



TITRE DE LA LEÇON : OXYDORÉDUCTION PAR VOIE SÈCHE

I. SITUATION D'APPRENTISSAGE

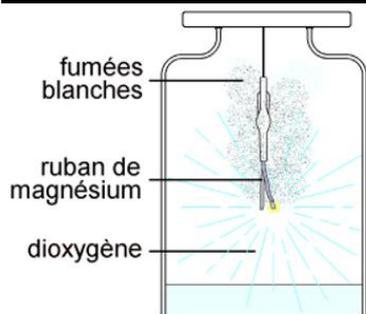
À l'occasion de la fête du nouvel an, des élèves de la 1^{ème} C du Lycée Moderne Arsène Assouan Usher observent un feu d'artifices. Ils sont émerveillés par l'éclat, la beauté des couleurs et des figures. Ils en parlent à leur Professeur de Physique-Chimie qui leur dit que ce feu d'artifices est le résultat de réactions d'oxydation par voie sèche, faisant intervenir divers composés solides (magnésium, oxyde ferrique Fe_2O_3 ...).

Pour aider ses élèves à comprendre ce phénomène, le professeur décide avec eux, d'écrire les équation-bilans de ces réactions, de les interpréter et de définir le nombre d'oxydation.

II. CONTENU DE LA LEÇON

1. Oxydation du magnésium par le dioxygène

1.1. Expérience et observations

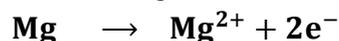


1.2. Interprétation

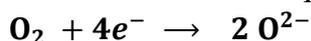
- La combustion du magnésium dans le dioxygène est très vive, elle se traduit par une lumière blanche intense et un dégagement de fumée blanche (particules solides) d'oxyde de magnésium (MgO) qui se déposent.

L'analyse de l'oxyde de magnésium montre qu'il a une structure ionique du fait d'un empilement régulier d'ion magnésium Mg^{2+} et d'ion oxygène O^{2-} .

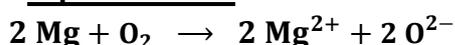
Au cours de la réaction, chaque atome de magnésium se transforme en cation (Mg^{2+}) en cédant 2 électrons : il y a oxydation du magnésium selon la demi-équation :



Chaque molécule de dioxygène O_2 se transforme en anion O^{2-} en captant 2 électrons par atome : Il y a réduction selon la demi-équation :



1.3. Équation-bilan



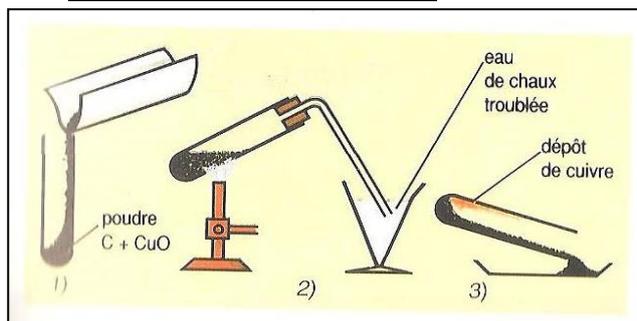
1.4. Conclusion

L'oxydation du magnésium par le dioxygène est une réaction d'oxydoréduction en dehors du milieu aqueux : on dit que c'est **une réaction d'oxydoréduction par voie sèche**.

Remarque : cette réaction par voie sèche est une réaction d'oxydoréduction entre les couples Mg^{2+}/Mg et O_2/O^{2-} .

2. Réduction de l'oxyde de cuivre ii par le carbone

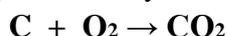
2.1. Expérience et observations



2.2. Interprétation

- Le dépôt rouge visible dans le tube à essais est du cuivre : l'oxyde de cuivre est réduit à l'état de cuivre métallique. La demi-équation est : $2\text{CuO} \rightarrow 2\text{Cu} + \text{O}_2$

- Le carbone a été oxydé en dioxyde de carbone qui trouble l'eau de chaux. La demi-équation est :



L'équation-bilan de cette réaction est :

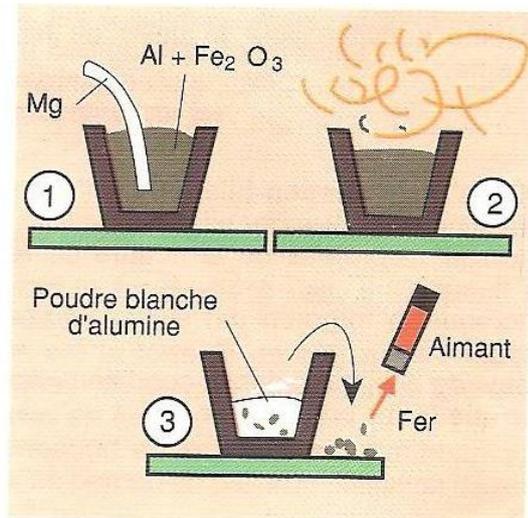


2.3. Conclusion

La réduction de l'oxyde de cuivre par le carbone est une réaction d'oxydoréduction par voie sèche.

3. Réduction de l'oxyde ferrique par l'aluminium

3.1. Expérience et observations



3.2. Interprétation

La poudre blanche formée après combustion est de l'alumine (Al_2O_3).

Les oxydes Fe_2O_3 et Al_2O_3 sont des oxydes ioniques formés respectivement par les ions (Fe^{3+} et O^{2-}) et (Al^{3+} et O^{2-})

L'ion Fe^{3+} a été réduit selon la demi-équation : $\text{Fe}^{3+} + 3\text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}$

L'aluminium Al a été oxydé selon la demi-équation : $\text{Al} \longrightarrow \text{Al}^{3+} + 3\text{e}^-$

Équation-bilan : $\text{Fe}^{3+} + \text{Al} \longrightarrow \text{Fe} + \text{Al}^{3+}$

3.3. Conclusion

La réduction de l'oxyde ferrique par l'aluminium communément appelée aluminothermie, est une réaction d'oxydoréduction au cours de laquelle il y a transfert d'électrons entre l'aluminium Al et les ions Fe^{3+} .

4. Nombre d'oxydation

4.1. Définition

Le nombre d'oxydation ou degré d'oxydation (n.o) d'un élément dans un composé (atome, ion ou molécule) est un nombre algébrique qui indique l'état d'oxydation de cet élément pour l'espèce chimique considérée.

Remarque:

- le nombre d'oxydation est écrit en chiffre romain précédé des signes + ou - ,
- sa détermination résulte d'un ensemble de définitions et de conventions.

4.2. Détermination du nombre d'oxydation d'un élément

4.2.1. Dans un corps pur simple

Le nombre d'oxydation d'un élément à l'état de corps pur simple est nul.

Exemple : n.o(Na) = 0 et n.o(Fe) = 0

4.2.2. Dans un ion

❖ Ion monoatomique : son n.o est égal à sa charge.

Exemple : n.o(Fe^{2+}) = +II, n.o(Cr^{3+}) = +III et n.o(O^{2-}) = - II

❖ Ion polyatomique

La somme algébrique des n.o de tous les éléments de l'ion est égale à sa charge globale.

Exemple : pour SO_4^{2-} : n.o (S) + 4 n.o(O) = - II

4.2.3. Dans une molécule

La somme algébrique des n.o de tous les éléments de la molécule est égale à zéro.

❖ le n.o d'une molécule est nul.

Exemple : pour H_2O : 2 n.o(H) + n.o(O) = 0

4.2.4. Règle

Sauf dans la molécule O_2 l'élément oxygène a le nombre d'oxydation -II.

Sauf dans la molécule H_2 l'élément hydrogène a le nombre d'oxydation +I.

Activité d'application

Calcule le nombre d'oxydation des éléments dans les espèces chimiques suivantes :

Cu ; Al^{3+} ; CO_2 ; Al_2O_3 ; H_2SO_4

Solution

* n. o. (Cu) = 0

* n. o. (Al^{3+}) = +III

* Dans CO_2 : n. o. (C) + 2 n. o. (O) = 0 où n. o. (O) = -II

\Rightarrow n. o. (C) = -2 n. o. (O) = -2 \times (-II) = +IV

* Dans Al_2O_3 : 2 n. o. (Al) + 3 n. o. (O) = 0 où n. o. (O) = -II

\Rightarrow n. o. (Al) = $-\frac{3}{2}$ n. o. (O) = $-\frac{3}{2}$ \times (-II) = +III

* Dans H_2SO_4 : 2 n. o. (H) + n. o. (S) + 4 n. o. (O) = 0 où n. o. (O) = -II et n. o. (H) = +I

\Rightarrow n. o. (S) = -2 n. o. (H) - 4 n. o. (O) = -2 \times (+I) - 4 \times (-II) = +VI

4.3. Utilisation du nombre d'oxydation dans une réaction d'oxydoréduction

- Dans une réaction chimique, si le n.o d'un élément chimique augmente, alors cet élément a subi une oxydation. Le corps qui contient l'élément dont le n.o augmente est le réducteur.
- Dans une réaction chimique, si le n.o de l'élément chimique diminue, alors cet élément a subi une réduction. Le corps qui contient l'élément dont le n.o diminue est l'oxydant.

Activité d'application

Détermine le nombre d'oxydation des éléments dans les équations-bilans ci-dessous puis déduis l'oxydation et la réduction.

1. $\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2e^{-}$
2. $\text{O}_2 + 4e^{-} \rightarrow 2\text{O}^{2-}$

Solution

1. $\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2e^{-}$
 $\begin{array}{ccc} & & \\ 0 & & +\text{II} \end{array}$

Le n.o de l'élément magnésium passe de 0 à +II. Il augmente. Le magnésium a été oxydé.

2. $\text{O}_2 + 4e^{-} \rightarrow 2\text{O}^{2-}$
 $\begin{array}{ccc} & & \\ 0 & & -\text{II} \end{array}$

Le n.o de l'élément oxygène passe de 0 à -II. Il diminue, il a été réduit.

Situation d'évaluation

Ton Professeur vous informe que le chrome Cr est préparé industriellement par aluminothermie à partir de l'oxyde de chrome (III) Cr_2O_3 et de l'aluminium métallique. On obtient ainsi du chrome métallique et de l'oxyde d'aluminium (appelé couramment alumine) Al_2O_3 .

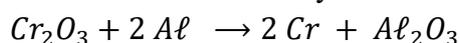
Données : masses molaires atomiques $M(\text{Cr}) = 52 \text{ g/mol}$, $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$

Il te demande de répondre aux consignes suivantes.

1. Écris l'équation chimique de la réaction qui a lieu.
2. Montre qu'il s'agit d'une réaction redox.
3. Précise le réactif oxydant et le réactif réducteur.
4. Calcule la masse de chrome obtenu lorsqu'on fait réagir 5,0 g d'oxyde de chrome (III) avec 8,5 g d'aluminium.

Solution

- 1) Bilan des nombres d'oxydation



- 2) Au cours de cette réaction le n.o du chrome passe de l'état + III à l'état 0 et le n.o de l'aluminium passe de l'état 0 à l'état III : il s'agit d'une réaction redox.

3. Cr_2O_3 est l'oxydant et Al est le réducteur.

4. Calcul de la masse de chrome

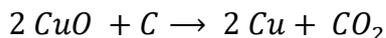
$$n_{\text{Cr}_2\text{O}_3} = \frac{n_{\text{Cr}}}{2} \Rightarrow n_{\text{Cr}} = 2 n_{\text{Cr}_2\text{O}_3} \Rightarrow \frac{m_{\text{Cr}}}{M_{\text{Cr}}} = \frac{2 m_{\text{Cr}_2\text{O}_3}}{M_{\text{Cr}_2\text{O}_3}} \Rightarrow m_{\text{Cr}} = \frac{2 \times M_{\text{Cr}} \times m_{\text{Cr}_2\text{O}_3}}{M_{\text{Cr}_2\text{O}_3}}$$

$$m_{\text{Cr}} = \frac{2 \times 52 \times 5}{52 \times 2 + 16 \times 3} = 3,42 \text{ g}$$

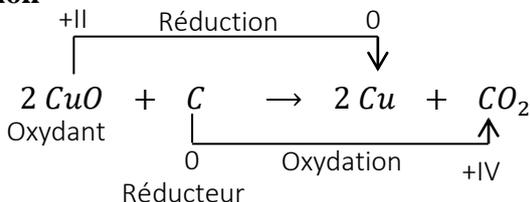
III. EXERCICES

Exercice 1

Détermine l'oxydation, la réduction, l'oxydant et le réducteur dans la réaction chimique d'équation-bilan ci-dessous :



Solution



Exercice 2

Ordonne les mots et expressions suivants de sorte à constituer une phrase ayant un sens en rapport avec l'oxydoréduction par voie sèche.

- 3) qui contient / la réaction de réduction. / le nombre d'oxydation / d'oxydoréduction, / Au cours d'une réaction / diminue, / un élément dont / subit / l'espèce chimique
- 4) un élément / augmente / l'espèce chimique / est le réducteur. / Au cours d'une réaction / qui contient / dont le nombre d'oxydation / d'oxydoréduction,

Solution

- 1) Au cours d'une réaction d'oxydoréduction, l'espèce chimique qui contient un élément dont le nombre d'oxydation diminue, subit la réaction de réduction.
- 2) Au cours d'une réaction d'oxydoréduction, l'espèce chimique qui contient un élément dont le nombre d'oxydation augmente est le réducteur.

Exercice 3

Ton Professeur effectue la réaction entre l'oxyde de cuivre II (CuO) et le carbone.

Il se forme un gaz qui trouble l'eau de chaux et un résidu métallique rouge brique.

- 1) Écris l'équation-bilan de la réaction.
- 2) Calcule les nombres d'oxydation de chaque élément dans les espèces de l'équation-bilan.

Solution

- 1) Équation-bilan : $2 \text{CuO} + \text{C} \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{Cu}$
- 2) Nombres d'oxydation
 - * dans C, n. o. (C) = 0;
 - * Dans CuO, n. o. (O) = -II et n. o. (Cu) = -n. o. (O) = +II
 - * Dans CO_2 , n. o. (C) = -2n. o. (O) = +IV
 - * Dans Cu, n. o. (Cu) = 0

Exercice 4

Choisir la (ou les) lettre(s) correspondant à la (aux) bonne(s) réponse(s)

1. Le nombre d'oxydation d'un élément dans un ion monoatomique est égal :
 - a) à zéro ;
 - b) à la charge portée par l'ion ;
 - c) à la valeur absolue de la charge portée par l'ion.
2. Dans la molécule de méthanol CH_4O , le nombre d'oxydation de l'élément carbone est égal à :
 - a) -II;
 - b) 0;

- c) +II.
3. La réduction d'un élément correspond :
- à l'augmentation de son n.o ;
 - à la diminution de son n.o ;
 - à la conservation de son n.o.
4. Avec les entités chimiques H_3O^+ , H_2 et H_2O , on peut former les couples redox :
- $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2$;
 - $\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2$;
 - $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$.

Solution

- b)
- a)
- b)
- a) et b)

Exercice 5

Au cours d'une séance de travaux pratiques, ton groupe est choisi pour mener la réaction de l'acide sulfurique concentré à chaud avec 18 g de carbone afin d'identifier le type de réaction qui a lieu et écrire l'équation bilan de la réaction. Vous obtenez du dioxyde de soufre, du dioxyde de carbone et de l'eau.

Données : $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$; $M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$; $V_m = 28 \text{ L/mol}$.

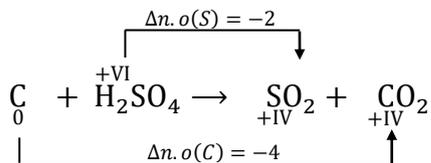
Tu es le rapporteur de ton groupe.

- Vérifie si la réaction qui a lieu est une réaction d'oxydoréduction.
- Écris l'équation-bilan de la réaction.
- Calcule le volume de dioxyde de carbone qui se forme.

Solution

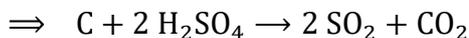
1. Le n. o (S) passe de +VI dans H_2SO_4 à +IV dans SO_2 , tandis que n. o (C) passe de 0 dans C à +IV dans CO_2 : n. o. varie: cette réaction est une réaction d'oxydoréduction.

2.



Les coefficients stœchiométriques des éléments carbones (x) et des éléments soufre (y) sont tels

$$\text{que } 4x = 2y \text{ soit } y = 2x \Rightarrow \begin{cases} x = 1 \\ y = 2 \end{cases}$$



Assurons la conservation de l'élément oxygène. Le milieu étant acide, on utilise H_2O :

$\text{C} + 2 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2 \text{SO}_2 + \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$: c'est l'équation bilan de la réaction.

3. volume de dioxyde de carbone

$$n(\text{C}) = n(\text{CO}_2) \Rightarrow V(\text{CO}_2) = \frac{m_{\text{C}}}{M_{\text{C}}} V_m = 42 \text{ L}$$

Exercice 6

Votre professeur de Physique-Chimie vous apprend que l'un des minerais de fer utilisés par les forgerons pour fabriquer les dabs est l'oxyde de fer III (Fe_2O_3). Il contient 57% de fer.

L'oxyde de fer III est d'abord réduit par le monoxyde de carbone (CO) en fer et en dioxyde de carbone. Ensuite le fer obtenu est usiné artisanalement.

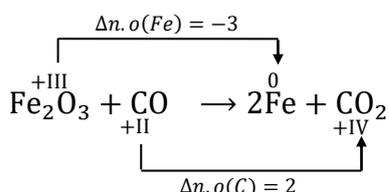
Il vous demande à la suite de son exposé, d'écrire l'équation-bilan de la réaction de réduction de l'oxyde de fer, et de déterminer la masse de fer produit.

Données : $V_m = 22,4 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g/mol}$; $M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$.

1. Écris l'équation-bilan de la réaction de réduction par le monoxyde de carbone qui donne du fer et du dioxyde de carbone.
2. Identifie l'espèce chimique qui capte des électrons.
3. Identifie l'espèce chimique qui cède des électrons.
4. Calcule :
 - 4.1 le volume de monoxyde de carbone, mesuré dans les conditions normales de température et de pression, nécessaire pour réduire trois tonnes de minerai de fer.
 - 4.2 la masse de fer obtenue.

Solution

1.



Les coefficients stœchiométriques des éléments carbone (x) et des éléments fer (y) sont tels que :

$$x = 3y \Rightarrow \begin{cases} x = 3 \\ y = 1 \end{cases}$$



2. L'oxydant est Fe_2O_3 ;

3. le réducteur est CO.

4.

$$4.1 \frac{n(\text{CO})}{3} = n(\text{Fe}_2\text{O}_3) \Rightarrow V(\text{CO}) = 3 \frac{m(\text{Fe}_2\text{O}_3)}{M(\text{Fe}_2\text{O}_3)} V_m = 4,2 \cdot 10^5 \text{ L}$$

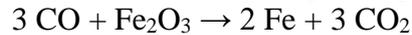
$$4.2 m(\text{Fe}) = \frac{57 m(\text{Fe}_2\text{O}_3)}{100} = 570 \text{ kg} = 0,57 \text{ t}$$

IV. DOCUMENTATION

DU MINERAI DE FER A L'ACIER

La plupart des minerais de fer que l'on exploite pour préparer ce métal contiennent de l'oxyde de fer (III) Fe_2O_3 mélangé à de la terre, qui constitue la gangue.

Le réducteur utilisé est le monoxyde de carbone CO. Ce gaz est le produit de la combustion du carbone à température élevée. Les réactions qui se produisent lorsqu'on met en présence Fe_2O_3 et CO sont complexes. On peut traduire le bilan de ces réactions par l'équation :



La réduction de Fe_2O_3 par CO a lieu dans un haut fourneau. On introduit par la partie supérieure, le gueulard, un mélange solide contenant: le minerai de fer, du coke et une substance appelée fondant. Au cours de leur descente dans le haut fourneau :

- le coke (carbone pratiquement pur) brûle et donne naissance au monoxyde de carbone CO ;
- le fondant se combine à la gangue pour former un produit appelé laitier ;
- le minerai de fer est réduit par le monoxyde de carbone, ce qui donne du fer.

Outre le carbone, les fontes contiennent, en proportions variables suivant l'origine du minerai, du silicium, du manganèse, du soufre, du phosphore... Tous ces corps sont plus facilement oxydables que le fer. L'élimination de toutes ces impuretés (y compris le carbone) est réalisée en les oxydant, le plus souvent par soufflage d'air ou d'oxygène pur à travers la fonte liquide.

