits du \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ ou du \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_.

Les hydrocarbures sont fréquemment utilisés pour obtenir de l’énergie calorifique à partir de leur combustion pour des applications aussi diverses que le chauffage des bâtiments, la cuisson des aliments ou le transport.

Le méthane \_\_\_\_\_\_ est le plus simple des hydrocarbures. Il est obtenu à partir du gaz naturel ou du charbon. Il peut aussi, dans certaines conditions, être considéré comme une source d’énergie renouvelable (biogaz) puisqu’il peut être produit par dégradation anaérobique (sans oxygène) des matières organiques ou par réaction chimique du dihydrogène et du dioxyde de carbone : c’est la \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_.

Réaction de combustion du méthane : \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

Exercice n°4 : l’octane est le principal constituant de l’essence pour véhicule automobile.

1. Rappeler la formule brute de l’octane.
2. Ecrire et équilibrer la réaction de combustion de l’octane dans le dioxygène. Donner la liste des produits de réaction.

Exercice n°5 : le texte suivant est issu du *Manifeste Négawatt, Réussir la Transition Energétique*.

« Lorsqu’il est relâché dans l’atmosphère sans être brûlé, le méthane est un gaz à effet de serre 23 fois plus puissant, à quantité égale, que le dioxyde de carbone (CO2) si l’on considère son impact sur les changements climatiques. C’est pourquoi la loi oblige à le capter et à le bruler en torchère lorsqu’il s’échappe des matières organiques en décomposition dans les décharges publiques. Cet inconvénient majeur disparaît si le méthane est produit, stocké et consommé dans le cadre d’un cycle complet, fondé exclusivement sur des énergies et des matières renouvelables. […].

Il existe trois manières de produire du *méthane renouvelable*. Les deux premières passent par la photosynthèse, le biogaz produit par la fermentation des matières organiques et le méthane produit par gazéification du bois ; la troisième est la *méthanisation*, une réaction chimique qui consiste à combiner de l’hydrogène avec du gaz carbonique pour donner de l’eau et du méthane en même temps que de la chaleur. […].

Cette dernière voie apparaît aujourd’hui comme l’une des plus prometteuses pour résoudre à grande échelle le problème du stockage de l’électricité. Dans un premier temps ; l’électricité renouvelable excédentaire est utilisée pour produire, par simple électrolyse de l’eau, de l’hydrogène, qui ensuite mis en présence de gaz carbonique pour produire du méthane avec un dégagement de chaleur à 350°C, utilisable par exemple dans des process industriels. Ce gaz, du « méthane renouvelable synthétique », peut ensuite être utilisé, stocké ou injecté dans le réseau de gaz naturel exactement dans les mêmes conditions que ses « cousins », le biogaz, le méthane issu de la gazéification du bois et même le gaz dit « naturel » d’origine fossile, avec lesquels il peut être mélangé au point de se confondre avec eux.

[…].

Cette diversité des moyens de production du méthane se double d’une très grande flexibilité de son utilisation, puisque l’on peut pratiquement tout faire avec lui : chauffer des locaux, produire de l’eau chaude sanitaire, faire la cuisine, produire de l’électricité (de préférence en cogénération), faire rouler voitures et camions, sans oublier de nombreux process industriels. »

1. Pourquoi ne faut-il pas relâcher du méthane directement dans l’atmosphère ? Que prévoit la loi pour résoudre ce problème ? Que pensez-vous de la valorisation énergétique de cette solution ?
2. Quelles solutions alternatives promeuvent les auteurs du texte ?
3. En quoi consiste la *méthanisation*. Donner l’équation chimique de la réaction correspondante. Quels sont les produits de la réaction. Donner les avantages de cette méthode.
4. Quelles sont les applications possibles du méthane ?
5. Quelle différence y a-t-il entre le méthane renouvelable et le méthane fossile ?
6. En quoi le méthane est-il une solution d’avenir pour résoudre les problèmes énergétiques et écologiques ?
   1. **Pouvoir calorifique**

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

Pour quantifier la quantité de chaleur qu’un kilogramme de combustible dégage lors de sa combustion, on définit son \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ (PC) ou pouvoir énergétique :

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

Remarque : dans le cas des gaz ou des liquides, il est parfois commode d’exprimer le pouvoir calorifique pour une unité de \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ de combustible. PC s’exprime alors en \_\_\_ ou en \_\_\_.

Pour obtenir la combustion d’une molécule, il faut fournir l’énergie d’activation *Ea* nécessaire à la rupture des \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ des réactifs. Alors les produits se forment de telle sorte que leur énergie soit la plus \_\_\_\_\_\_\_\_\_ possible. C’est l’énergie *E* libérée par la formation des produits. L’énergie *Ec* libérée par la combustion est la différence entre *E* et *Ea* : *Ec = \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_*. Par convention *Ec* est \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_.

Energie chimique des \_\_\_\_\_\_

CH4 + 2 O2

Energie chimique des \_\_\_\_\_\_

CO2 + 2 H2O

*\_\_\_\_*

*\_\_\_*

*\_\_\_\_\_\_\_\_\_*

*0*

Atomes isolés (énergie \_\_\_\_\_\_ par convention)

C + 4 H4 + 4 O

Exercice 6 : Le pouvoir calorifique moyen de l’essence est PCessence = 35,5 MJ.L-1. Un véhicule automobile effectue un trajet de 356 km. L’ordinateur de bord indique une consommation moyenne de 5,6 L pour 100 km.

1. Déterminer la quantité d’essence consommée lors du trajet.
2. Calculer la quantité d’énergie libérée par la combustion de l’essence.
3. Le rendement total du véhicule est estimé à 12%. Calculer la portion de l’énergie utilisée pour le déplacement. Où par la différence ?
4. Le trajet a durée 4h30, calculer la puissance moyenne développée par le moteur.

Exercice 6 : Le pouvoir calorifique de quelques alcanes est donné ci-dessous.

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Méthane | Ethane | Propane | Butane | Pentane | Hexane | Heptane | Octane | Nonane | Décane |
| 50,01 MJ/kg | 47,794 MJ/kg | 46,357 MJ/kg | 45,752 MJ/kg | 45,357 MJ/kg | 44,752 MJ/kg | 44,566 MJ/kg | 44,427 MJ/kg | 44,311 MJ/kg | 44,240 MJ/kg |

1. Tracer la courbe donnant PC en fonction du nombre d’atome de carbone de la molécule.
2. Comment évolue le pouvoir énergétique lorsque le nombre d’atome de carbone de l’alcane augmente ?

### Bilan de matière

* 1. **Avancement d’une réaction**

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

L'état d'avancement final est atteint lorsque la transformation chimique est \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ ; le système n'évolue plus. À cet état final correspond un **\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_** noté***x*final.**

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

Le **taux d'avancement** d'une réaction est égal au quotient de l'avancement final par l'avancement maximal : *r =*.

Exemple : Considérons la combustion complète de 0,1 mole d’éthanol avec 0,6 mole de dioxygène. On dresse le tableau d’avancement qui décrit l’évolution du système chimique au cours de sa transformation.

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
|  |  | | | |
|  | *néthanol*  (en mol) | *ndioxygène*  (en mol) | *ndioxyde de carbone*  (en mol) | *neau*  (en mol) |
| Etat initiale *x = \_\_*  La transformation n’a pas débuté | *ni-éthanol = \_\_\_* | *ni-dioxygène = \_\_* |  |  |
| Etat en cours de transformation *x* |  |  |  |  |
| Etat final *x = xmax*  L’avancement final est atteint lorsque :   * *\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_* soit *x1 = \_\_ mol* ; ou, * *\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_* soit *x2 = \_\_ mol*   *xmax* correspond à la plus petite valeur entre *x1* et *x2* soit *xmax = \_\_\_ mol* |  |  |  |  |
| Application numérique |  |  |  |  |

Dans cette réaction chimique, le réactif limitant est \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ (il a totalement disparu en fin de réaction). Il s’est formé \_\_\_ mole de dioxyde de carbone et \_\_\_ mole d’eau. Il reste \_\_\_ mole de dioxygène.

Remarque : dans le cas particulier où tous les réactifs ont disparu au cours de la réaction (*x1 = x2*), on dit qu’ils ont été introduits dans les \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_.

Exercice 7 : On considère la combustion complète du propane dans le dioxygène.

1. Ecrire et équilibrer la réaction avec les coefficients stœchiométriques entiers les plus petits possibles.
2. Préparer des tableaux d'évolution pour un état initial constitué de 2 mol de propane et de 7 mol de dioxygène. Déterminer l'état final du système et conclure.
3. Préparer des tableaux d'évolution pour un état initial constitué de 1,5 mol de propane et de 7,5 mol de dioxygène. Déterminer l'état final du système et conclure.
   1. **Combustions complètes et incomplètes**

La combustion est complète lorsque le \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ n’est pas le réactif limitant. Il faut de plus que l’apport en dioxygène soit régulier, donc la combustion soit bien \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_.

Dans le cas où le dioxygène est le réactif limitant alors la combustion est \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_.

Pour des combustibles constitués uniquement d’atome de carbone, d’hydrogène et d’oxygène, la combustion incomplète s’écrit :

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

La combustion incomplète présente des dangers spécifiques puisque le monoxyde de carbone est un gaz incolore, inodore, mais \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ et \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ pour des taux supérieures à 0,15 % dans l’air et des durées d’exposition supérieures à 1 heure. (cf devoir maison).