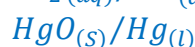
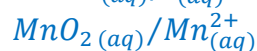
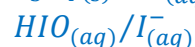
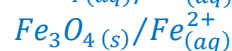
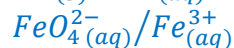
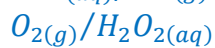
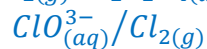
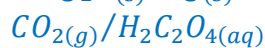
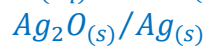
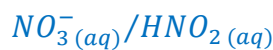


Exercices corrigés d'oxydo-réduction

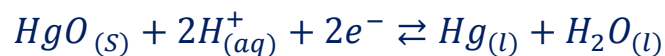
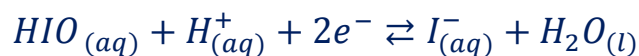
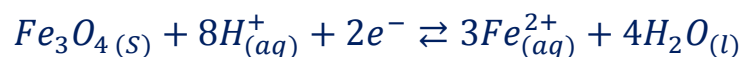
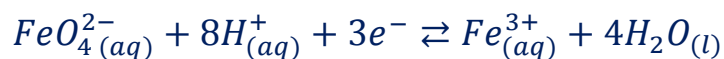
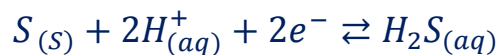
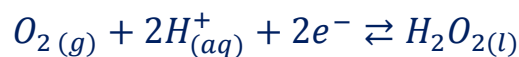
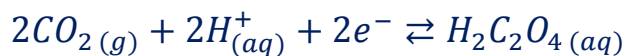
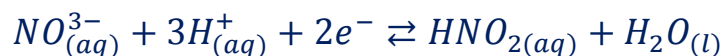
Exercice 1 :

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 » ?

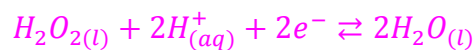
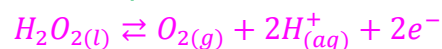
4- Après plusieurs semaines, dans une petite bouteille, on détermine la masse d'eau oxygénée perdue par une méthode non précisée ici ; on trouve $m = 10 \text{ mg}$. Calculer le volume de dioxygène dégagé.

Donnée :

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

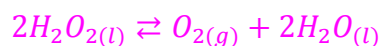
Corrigé

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.

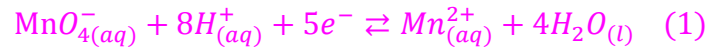
Données :

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

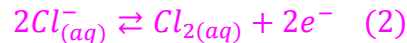
Masse molaire (en $g \cdot mol^{-1}$) : K=39,1 ; Mn=54,9 ; O=16,0

Corrigé

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

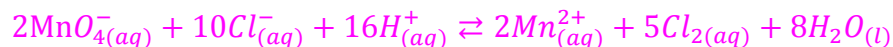
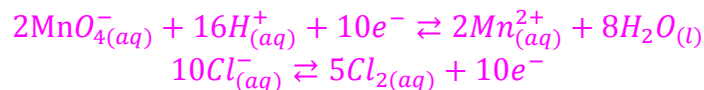


- Demi équation du couple Cl_2 / Cl^- :



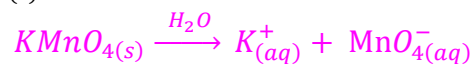
2- Equation bilan :

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 $KMnO_4$ 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 » ?

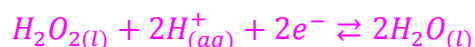
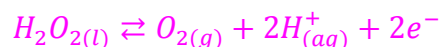
4- Après plusieurs semaines, dans une petite bouteille, on détermine la masse d'eau oxygénée perdue par une méthode non précisée ici ; on trouve $m = 10 \text{ mg}$. Calculer le volume de dioxygène dégagé.

Donnée :

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

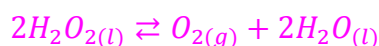
Corrigé

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

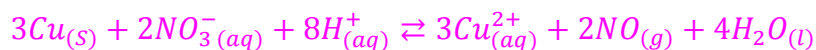
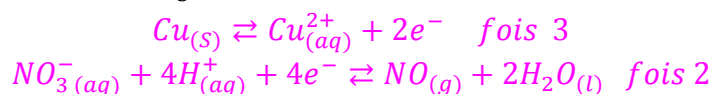
2- Equation de la réaction entre le cuivre et la solution d'acide nitrique :

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

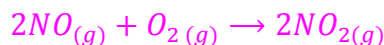
Donc Cu est oxydé en Cu^{2+} et que NO_3^- est réduit en NO .

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 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 :

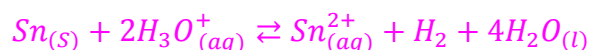
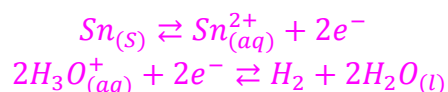


Tableau d'avancement :

| 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 :

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

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