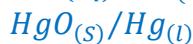
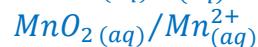
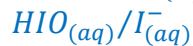
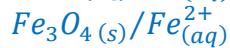
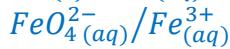
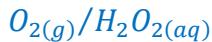
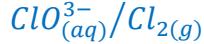
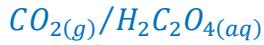


Exercices corrigés d'oxydo-réduction

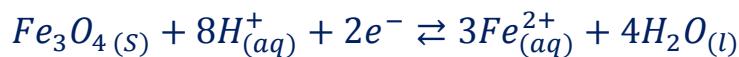
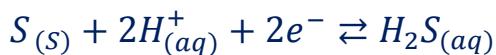
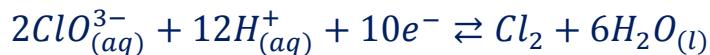
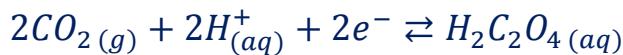
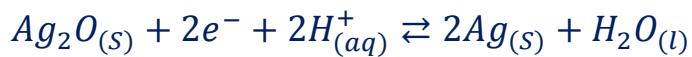
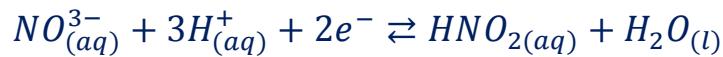
Exercice 1 :

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- Écrire 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 » ?

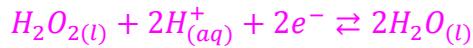
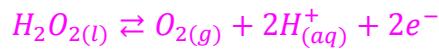
4- Après plusieurs semaines, dans une petite bouteille, on détermine la masse d'eau oxygénée perdue par une méthode non précisée ici ; on trouve $m = 10\ mg$. Calculer le volume de dioxygène dégagé.

Donnée :

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

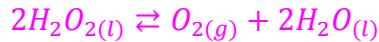
Corrigé

1- Demi-équation associées à ces deux couples :



2- Équation 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 :

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

Quantité initiale d'eau oxygénée dégagée :

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

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

$$n_0 = \frac{10 \cdot 10^{-3}}{18} = 2,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

A l'état final on a :

$$n_0 - 2x_{max} = 0 \Rightarrow x_{max} = \frac{n_0}{2} = \frac{2,9 \cdot 10^{-3}}{2} = 1,4 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Il se produit :

$$n_{O_2} = x_{max} = 1,4 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

On a :

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

A.N :

$$V_{O_2} = 25 \times 1,4 \cdot 10^{-4} = 3,5 \cdot 10^{-3} \text{ L} \Rightarrow V_{O_2} = 3,5 \text{ mL}$$

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 $V_m = 25 \text{ mol.L}^{-1}$

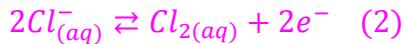
Masse molaire (en $g \cdot mol^{-1}$) : K=39,1 ; Mn=54,9 ; O=16,0

Corrigé

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

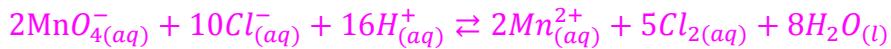
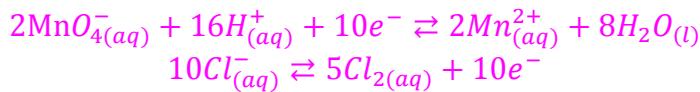


- Demi équation du couple $Cl_2(g)/Cl^-_{(aq)}$:



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 $KMnO_4$:

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

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

Tableau d'avancement :

	$2MnO_4^-_{(aq)}$	$10Cl^-_{(aq)}$	$16H^+_{(aq)} \rightleftharpoons$	$2Mn^{2+}_{(aq)}$	$5Cl_2(aq)$	$8H_2O_{(l)}$
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

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

Le nombre de mol de Cl_2 qui se forme :

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

On en déduit le volume de dichlore Cl_2 :

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

$$V(Cl_2) = 3,7 L$$

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.

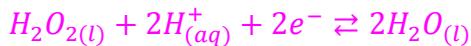
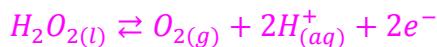
3- Pourquoi appelle-t-on cette transformation « une dismutation » ?
4- Après plusieurs semaines, dans une petite bouteille, on détermine la masse d'eau oxygénée perdue par une méthode non précisée ici ; on trouve $m = 10 mg$. Calculer le volume de dioxygène dégagé.

Donnée :

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

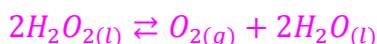
Corrigé

- 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 :

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

Quantité initiale d'eau oxygénée dégagée :

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

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

$$n_0 = \frac{10 \cdot 10^{-3}}{18} = 2,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

A l'état final on a :

$$n_0 - 2x_{max} = 0 \Rightarrow x_{max} = \frac{n_0}{2} = \frac{2,9 \cdot 10^{-3}}{2} = 1,4 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Il se produit :

$$n_{O_2} = x_{max} = 1,4 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

On a :

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

A.N :

$$V_{O_2} = 25 \times 1,4 \cdot 10^{-4} = 3,5 \cdot 10^{-3} \text{ L} \Rightarrow V_{O_2} = 3,5 \text{ mL}$$

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 ($H_3O^{+}_{(aq)} + NO_3^{-}_{(aq)}$)

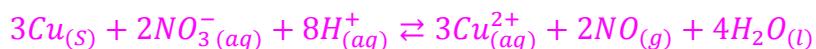
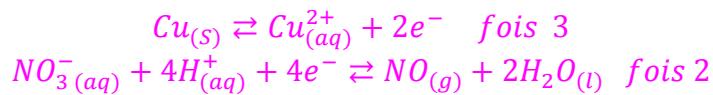
2- Equation de la réaction entre le cuivre et la solution d'acide nitrique :

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 $Cu^{2+}_{(aq)}$.

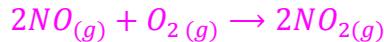
Donc Cu est oxydé en Cu^{2+} et que NO_3^{-} est réduit en NO .

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 $m = 3,00\ g$ est plongé dans un excès d'acide chlorhydrique. Au cours de cette réaction, o, 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 $153\ mL$.

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 :

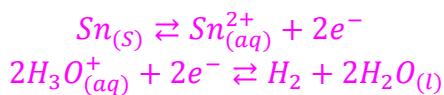


Tableau d'avancement :

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.

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

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

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

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

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

3.2- Le pourcentage massique d'étain du bronze :

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

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