Oxydation des métaux dans l'air :

1. Les métaux peuvent-ils brûler dans l'air ?

1.1. Expérimentons, Observations et Interprétons :

Expérimentons :

Faisons brûler dans l'air différents métaux.

Observations :

A chaud, la poudre d'aluminium brûle dans l'air. Il se forme une poudre blanche d'oxyde d'aluminium.

A chaud, la poudre de cuivre brûle dans l'air avec une flamme verte. Il se forme une poudre noire d'oxyde de cuivre.

A chaud, la poudre de zinc brûle dans l'air. Il se forme une poudre blanche d'oxyde de zinc.

A froid, le fer rouille au contact du dioxgène de l'air, mais aussi de la vapeur d'eau.

Interprétons :

A la température de la flamme du Bec Bunsen, les métaux brûlent vivement dans l'air. Il faut pour cela qu'ils soient à l'état de petits grains, c'est-à-dire à **l'état divisé**.

Ainsi, les étincelles produites sous la voiture de course sont des particules de fer qui brûlent dans l'air. Dans les feux d'artifice, on utilise des poudres de différents métaux pour obtenir des étincelles colorées.

En revanche, les ustensiles de cuisine sont constitués de métaux **à l'état compact** (fer, aluminium, cuivre, zinc). Ils ne brûlent pas dans une flamme.

A température élevée et à l'état divisé, certains métaux brûlent dans l'air.

Signalons que les réactions d'oxydations à chaud, sont des réactions rapides tandis que celle qui se déroule à froid sont des réactions lentes.

2. Combustion des métaux dans le dioxygène :

2.1. Combustion du fer dans le dioxygène pur :

Expérimentons et observons :

Plongeons dans un flacon de dioxygène pur de la paille de fer portée à incandescence.

Le fer brûle vivement. Nous observons :

- la disparition du fer,
- la formation de particules incandescentes (oxyde de fer) ;
- un échauffement du flacon.

A la fin de l'expérience, une bûchette incandescente plongée dans le flacon s'éteint.

Interprétons :

Au cours de cette combustion du fer dans le dioxygène :

* le fer a été consommé ;
* le dioxygène a été consommé ;
* un corps nouveau s'est formé : un oxyde de fer appelé oxyde métallique ;
* de la chaleur s'est dégagée puisque le flacon s'est échauffé.

Cette combustion est donc une réaction chimique.

2.2. Combustions d'autres métaux dans le dioxygène pur :

Dans le dioxygène pur, les autres métaux usuels brûlent plus ou moins facilement selon leur état compact ou divisé en donnant des oxydes métalliques.

Ces combustions sont des réactions vives qui libèrent une grande quantité de chaleur en un intervalle de temps court, contrairement aux réactions de corrosion dans l'air qui sont lentes.

2.3. Combustions dans l'air :

Les combustions dans l'air font intervenir le dioxygène de l'air.Elles sont plus difficiles à réaliser que dans le dioxygène pur : les métaux doivent être à l'état divisé.

La combustion d'un métal dans le métal ou dans l'air, est une réaction vive au cours de laquelle des réactifs disparaissent (le dioxygène et le métal) et un produit nouveau apparaît (un oxyde métallique).
C'est une réaction d'oxydation, car l'un des réactifs est le dioxygène.

3. Les oxydes métalliques et les équations bilans :

Les oxydes métalliques sont des corps solides, constitués d'atomes de métal liés à des atomes d'oxygène.

Les principaux oxydes obtenus lors de combustions sont désignés par des formules.

Que signifie la formule d'un oxyde métallique ?

Dans l'oxyde de zinc (ZnO), il y a 1 atome de zinc pour 1 atome d'oxygène : l'oxyde de fer (Fe_3O_4) contient 3 atomes de fer pour 4 atomes d'oxygène.

Le bilan des réactions de combustion d'un métal s'écrit :

Métal + dioxygène → oxyde métallique
réactifs produit

Lors d'une réaction d'oxydation, la masse de l'oxyde métallique formé est égale à la somme des masses du métal et du dioxygène disparus.