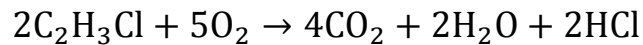


On prend $n.o(H)=I$; $n.o(O)=-II$; $n.o(Cl)=-I$; $n.o(Al)=+III$;

Exercice 1:

I) La combustion de certains déchets pollue l'air, une forme de la pollution de l'air est la pluie acide. On considère l'équation de la combustion de C_2H_3Cl qui est utilisée dans la fabrication de plastique :



- 1) Calculer le nombre d'oxydation du carbone dans C_2H_3Cl et CO_2 .
- 2) Montrer que cette réaction est redox. On donne $n.o(Cl)$ dans C_2H_3Cl et HCl est $(-I)$.
- 3) Identifier l'oxydant.

II)

- 1) Parmi les métaux, on cite le magnésium, un métal alcalinoterreux. L'atome de magnésium perd les deux électrons de sa couche périphérique pour devenir un ion Mg^{2+} .
- 2) Traduire cet énoncé par une demi-équation électronique.
- 3) Déduire la nature de la réaction représentée par cette demi-équation électronique.

Exercice 2:

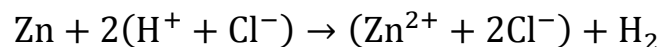
En ajoutant de l'eau à un mélange de poudre d'aluminium Al et de diiode I_2 , on observe une réaction violente.

L'équation de cette réaction est : $2Al + 3I_2 \rightarrow 2AlI_3$

- 1) Indiquer le nombre d'oxydation de chaque élément dans les réactifs et dans les produits.
- 2) Préciser les atomes oxydés et réduits.
- 3) Identifier l'oxydant et le réducteur.

Exercice 3

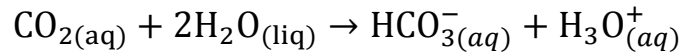
- 1 Le zinc est un métal qui réagit avec les ions H^+ d'un acide selon la réaction redox d'équation :



- a. A l'aide des nombres d'oxydation, préciser l'espèce qui subit l'oxydation.
- b. Ecrire la demi-équation électronique de la réaction qui a lieu.
- c. Déduire l'oxydant.

2. Les précipitations naturelles et non polluées ont un pH acide. Leur acidité est due au

dioxyde de carbone qui se dissout dans l'eau. L'équation entre l'eau et le dioxyde de carbone s'écrit :



- Calculer le nombre d'oxydation du carbone dans les espèces : CO_2 et HCO_3^-
- Déduire, à partir des n.o, que la réaction représentée par l'équation E_2 n'est pas une réaction d'oxydoréduction

Exercice 4

I)

- Comment varie le nombre d'oxydation lors d'une réduction
- L'équation: $K \rightarrow K^+ + e^-$ représente-t-elle une réduction ?.

II)

Déterminez l'oxydant et le réducteur dans les oxydoréductions suivantes :

- $2\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl}$
- $\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{S} \rightarrow 3\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$

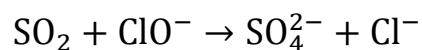
Exercice 5

Preciser les reactions d'oxydoreduction :

- $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$
- $2\text{H}^+ + 2\text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Mg} \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2$

Exercice 6:

On considère l'équation non équilibrée de la réaction suivante:



1/ a/ Définir une réaction rédox.

b/ Montrer que cette réaction est une réaction rédox.

2/ a/ Définir un couple rédox.

b/ Donner les couples rédox mis en jeu dans cette réaction.

3 / Quelle est l'entité oxydée et celle qui est- réduite au cours de cette réaction?

4/ Equilibrer l'équation de la réaction.

Exercice 7:

On fait réagir en milieu acide une solution de permanganate de potassium KMnO_4 avec une solution de dioxyde de soufre (SO_2). Il se forme des ions manganèse (Mn^{2+}) et des ions sulfatent (SO_4^{2-}).

a) Déterminer les nombres d'oxydation du manganèse (**Mn**) et du soufre (**S**) dans les entités chimiques suivantes: MnO_4^- , Mn^{2+} ; SO_2 et SO_4^{2-} .

b) En déduire que la réaction observée est une réaction d'oxydoréduction. Indiquer l'oxydant et le réducteur de cette réaction ainsi que les couples redox mis en jeu.

c) Ecrire l'équation formelle de chaque couple et en déduire que l'équation bilan de la réaction

Exercice 1 :

1/

Dans CO_2 :

$$n.o(\text{O}) = -\text{II}$$

$$n.o(\text{C}) + 2n.o(\text{O}) = 0$$

$$n.o(\text{C}) + 2(-\text{II}) = 0$$

$$n.o(\text{C}) = +\text{IV}$$

Dans $\text{C}_2\text{H}_3\text{Cl}$:

$$n.o(\text{H}) = +\text{I}; n.o(\text{Cl}) = -\text{I}$$

$$2n.o(\text{C}) + 3n.o(\text{H}) + n.o(\text{Cl}) = 0$$

$$2n.o(\text{C}) + \text{III} - \text{I} = 0$$

$$2n.o(\text{C}) = -\text{II}$$

$$n.o(\text{C}) = -\text{I}$$

2/Le n. o(H) dans C_2H_3Cl , H_2O et HCl est égal à +1

Le n.o (O) dans H_2O et CO_2 est égal à -II, tandis que dans O_2 il est égal a 0 .

Le nombre d'oxydation de l'oxygène diminue de 0 à -II, et celui du carbone augmente de -I à +IV. Il y a donc une réaction d'oxydation et de réduction et donc une réaction d'oxydoréduction.

II/1/Le nombre d'oxydation de l'oxygène diminue de 0 à -II, il subit la réduction et donc c'est l'oxydant.



3)Il y a perte d'électrons, il s'agit donc d'une oxydation.

Exercice 2 :

1)Dans les réactifs:

n. o(Al) = 0 corps simple

dans I_2 : n.o (I) = 0 corps simple

Dans les produits:

n.o(Al) = + III (voir cours)

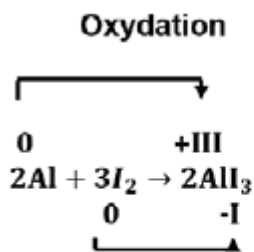
Dans AlI_3 :

$$n.o(Al) + 3n.o(I) = 0$$

$$(+III) + 3n.o(I) = 0$$

$$n.o(I) = -I$$

2) n.o (Al) augmente de 0 à + III



n.o (I) diminue de 0 à -I

Réduction

L'aluminium est oxydé puisque son nombre d'oxydation augmente de 0 à +III L'iode est réduit puisque son nombre d'oxydation diminue de 0 à -I.

3) Le réducteur subit l'oxydation, c'est donc l'Aluminium. L'oxydant subit la réduction, c'est donc l'iode.

Exercice 3 :

1.

a. Le nombre d'oxydation du zinc dans Zn est 0 ,

Le nombre d'oxydation du zinc dans Zn^{2+} est +II,

Le nombre d'oxydation de l'atome de zinc a augmenté de 0 à +II, donc le zinc subit l'oxydation

b. $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^{-}$

c. Le nombre d'oxydation de l'hydrogène diminue. Il passe de +I à 0 .

L'hydrogène subit donc la réduction, il est l'oxydant.

2 .

a. Dans CO_2 :

n.o (O) = -II

 $n.o(C) + 2n.o(O) = 0 \Rightarrow n.o(C) + 2(-II) = 0 \Rightarrow n.o(C) = +IV$ Dans HCO_3^{-} :

n.o(H) = +I

n.o(O) = -II

 $n.o(H) + n.o(C) + 3n.o(O) = -I$ $(+I) + n.o(C) + n(-II) = -I \Rightarrow n.o(C) = +IV$ b. n. o(H) dans H_2O^{-} , HCO_3^{-} et H_3O^{+} est égal à +I,n.o (O) dans CO_2 , H_2O , HCO_3^{-} et H_3O^{+} est égal à -II,

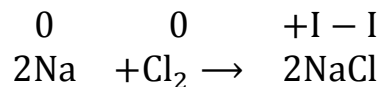
Le nombre d'oxydation de chaque élément (C, H et O) n'a pas changé. Il ne s'agit donc pas d'une réaction d'oxydoréduction.

Exercice 4 :

a) Le nombre d'oxydation diminue lors d'une réduction.

b) Non. En effet, K perd un électron pour devenir positif. Le nombre d'oxydation passe ainsi de 0 à +I, donc augmente : il s'agit d'une oxydation

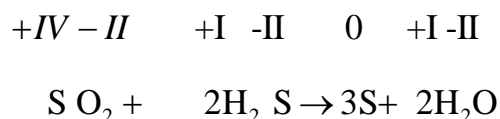
a) On attribue les nombres d'oxydations pour chaque élément à gauche et à droite de l'équation:



Na passe de 0 à +I, donc donne 1 électron : Na est le réducteur.

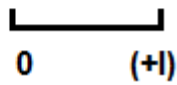
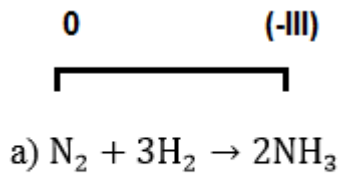
Cl passe de 0 à -1, donc accepte 1 électron : Cl_2 est l'oxydant.

b) On attribue les nombres d'oxydations pour chaque élément à gauche et à droite de l'équation:

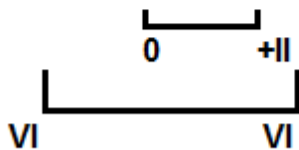
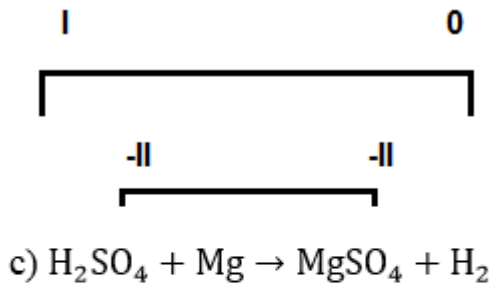


S dans le SO_2 passe de +IV à 0, donc accepte 4 électrons : SO_2 est l'oxydant. S dans H_2S passe de -II à 0, donc donne 2 électrons : H_2S est le réducteur.

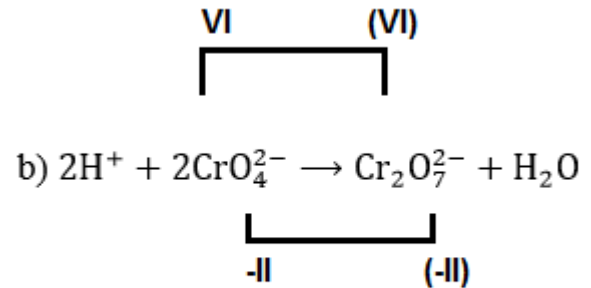
Exercice 5 :



a) Oui



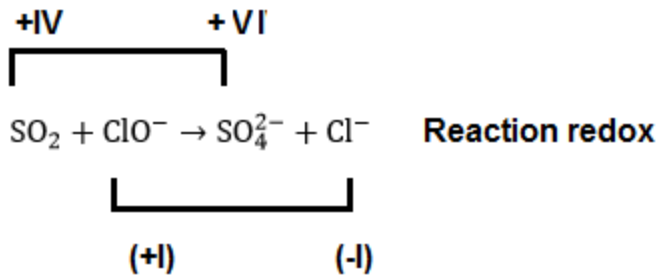
c) Oui



Exercice 6 :

1/ a/ Une réaction d'oxydoréduction est une réaction au cours de laquelle il y'a un transfert d'électrons.

b/



2/ a/ Un couple redox est formé de deux entités chimique renfermant un élément chimique commun dont le nombre d'oxydation est différent dans les deux espèces.

b/ Les couples redox mis en jeux sont: ($\text{SO}_4^{2-}/\text{SO}_2$) et (ClO^-/Cl^-)

3/ SO_2 est un réducteur, il s'oxyde en SO_4^{2-}

4/ $\text{SO}_2 + \text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + \text{Cl}^- + 2\text{H}^+$

Exercice 7 :

l)a)

| | | | | |
|----|------------------|------------------|---------------|--------------------|
| | MnO_4^- | Mn^{2+} | SO_2 | SO_4^{2-} |
| Mn | +VII | +II | | |
| S | | | +IV | +VI |

b)Le nombre d'oxydation de Mn diminue de +VII (dans MnO_4^-) à +II (dans Mn^{2+}) et en même temps le nombre d'oxydation de S augmente de IV (dans SO_2) à +VI (dans SO_4^{2-}).

L'oxydant : MnO_4^- ; le réducteur : SO_2

c)Les couples rédox : $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ et $\text{SO}_4^{2-}/\text{SO}_2$

$(\text{MnO}_4^- + 5\bar{e} + 8\text{H}^+ \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}) \times 2$

$(\text{SO}_4^{2-} + 2\bar{e} + 4\text{H}^+ \rightleftharpoons \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}) \times (-5)$

Bilan : $2\text{MnO}_4^- + 5\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Mn}^{2+} + 5\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+$

Soit : $2\text{MnO}_4^- + 5\text{SO}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Mn}^{2+} + 5\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}_3\text{O}^+$