

Physique chimie 3 eme
Chapitre 5
La combustion des métaux

Plan du cours:

Introduction: Peut-on « INCINÉRER » LES MÉTAUX?

I. COMPORTEMENT DE CERTAINS MÉTAUX DANS L'AIR À CHAUD

1. Expériences avec les métaux finement divisés.

a - Protocole expérimental :

b - Observations :

2. Expériences avec un échantillon de métal.

3. Synthèse des résultats.

II. COMPORTEMENT DES MÉTAUX DANS LE DIOXYGÈNE PUR À CHAUD : LE CAS DU FER

1. Expérience : consignes

2. Interprétation :

3. Que s'est-il passé ? Qui a disparu, qui est apparu ?

4. Conclusion :

III. BILAN DES OXYDATIONS DES Métaux.

1. Pour chaque métal, pourquoi peut-on dire qu'il y a eu réaction chimique?

2. Préciser dans chaque cas les réactifs et les produits.

3. Bilan littéral de ces réactions d'oxydation :

IV. CONSERVATION DE LA MASSE :

– **Expérience :**

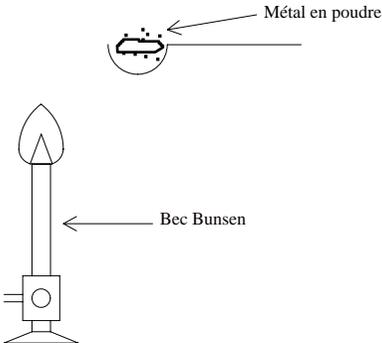
2. Interprétation d'une expérience :

Exercices: livre BELIN page 46 et 47

I. COMPORTEMENT DE CERTAINS MÉTAUX DANS L'AIR À CHAUD.

• 1. Expériences avec les métaux finement divisés.

a - Protocole expérimental :

<ul style="list-style-type: none"> • Tenir le bec Bunsen horizontalement à 10 cm de la table. • On projette successivement dans la flamme du bec Bunsen de la poudre de fer, d'aluminium, de cuivre puis de zinc comme cela est indiqué sur le schéma. 	
--	--

• b - Observations :

Poudre	Fer	Aluminium	Cuivre	Zinc
Aspect de la poudre avant l'expérience	gris foncé	gris métallisé.	Rose/rougeâtre.	Gris vert.
Observations :	La poudre brûle en émettant des étincelles et une flamme jaune.	La poudre brûle en émettant une lumière blanche très forte + fumées blanches	La poudre brûle en émettant une flamme de couleur verte.	La poudre brûle en émettant une flamme de couleur verte.
Aspect de la poudre après l'expérience	Poudre noire	poudre blanche	Poudre noire	poudre blanche

Quel est le gaz de l'air qui permet la combustion d'un métal ? Le dioxygène !!

2. Expériences avec un échantillon de métal.

- On place un échantillon de métal à l'aide d'une pince en bois dans la flamme du Bec Bunsen (partie bleue) pendant plusieurs secondes.

Aspect de la tournure de cuivre avant l'expérience :



Aspect de la grenaille de zinc avant l'expérience :

- On constate que la tournure de cuivre est portée à **incandescence** :

la partie qui est dans la flamme est rouge mais il n'y a pas de flamme verte. Après l'expérience, on constate que la tournure est noire en surface.

- La grenaille de zinc est portée elle aussi à incandescence jusqu'à que

le zinc fonde. Il tombe sur la table et se resolidifie (bel aspect métallique). Il n'y a pas, on plus de formation de flamme verte.

Pour aller plus loin avec le zinc.

La température de la flamme du bec Bunsen est d'environ 1550 °C.

Sachant que le zinc fond à 420 °C et l'oxyde de zinc vers 1975 °C, expliquer le phénomène observé :

le phénomène observé correspond simplement à un phénomène de fusion et non de combustion. C'est donc simplement un changement d'état et non une réaction chimique.

Le comportement d'un échantillon de métal et d'un métal à l'état finement divisé n'est pas le même : sous forme d'échantillon, le métal ne brûle pas. Il faut que le métal soit sous forme de poudre pour qu'il brûle

3. Conclusion.

Les métaux brûlent vivement dans l'air, à température très élevée quand ils sont finement divisés. Il s'agit d'une réaction de combustion : c'est une réaction chimique entre le métal et le dioxygène de l'air. Il s'agit donc à chaque fois d'une réaction d'oxydation.

Applications : en poudre, tous les feux d'artifice !

Sous forme compacte, cela permet de comprendre pourquoi les casseroles en aluminium ou en cuivre ne brûlent pas quand on les met sur le feu !

Lors des réactions de chacun des métaux, il y a formation d'une poudre nouvelle qui est un oxyde métallique dont la formule chimique est :

La formule de l'oxyde de fer est



La formule de l'oxyde d'aluminium est



La formule de l'oxyde de cuivre (noir) est



La formule de l'oxyde de zinc est



!!!! Note importante : Différence entre changement d'état et réaction chimique !!!!

Lors d'un **changement d'état**, les molécules impliquées dans le changement d'état restent identiques avant et après le changement d'état + caractère réversible.

Ex : lors de la fusion de la glace, ce sont des molécules d'eau que l'on trouve dans la glace et que l'on retrouve dans le liquide. Cela reste toujours de l'eau.

Lors d'une **réaction chimique**, il y a disparition totale ou en partie de certaines substances et formation de nouvelles substances + caractère irréversible (à leur niveau, leur dire qu'on ne peut pas revenir en arrière).

Ex : c'est comme préparer un gâteau au chocolat !! Au départ, on a des œufs + de la farine + une plaquette de chocolat + du sucre et au final on a un gâteau au chocolat dans lequel tous les ingrédients se sont mélangés, ont réagi ensemble pour donner quelque chose de nouveau. Mais on ne peut plus retrouver les œufs comme au départ, c'est sous une nouvelle forme !

Dans ce cas, on distingue alors :

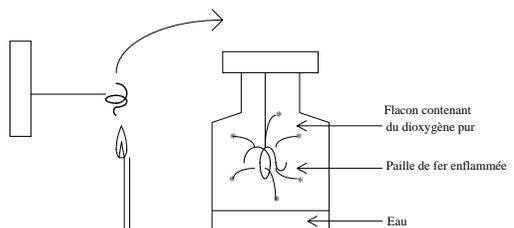
Réactifs : substances présentes avant la réaction qui réagissent ensemble et disparaissent lors de la réaction chimique (ce sont les ingrédients du gâteau).

Produits : substances qui apparaissent au cours de la réaction chimique (c'est la gâteau).

II. COMPORTEMENT DES MÉTAUX DANS LE DIOXYGÈNE PUR À CHAUD : LE CAS DU FER

1. Expérience :

À l'aide d'une allumette, porter la paille de fer à incandescence comme cela est indiqué sur le schéma et introduire l'ensemble dans un flacon rempli de dioxygène pur. Attention à opérer rapidement et ne pas laisser le flacon trop longtemps ouvert sinon le O₂ se répand dans la salle de classe ! (L'expérience est à comparer avec la combustion du fer dans l'air, attention à bien leur dire de conserver ensuite le flacon fermé.)

<p>Schématisme de l'expérience :</p>  <p>Flacon contenant du dioxygène pur Paille de fer enflammée Eau</p>	<p>Observations :</p> <p>Le flacon s'échauffe</p> <p>La paille de fer brûle en émettant une lumière vive et des étincelles jaunes</p> <p>La paille de fer diminue en taille et noircit</p> <p>Des billes noires tombent au fond du flacon</p>
--	--

2. Interprétation :

Le **fer** a réagi avec le **dioxygène** présent dans le flacon. Il s'agit d'**une combustion et non** d'un changement d'état. Cette combustion est une réaction qui libère de la chaleur : on dit qu'elle est **exothermique**.

Une partie du fer a été consommé, au vu de la taille de la paille de fer.

3. Que s'est-il passé ? Qui a disparu, qui est apparu ?

Emettons des hypothèses et cherchons à les tester ! Les avis sont partagés :

1. *Le dioxygène a été consommé.*
2. *Le fer a fondu pour donner les billes noires au fond du flacon.*
3. *Les billes noires sont un nouveau corps, issu de la réaction chimique.*

Pour vérifier l'hypothèse (1), on place un nouveau morceau de paille de fer enflammé dans le flacon utilisé précédemment, que l'on a tenu fermé jusque là.

On observe que la paille de fer s'éteint immédiatement.

Donc le dioxygène a disparu du flacon : il a été consommé lors de la première combustion.

Pour vérifier les hypothèses (2 & 3), on s'intéresse au comportement magnétique de la paille de fer et des billes noires que l'on a récupérées en approchant un aimant de chacune de ces substances.

On observe que la paille de fer n'est pas attirée par l'aimant tandis que les billes noires le sont.

Ces billes ne sont donc pas du fer qui a fondu mais un nouveau corps, formé lors de la combustion du fer dans le dioxygène. Il s'agit d'oxyde de fer, de formule Fe₃O₄.

4. Conclusion :

Au cours de cette combustion, le fer réagit avec le dioxygène pour donner de l'oxyde de fer. Le fer est partiellement consommé tandis que le dioxygène disparaît totalement.

III. BILAN DES OXYDATIONS DES MÉTAUX.

1. Pour chaque métal, pourquoi peut-on dire qu'il y a eu réaction chimique?

On peut dire qu'il y a eu réaction chimique, car au cours de chaque transformation, un nouveau produit s'est formé (billes noires pour la combustion du fer, poudre blanche pour le zinc) et qu'une partie des réactifs a disparu (dioxygène, paille de fer).

2. Préciser dans chaque cas les réactifs et les produits.

	Réactifs	Produits
Oxydation du fer	Fer (Fe) Dioxygène (O ₂)	Oxyde de fer (Fe ₂ O ₃)
Oxydation de l'aluminium	Aluminium (Al) Dioxygène (O ₂)	Oxyde d'aluminium (Al ₂ O ₃)
Oxydation du cuivre	Cuivre (Cu) Dioxygène (O ₂)	Oxyde de cuivre (CuO)
Oxydation du zinc	Zinc (Zn) Dioxygène (O ₂)	Oxyde de zinc (ZnO)

3. Bilan littéral de ces réactions d'oxydation :

Le bilan d'une réaction chimique caractérise une réaction chimique. En chimie, on traduit ce bilan par une équation appelée **équation bilan**. Elle correspond à une mise en équation en math. Cela permet de décrire rapidement, sans utiliser de phrases ce qui s'est passé au cours de la réaction.

On écrit alors :



Le signe « + » signifie réagit avec ou et.

La flèche signifie « donne ».

L'équation –bilan se lit donc : X réagit avec Y pour donner Z et T.

Comme une réaction chimique correspond à la réalisation d'un bon gâteau au chocolat, il est important de savoir quelle quantité des ingrédients on va utiliser, ce qui déterminera aussi la taille du gâteau à déguster !

Il faut donc aussi préciser en chimie dans l'équation-bilan la « quantité » des corps qui participent à la réaction en respectant toujours la règle d'or :

« Rien ne se perd, rien ne se crée, tout se transforme » LAVOISIER.

Elle signifie qu'il y a conservation de la matière soit, plus précisément, conservation du nombre des atomes avant et après réaction chimique : si 2 atomes d'oxygène interviennent dans les réactifs, on doit compter dans les produits 2 atome d'oxygène.

IV. CONSERVATION DE LA MASSE

Oxydation du <u>Fer</u> :	$3 \text{ Fe} + 2 \text{ O}_2 \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4$
Oxydation de l' <u>Aluminium</u> :	$4 \text{ Al} + 3 \text{ O}_2 \rightarrow 2 \text{ Al}_2\text{O}_3$
Oxydation du <u>Cuivre</u> :	$2 \text{ Cu} + \text{ O}_2 \rightarrow 2 \text{ CuO}$
Oxydation du <u>Zinc</u> :	$2 \text{ Zn} + \text{ O}_2 \rightarrow 2 \text{ ZnO}$

IV. CONSERVATION DE LA MASSE :

1. Expérience :

On place de la paille de fer dans un flacon contenant du dioxygène pur. Le bocal est hermétiquement fermé (rien ne peut rentrer, rien ne peut sortir). On parle de **système fermé**. On place l'ensemble sur une balance et on note la masse.

On enflamme la paille de fer grâce à court-circuit avec un générateur. On mesure la masse de l'ensemble à la fin de la combustion.

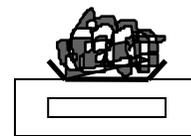
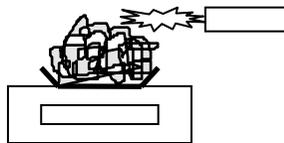
On observe que la masse ne varie pas : $m_1 = 331\text{g}$ et $m_2 = 331/332\text{g}$

Conclusion : la masse d'un système fermé ne varie pas lors d'une réaction chimique

2. Interprétation d'une expérience :

On réalise la combustion du fer sur une coupelle. Comment évolue la masse ?

- elle augmente
- elle ne change pas
- elle diminue



Observation : la masse augmente sensiblement (3 à 4g).

Interprétation :

ici le système est **ouvert**. Lors de la combustion du fer, le fer s'oxyde pour donner de l'oxyde de fer noir qui est la combinaison d'un atome de fer et d'un atome d'oxygène.

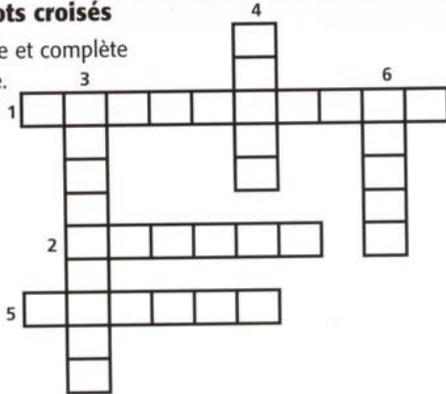
Lors de la première pesée, on pèse la masse du fer. Lors de la seconde pesée, on pèse la masse de l'oxyde de fer (et éventuellement du fer restant).

L'augmentation de masse provient donc de la masse des atomes d'oxygène qui se sont liés au fer pour former l'oxyde de fer.

Exercices corrigés 7 a 9 page 46

7 Mots croisés

Recopie et complète la grille.



1. Réaction chimique libérant de la chaleur et parfois de la lumière.
2. Ils se conservent au cours d'une réaction chimique.
3. Action du dioxygène.
4. Celle des réactifs consommés est toujours égale à celle des produits formés.
5. Adjectif qualifiant l'état dans lequel les métaux brûlent facilement.
6. Produit de l'oxydation des métaux.

8 Schématise une expérience

Au cours d'une activité expérimentale, voici ce qu'un élève note dans son cahier : « Lorsque je plonge la paille de fer dans un flacon rempli de dioxygène pur, aussitôt une lumière vive apparaît et le fer brûle vivement. Il brûle nettement mieux que dans l'air. Quand la combustion s'arrête, les parois du flacon sont chaudes et j'observe la présence de boules grises sur le sable au fond du flacon. »

- Cet élève a oublié de décrire l'aspect de la paille de fer au début de l'expérience. Précise ce qu'il aurait dû noter.
- Schématise l'expérience décrite par cet élève.
- Complète son compte-rendu en rédigeant la conclusion de son expérience.

Interprète des équations-bilans

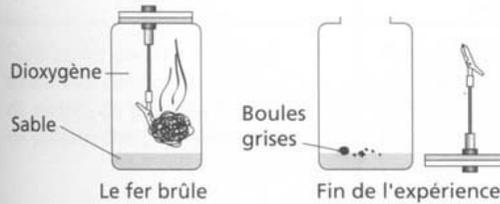
(Ex. 9 et 10)

9 Analyse l'équation-bilan : $2 \text{Cu} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CuO}$.

- Nomme le(s) réactif(s).
- Nomme le(s) produit(s).
- Indique de quelle réaction chimique il s'agit.
- Précise le nombre de molécules de dioxygène consommées lorsque 4 atomes de cuivre réagissent.

7. 1. Combustion; 2. Atomes; 3. Oxydation; 4. Masse; 5. Divisé; 6. Oxyde.

8. a. Il aurait dû préciser que la paille de fer était incandescente.
b.



c. Conclusion : le fer réagit avec le dioxygène de l'air, il se forme de l'oxyde de fer.

- Les réactifs sont le cuivre et le dioxygène.
- Le produit est l'oxyde de cuivre.
- Il s'agit de la combustion du cuivre.

Exercices corrigés 10 a 13 page 47

10 Lors de sa combustion, le zinc réagit avec le dioxygène de l'air pour former l'oxyde de zinc selon l'équation-bilan suivante : $2 \text{Zn} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ZnO}$

Recopie et complète le tableau ci-dessous :

	Zn	O ₂	ZnO
Avant la réaction	4	2	0
Qui réagit		2	
Après la réaction			

11 Exploite des expériences

Un élève réalise successivement trois expériences afin de trouver les meilleures conditions de combustion du fer. Observe ses résultats photographiés ci-dessous.



- Indique ce qui a varié entre les étapes 1 et 2, puis entre les étapes 2 et 3.
- Rédige la conclusion de l'étape 2.
- Rédige la conclusion de l'étape 3.
- Propose une conclusion générale.

12 Écris une équation-bilan

Un élève fait brûler de l'aluminium et interprète son expérience en écrivant : « De l'aluminium et du dioxygène sont consommés, tandis que de l'oxyde d'aluminium se forme. »

- Nomme la réaction chimique réalisée par cet élève.
- Écris son bilan chimique.
- Établis son équation-bilan.

13 Une combustion dans un bocal fermé

De la laine de fer est placée dans un bocal hermétiquement fermé et rempli de dioxygène. L'ensemble a une masse égale à 760 g. Un court-circuit déclenche la combustion du métal. Tout le métal brûle.



- Écris l'équation-bilan de la combustion réalisée dans le bocal.
- Prévois la masse de l'ensemble après que tout le métal a été consommé. Justifie ta réponse en utilisant la conjonction « donc ».

10.

	Zn	O ₂	ZnO
Avant la réaction	4	2	0
Qui réagit	4	2	0
Après la réaction	0	0	4

11. a. Entre les étapes 1 et 2, l'état de division du fer a changé : le fer est plus finement divisé dans l'étape 2. Entre les étapes 2 et 3, le milieu dans lequel le fer brûle a changé : le fer brûle dans l'air dans l'étape 2, alors qu'il brûle dans le dioxygène pur dans l'étape 3.

b. Le fer brûle plus facilement lorsqu'il est finement divisé.

c. Le fer brûle plus facilement dans le dioxygène pur que dans l'air.

d. Le fer brûle plus facilement dans le dioxygène pur et lorsqu'il est finement divisé.

12. a. La réaction chimique réalisée par cet élève est la combustion de l'aluminium.

b. Bilan : aluminium + dioxygène → oxyde d'aluminium.

c. Équation-bilan : $4 \text{Al} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Al}_2\text{O}_3$.

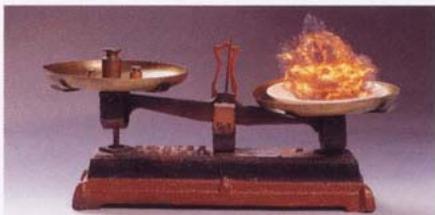
13. a. Équation-bilan : $3 \text{Fe} + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4$.

b. La masse est conservée au cours d'une réaction chimique et le bocal est hermétiquement fermé, donc la masse de l'ensemble est égale à 760 g à la fin de la réaction chimique.

Exercices corrigés 14 a 16 page 47

14 Explique le déséquilibre de la balance

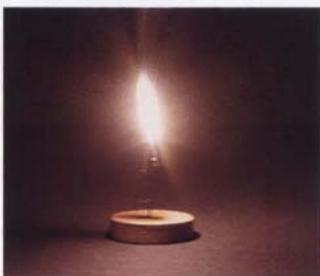
On place sur l'un des plateaux d'une balance de la paille de fer, et sur l'autre des « poids » permettant d'atteindre l'équilibre. On enflamme la paille de fer. La balance est déséquilibrée dès que la paille de fer se met à brûler.



- Nomme la réaction chimique qui a lieu quand le fer brûle.
- Cite les réactifs et les produits.
- Explique pourquoi la balance est déséquilibrée.

15 La combustion du magnésium

Le magnésium de formule Mg est un métal qui, lorsqu'on le chauffe, réagit vivement avec le dioxygène. Lors de sa combustion, il apparaît une lumière intense qui servait autrefois



dans les flashes photographiques. Il se forme également une fumée blanche constituée d'oxyde de magnésium de formule MgO . Cet oxyde, appelé aussi magnésie, est semblable à la poudre utilisée par les alpinistes ou les gymnastes pour ne pas glisser.

- Nomme les réactifs de la combustion du magnésium.
- Nomme le produit.
- Établis l'équation-bilan de la combustion du magnésium.

16 Les rails de chemin de fer

Pour souder les rails de chemin de fer, on utilise un mélange de poudres constitué d'aluminium et d'oxyde de fer. Lorsqu'on élève la température, une réaction vive a lieu : il se forme alors du fer liquide et de l'oxyde d'aluminium. Le fer formé soude les rails entre eux.

- Explique comment le fer peut souder les rails.
- Écris le bilan de cette réaction chimique.

14. a. C'est la combustion du fer.

b. Les réactifs sont le fer et le dioxygène, le produit est l'oxyde de fer.

c. Lors de la combustion du fer dans l'air, des atomes d'oxygène provenant du dioxygène de l'air se combinent avec les atomes de fer de la paille de fer pour former de l'oxyde de fer : la masse de l'oxyde de fer est donc supérieure à la masse du fer pesée au départ.

15. a. Les réactifs sont le magnésium et le dioxygène.

b. Le produit est l'oxyde de magnésium, encore appelé magnésie.

c. Équation-bilan : $2 Mg + O_2 \rightarrow 2 MgO$.

16. a. Le fer en se refroidissant se solidifie et peut ainsi souder les rails.

b. Bilan : aluminium + oxyde de fer \rightarrow oxyde d'aluminium + fer.