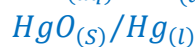
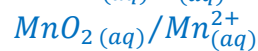
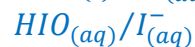
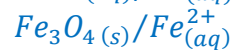
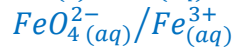
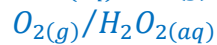
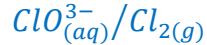
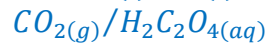
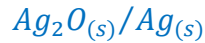


## Exercices corrigés d'oxydo-réduction

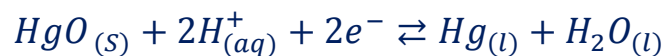
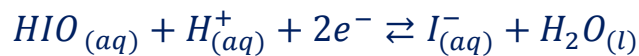
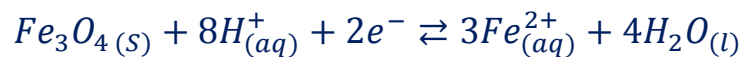
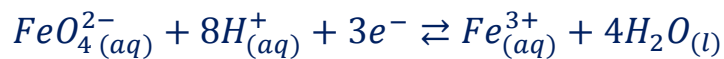
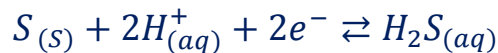
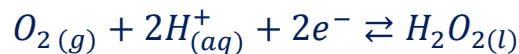
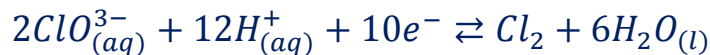
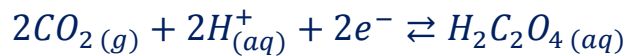
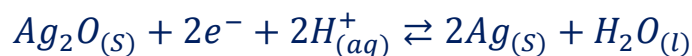
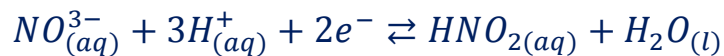
### Exercice 1 :

Ecrire les demi-équations des couples oxydant / réducteur suivants :



### Corrigé

Les demi-équations des couples oxydant / réducteur suivants :



## Exercice 2 :

Une bouteille d'eau oxygénée achetée ne peut pas être gardée plusieurs années à la maison. Elle possède une date limite d'utilisation. Pourquoi ?

Réponse : l'eau oxygénée  $H_2O_2$  réagit sur elle-même ; elle se décompose et ne peut donc plus être efficace en tant qu'antiseptique.

En effet l'eau apparaît dans deux couples oxydant / réducteur :



1- Ecrire les demi-équations associées à ces deux couples.

2- En déduire l'équation bilan de la réaction de la décomposition de l'eau oxygénée.

3- Pourquoi appelle-t-on cette transformation « une dismutation » ?

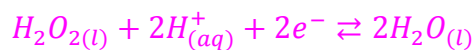
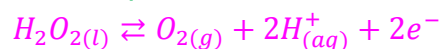
4- Après plusieurs semaines, dans une petite bouteille, on détermine la masse d'eau oxygénée perdue par une méthode non précisée ici ; on trouve  $m = 10 \text{ mg}$ . Calculer le volume de dioxygène dégagé.

Donnée :

Volume molaire :  $V_m = 25 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

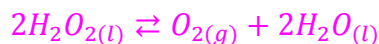
## Corrigé

1- Demi-équation associées à ces deux couples :



2- Equation bilan :

Le nombre d'électrons échangés est le même la somme des deux demi-équations donnent :



3- Dismutation :

Il s'agit d'une dismutation , car c'est une réaction entre un réactif et lui-même étant à la fois un oxydant et un réducteur.

#### 4- Volume de dioxygène dégagé :

Tableau d'avancement :

	$2H_2O_{2(l)} \rightleftharpoons$	$O_{2(g)} +$	$2H_2O_{(l)}$
Etat initial $x = 0$	$n_0$	0	excès
Etat intermédiaire $x$	$n_0 - 2x$	$x$	excès
Etat final $x = x_{max}$	$n_0 - 2x_{max}$	$x_{max}$	excès

Quantité initiale d'eau oxygénée dégagée :

$$n_0 = \frac{m}{M}$$

$$M = 2M_H + M_O = 2 \times 1 + 16 = 18g.mol^{-1}$$

$$n_0 = \frac{10.10^{-3}}{18} = 2,9.10^{-3} mol$$

A l'état final on a :

$$n_0 - 2x_{max} = 0 \Rightarrow x_{max} = \frac{n_0}{2} = \frac{2,9.10^{-3}}{2} = 1,4.10^{-3} mol$$

Il se produit :

$$n_{O_2} = x_{max} = 1,4.10^{-3} mol$$

On a :

$$V_{O_2} = V_m \cdot n_{O_2}$$

A.N :

$$V_{O_2} = 25 \times 1,4.10^{-3} = 3,5.10^{-2} L \Rightarrow V_{O_2} = 3,5 mL$$

### Exercice 3 :

Une solution acidifiée de permanganate de potassium ( $K^+ + MnO_4^-$ ) réagit avec une solution contenant des ions chlorure  $Cl^-$ .

Il se forme du chlorure  $Cl_2$  gazeux.

1- D'après les couples oxydant / réducteur donnés ci-dessous écrire les demi-équations correspondant à ces couples :  $MnO_4^-(aq)/Mn^{2+}(aq)$  ;  $Cl_2(g)/Cl^-(aq)$ .

2- En déduire l'équation bilan de la transformation chimique qui se produit dans cette expérience.

3- Quelle est la valeur du volume de dichlore que l'on peut préparer à partir de 10g de permanganate de potassium solide. L'acide sera mis en excès.

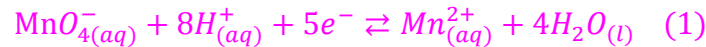
Données :

Volume molaire dans les conditions de l'expérience  $V_m = 25 mol.L^{-1}$

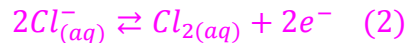
Masse molaire ( en  $g \cdot mol^{-1}$  ) : K=39,1 ; Mn=54,9 ; O=16,0

## Corrigé

1- Demi équation du couple  $MnO_4^- / Mn^{2+}$  :

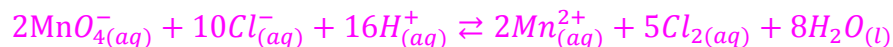
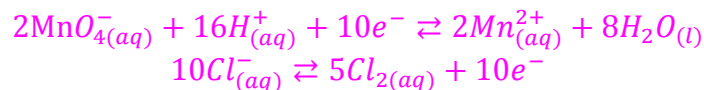


- Demi équation du couple  $Cl_2 / Cl^-$  :



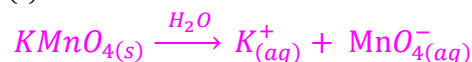
2- Equation bilan :

Pour avoir le même nombre d'électrons échangés il faut multiplier les coefficients stœchiométriques de l'équation (1) par 2 et de l'équation (2) par 5 .



3- Volume de dichlore  $Cl_2$  :

Equation de dissolution de  $KMnO_4(s)$  dans l'eau :



Masse molaire de  $KMnO_4$  :

$$M = 39,1 + 54,9 + 4 \times 16 = 158 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Nombre de mole de  $MnO_4^-$  
$$n_0 = \frac{m}{M} = \frac{10}{158} = 6,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Tableau d'avancement :

	$2MnO_4^-$	$10Cl^-$	$16H^+ \rightleftharpoons$	$2Mn^{2+}$	$5Cl_2$	$8H_2O$
Etat initial $x = 0$	$n_0$	$n_1$	Excès	0	0	Excès
Etat intermédiaire $x$	$n_0 - 2x$	$n_1 - 10x$	Excès	$2x$	$5x$	Excès
Etat final $x = x_{max}$	$n_0 - 2x_{max}$	$n_1 - 10x_{max}$	Excès	$2x_{max}$	$5x_{max}$	Excès

Si Mn est limitant alors : 
$$n_0 - 2x_{max} = 0 \Rightarrow x_{max} = \frac{n_0}{2} = \frac{6,3 \cdot 10^{-2}}{2} = 3,1 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Le nombre de mol de  $Cl_2$  qui se forme :

$$n(Cl_2) = 5x_{max} = 5 \times 3,1 \cdot 10^{-2} = 1,5 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$$

On en déduit le volume de dichlore  $Cl_2$  :

$$V(Cl_2) = V_m \cdot n(Cl_2) = 25 \times 1,5 \cdot 10^{-1}$$
$$V(Cl_2) = 3,7L$$

### Exercice 4 :

Une bouteille d'eau oxygénée achetée ne peut pas être gardée plusieurs années à la maison. Elle possède une date limite d'utilisation. Pourquoi ?

Réponse : l'eau oxygénée  $H_2O_2$  réagit sur elle-même ; elle se décompose et ne peut donc plus être efficace en tant qu'antiseptique.

En effet l'eau apparaît dans deux couples oxydant / réducteur :



1- Ecrire les demi-équations associées à ces deux couples.

2- En déduire l'équation bilan de la réaction de la décomposition de l'eau oxygénée.

3- Pourquoi appelle-t-on cette transformation « une dismutation » ?

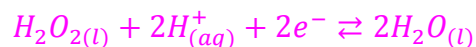
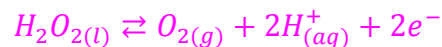
4- Après plusieurs semaines, dans une petite bouteille, on détermine la masse d'eau oxygénée perdue par une méthode non précisée ici ; on trouve  $m = 10 \text{ mg}$ . Calculer le volume de dioxygène dégagé.

Donnée :

$$\text{Volume molaire : } V_m = 25L \cdot \text{mol}^{-1}$$

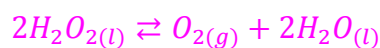
### Corrigé

1- Demi-équation associées à ces deux couples :



2- Equation bilan :

Le nombre d'électrons échangés est le même la somme des deux demi-équations donnent :



3- Dismutation :

Il s'agit d'une dismutation , car c'est une réaction entre un réactif et lui-même étant à la fois un oxydant et un réducteur.

#### 4- Volume de dioxygène dégagé :

Tableau d'avancement :

	$2H_2O_{2(l)} \rightleftharpoons$	$O_{2(g)} +$	$2H_2O_{(l)}$
Etat initial $x = 0$	$n_0$	0	excès
Etat intermédiaire $x$	$n_0 - 2x$	$x$	excès
Etat final $x = x_{max}$	$n_0 - 2x_{max}$	$x_{max}$	excès

Quantité initiale d'eau oxygénée dégagée :

$$n_0 = \frac{m}{M}$$

$$M = 2M_H + M_O = 2 \times 1 + 16 = 18g.mol^{-1}$$

$$n_0 = \frac{10.10^{-3}}{18} = 2,9.10^{-3} mol$$

A l'état final on a :

$$n_0 - 2x_{max} = 0 \Rightarrow x_{max} = \frac{n_0}{2} = \frac{2,9.10^{-3}}{2} = 1,4.10^{-3} mol$$

Il se produit :

$$n_{O_2} = x_{max} = 1,4.10^{-3} mol$$

On a :

$$V_{O_2} = V_m \cdot n_{O_2}$$

A.N :

$$V_{O_2} = 25 \times 1,4.10^{-3} = 3,5.10^{-2} L \Rightarrow V_{O_2} = 3,5 mL$$

#### Exercice 5 :

Dans un verre à pied, on mélange de la tournure de cuivre (cuivre à l'état métallique) et une solution d'acide chlorhydrique, on n'observe rien. Dans un autre verre à pied, on mélange de la tournure de cuivre et une solution d'acide nitrique : la solution devient bleue et un gaz roux apparaît.

1- Rappeler les formules des solutions d'acide chlorhydrique et d'acide nitrique.

2- Ecrire l'équation de la réaction entre le cuivre et la solution d'acide nitrique, sachant qu'il se forme un gaz du monoxyde d'azote  $NO_{(g)}$ .

Méthode : identifier les réactifs possibles et les produits, déterminer les couples d'oxydo-réduction, écrire les demi-équations bilans puis l'équation finale.

3- Le gaz roux est du dioxyde d'azote  $NO_{2(g)}$ . Ecrire l'équation qui explique sa formation.

## Corrigé

### 1- Les formules des solutions d'acide chlorhydrique et d'acide nitrique :

Solution d'acide chlorhydrique  $(H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)})$

Solution d'acide nitrique  $(H_3O^+_{(aq)} + NO_3^-_{(aq)})$

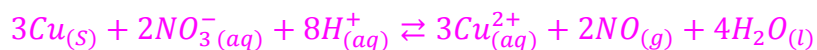
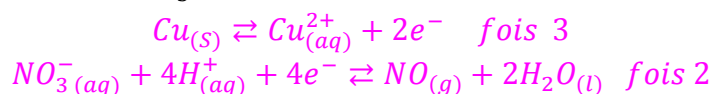
### 2- Equation de la réaction entre le cuivre et la solution d'acide nitrique :

Réactifs possibles :  $Cu_{(s)}$  ;  $H_3O^+_{(aq)}$  ;  $NO_3^-_{(aq)}$  ;  $H_2O_{(l)}$ .

Produits possibles :  $NO_{(g)}$  ; la solution devient bleue : il se forme des ions  $Cu^{2+}_{(aq)}$ .

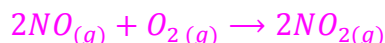
Donc  $Cu$  est oxydé en  $Cu^{2+}$  et que  $NO_3^-$  est réduit en  $NO$ .

Couples possibles :  $Cu^{2+}/Cu$  et  $NO_3^-/NO$



### 3- Le gaz roux est du dioxyde d'azote $NO_{2(g)}$ . Ecrire l'équation qui explique sa formation :

Le monoxyde d'azote  $NO$  réagit avec l'oxygène de l'air pour donner le dioxyde d'azote  $NO_{2(g)}$  selon la réaction :



## Exercice 6 :

Le bronze est un alliage de cuivre  $Cu$  et d'étain  $Sn$ . Un échantillon de bronze de masse  $m = 3,00 \text{ g}$  est plongé dans un excès d'acide chlorhydrique. Au cours de cette réaction, on observe un dégagement gazeux de  $H_2$  et formation d'ions  $Sn^{2+}$ .

1- Sachant que l'acide chlorhydrique n'a aucune action sur le cuivre, quels sont les couples mis en jeu lors de la réaction ?

2- Ecrire l'équation de la réaction et établir un tableau d'avancement.

3.1- A la fin de la réaction, le volume de gaz dégagé est égal à  $153 \text{ mL}$ .

Quelle est la masse de métal ayant réagi ?

3.2- Déterminer le pourcentage massique d'étain du bronze étudié.

## Corrigé

### 1- Les couples mis en jeu lors de la réaction :

Les ions  $H_3O^+$  n'agissent pas sur le cuivre mais sur l'étain. L'ion correspondant est  $Sn^{2+}$ . Les couples sont donc  $H_3O^+/H_2$  et  $Sn^{2+}/Sn$ .

### 2- L'équation de la réaction :

Seul l'étain réagit :

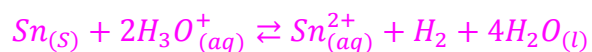
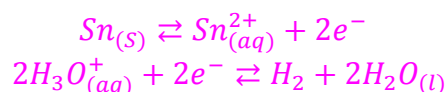


Tableau d'avancement :

Etat	avancement	$Sn_{(s)} + 2H_3O_{(aq)}^+ \rightleftharpoons Sn_{(aq)}^{2+} + H_2 + 4H_2O_{(l)}$				
Etat initial	$x = 0$	$n(Sn)$	Excès	0	0	Solvant
Intermédiaire	$x$	$n(Sn) - x$	Excès	$x$	$x$	Solvant
Etat final	$x = x_{max}$	$n(Sn) - x_{max} = 0$	Excès	$x_{max}$	$x_{max}$	Solvant

### 3.1- La masse de métal ayant réagi ?

A partir du volume de dihydrogène dégagé on cherche la quantité d'étain qui a réagi.

$$n(H_2) = \frac{V}{V_m} \Rightarrow n(H_2) = \frac{0,153}{24} = 6,37 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Donc  $x_{max} = 6,37 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

$$n(Sn) - x_{max} = 0 \Rightarrow n(Sn) = x_{max} = 6,37 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n(Sn) = \frac{m}{M(Sn)} \Rightarrow m = n(Sn) \cdot M(Sn)$$

$$m = 6,37 \cdot 10^{-3} \times 118,7 = 0,76 \text{ g}$$

### 3.2- Le pourcentage massique d'étain du bronze :

$$m(Cu) = m - m(Sn) = 3,00 - 0,76 = 2,24 \text{ g}$$

$$\text{Pourcentage d'étain} = \frac{0,76}{3,00} \times 100 = 25\%$$