

Classe: 3ème - Matière: Chimie - Date: Mars 2020

## Chapitre 3 : Oxydation et Réduction – Exercices - Corrigé

### Exercice 1 :

#### Calcul de n.o(S) dans $\text{SO}_2$ :

n.o (O) = -II (D'après les règles de calcul des nombres d'oxydation, voir le cours règle 4)

La somme des n.o de tous les éléments d'un composé est égale à la charge du composé chimique :  
 $\text{n.o (S)} + 2 \times \text{n.o (O)} = 0$  (  $\text{SO}_2$  n'est pas chargé, donc la somme des n.o est égale à zéro)

$\text{n.o(S)} + 2 \times (-\text{II}) = 0$  (On remplace n.o (O) par sa valeur -II )

**n.o(S) = -IV**

#### Calcul de n.o(S) dans $\text{H}_2\text{SO}_4$ :

n.o(O) = -II

n.o(H) = +I

$2\text{n.o(H)} + \text{n.o(S)} + 4\text{n.o(O)} = 0$

$2(+\text{I}) + \text{n.o(S)} + 4(-\text{II}) = 0$

**n.o(S) = +VI**

#### Calcul de n.o(S) dans $\text{HS}^-$ :

n.o(H) = +I

$\text{n.o(H)} + \text{n.o(S)} = -1$

$+1 + \text{n.o(S)} = -1$

**n.o(S) = -II**

#### Calcul de n.o(S) dans $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ :

n.o(O) = -II

$2\text{n.o(S)} + 3\text{n.o(O)} = -2$

$2\text{n.o(S)} + 3(-\text{II}) = -2$

**n.o(S) = +II**

#### Calcul de n.o(S) dans $\text{HSO}_3^-$ :

n.o(O) = -II

n.o(H) = +I

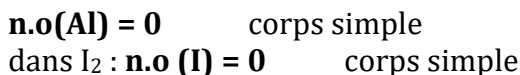
$\text{n.o(H)} + \text{n.o(S)} + 3\text{n.o(O)} = -1$

$(+1) + \text{n.o(S)} + 3(-\text{II}) = -1$

**n.o(S) = +IV**

## Exercice 2 :

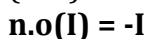
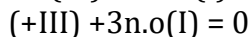
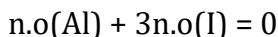
1. Dans les réactifs :



Dans les produits :



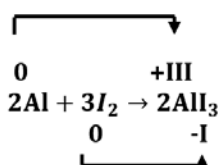
Dans  $AlI_3$  :



2.

n.o (Al) augmente de 0 à +III

**Oxydation**



n.o (I) diminue de 0 à -I

**Réduction**

L'aluminium est oxydé puisque son nombre d'oxydation augmente de 0 à +III

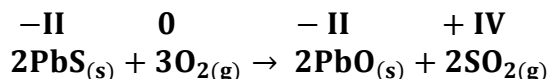
L'iode est réduit puisque son nombre d'oxydation diminue de 0 à -I.

3. Le réducteur subit l'oxydation, c'est donc l'Aluminium.

L'oxydant subit la réduction, c'est donc l'iode.

## Exercice 3 :

1.



Dans  $PbS$  : n.o(S) = -II ; n.o(Pb) = +II

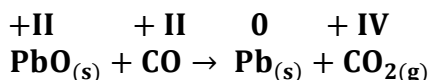
Dans  $O_2$  : n.o(O) = 0 corps simple

Dans  $PbO$  : n.o (O) = -II ; n.o (pb) = +II

Dans  $SO_2$  : n.o (O) = -II ; n.o(S) + 2n.o(O) = 0  $\rightarrow$  n.o(S) = +IV

n.o(S) augmente de -II à +IV, il y a donc perte de 6 électrons

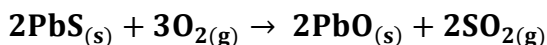
n.o(O) diminue de 0 à -II, il y a donc gain de 2 électrons.



n.o(C) augmente de +II à +IV, il y a donc perte de 2 électrons

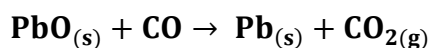
n.o(Pb) diminue de +II à 0, il y a donc gain de 2 électrons.

2.



n.o(S) augmente de -II à +IV, il subit l'oxydation, il est oxydé

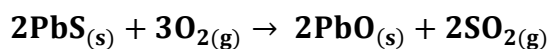
n.o(O) diminue de 0 à -II, il subit la réduction, il est réduit.



n.o(C) augmente de +II à +IV, il subit l'oxydation, il est oxydé.

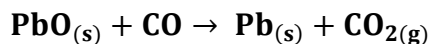
n.o(Pb) diminue de +II à 0, il subit la réduction, il est réduit.

3.



S est le réducteur, car il est oxydé

O est l'oxydant car il est réduit



C est le réducteur car il est oxydé,

Pb est l'oxydant car il est réduit.

#### Exercice 4 :

1.

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

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

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

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

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  $\text{CO}_2$  :

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

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

Dans  $\text{HCO}_3^-$  :

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

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

$$\text{n.o}(\text{H}) + \text{n.o}(\text{C}) + 3\text{n.o}(\text{O}) = -1$$

$$(+\text{I}) + \text{n.o}(\text{C}) + 3(-\text{II}) = -1 \Rightarrow \text{n.o}(\text{C}) = +\text{IV}$$

b. n.o(H) dans  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HCO}_3^-$  et  $\text{H}_3\text{O}^+$  est égal à +I,

n.o(O) dans  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HCO}_3^-$  et  $\text{H}_3\text{O}^+$  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 5 :

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

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

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

$$\text{n.o}(\text{C}) + 3(+\text{I}) + (-\text{I}) = 0$$

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

Dans  $\text{CO}_2$  :

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

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

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

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

2. Le n.o(H) dans  $\text{C}_2\text{H}_3\text{Cl}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  et  $\text{HCl}$  est égal à +I

Le n.o(O) dans  $\text{H}_2\text{O}$  et  $\text{CO}_2$  est égal à -II, tandis que dans  $\text{O}_2$  il est égal à 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.

3. Le nombre d'oxydation de l'oxygène diminue de 0 à -II, il subit la réduction et donc c'est l'oxydant.
4.  $\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^-$
5. Il y a perte d'électrons, il s'agit donc d'une oxydation.