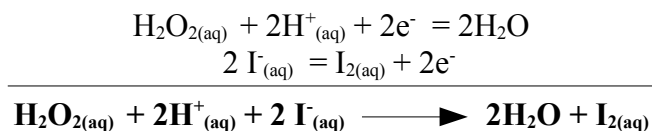


Exercice 22 p 130 :

- a) La solution aqueuse d'iodure de potassium présente dans la tube a est incolore.
b) La solution d'eau oxygénée est également incolore.
c) Le changement de couleur visible dans les tubes b et c permet d'affirmer qu'il y a eu réaction chimique.
d) Demi équations et équation de la réaction :

couple $I_{2(aq)}/I_{(aq)}^-$: $I_{2(aq)} + 2e^- = 2I_{(aq)}^-$
couple $H_2O_{2(aq)}/H_2O$: $H_2O_{2(aq)} + 2H_{(aq)}^+ + 2e^- = 2H_2O$
On en déduit donc l'équation de la réaction d'oxydoréduction entre $I_{(aq)}^-$ et $H_2O_{2(aq)}$:



La présence des ions $H_{(aq)}^+$ parmi les réaction de l'équation de la réaction montre la nécessité d'un milieu acide pour réaliser cette réaction chimique. Cela explique donc l'ajout d'acide sulfurique dans le protocole expérimental.

e) Réactif limitant ?

On constate que le tube c est plus coloré que le tube b.

Or on sait que l'apparition de la couleur jaune-orangée est due à l'apparition du diiode $I_{2(aq)}$.

Sachant que la quantité d'eau oxygénée introduite dans le tube c est supérieure à celle introduite dans le tube b, on en déduit que le réactif limitant est l'eau oxygénée.

f) Quantité de matière de diiode formée dans le tube c :

Réalisons un tableau d'avancement de cette réaction :

	$H_2O_{2(aq)}$	$+ 2H_{(aq)}^+$	$+ 2I_{(aq)}^-$	$\longrightarrow$	$2H_2O$	$+ I_{2(aq)}$
Etat initial	$n_{H_2O_2}$		n_{I^-}		excès	0
Etat intermédiaire	$n_{H_2O_2} - x$		$n_{I^-} - 2x$		excès	x
Etat final	$n_{H_2O_2} - x_{\max}$		$n_{I^-} - 2x_{\max}$		excès	$x_{\max}$

On sait que le réactif limitant est l'eau oxygénée, donc à l'état final on a :

$$n_{H_2O_2} - x_{\max} = 0 \text{ mol}$$

Et donc : $n_{I_2} = x_{\max} = n_{H_2O_2}$

Calculons donc la quantité initiale d'eau oxygénée introduite dans le tube à essai. On a :

$$n_{H_2O_2} = C_{H_2O_2} \times V_{H_2O_2}$$

Sachant que l'on a introduit 4 gouttes et que dans 1mL d'eau oxygénée il y a 20 gouttes on en déduit le volume d'eau oxygénée introduite dans le tube à essai :

$$V_{H_2O_2} = \frac{4 \times 1}{20} = 0,2 \text{ mL}$$

On obtient donc :

$$n_{I_2} = C_{H_2O_2} \times V_{H_2O_2} = 0,5 \times 0,2 \times 10^{-3}$$

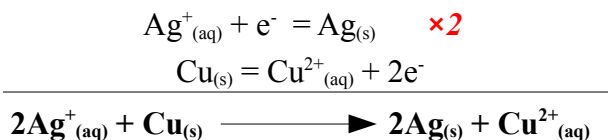
$$n_{I_2} = 1,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

Exercice 23 p 130 :

a) Demi-équations des couples :

$Ag_{(aq)}^+/Ag_{(s)}$: $Ag_{(aq)}^+ + e^- = Ag_{(s)}$
 $Cu_{(aq)}^{2+}/Cu_{(s)}$: $Cu_{(aq)}^{2+} + 2e^- = Cu_{(s)}$

b) Équation de la réaction entre $Ag_{(aq)}^+$ et $Cu_{(s)}$:



Exercice 25 p 130 :

a) La rouille est une forme oxydée du fer. Elle se forme par oxydation du fer métallique au contact du dioxygène contenu dans l'air.

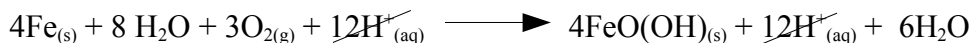
b) On constate que $\text{Fe}_2\text{O}_3, \text{H}_2\text{O}_{(s)} = 2 \text{FeO}(\text{OH})_{(s)}$. Ces deux formules chimiques sont donc bien équivalentes.

On en déduit la demi équation du couple $\text{FeO}(\text{OH})_{(s)}/\text{Fe}_{(s)}$: $\text{FeO}(\text{OH})_{(s)} + 3\text{H}^+_{(aq)} + 3\text{e}^- = \text{Fe}_{(s)} + 2 \text{H}_2\text{O}$

c) Équation de la réaction d'oxydoréduction entre $\text{Fe}_{(s)}$ et $\text{O}_{2(g)}$:

oxydation du fer : $\text{Fe}_{(s)} + 2 \text{H}_2\text{O} = \text{FeO}(\text{OH})_{(s)} + 3\text{H}^+_{(aq)} + 3\text{e}^-$ ×4

réduction du dioxygène : $\text{O}_{2(g)} + 4\text{H}^+_{(aq)} + 4\text{e}^- = 2\text{H}_2\text{O}$ ×3



Remarque : On constate que l'eau fait partie des réactifs de la réaction d'oxydation du fer. C'est ce qui explique que le fer s'oxyde surtout lorsque l'air est humide. Si l'air était totalement sec, le fer ne s'oxyderait pas.

Exercice 26 p 130 :

1-a) Les réactifs sont Cl^- et ClO^- . L'oxydant est donc l'ion hypochlorite $\text{ClO}^-_{(aq)}$ (qui est capable de capter un électron). L'ion Cl^- est le réducteur (il peut céder un électron).

1-b) Couples oxydant/réducteur mis en jeu :

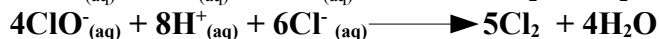
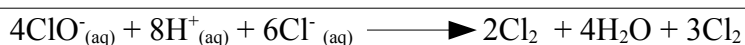
Nous avons les couples : $\text{ClO}^- / \text{Cl}_2$ (ion hypochlorite / dichlore)

$\text{Cl}_2 / \text{Cl}^-$ (dichlore / ion chlorure)

On en déduit donc l'équation de la réaction pour produire le dichlore :

réduction de l'ion ClO^- : $2\text{ClO}^-_{(aq)} + 4\text{H}^+_{(aq)} + 3\text{e}^- = \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ ×2

oxydation de Cl^- : $2\text{Cl}^-_{(aq)} = \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$ ×3



2-a) Couples oxydant/réducteur mis en jeu :

Nous avons les couples : $\text{ClO}^-_{(aq)} / \text{Cl}^-_{(aq)}$

$\text{O}_{2(g)} / \text{ClO}^-_{(aq)}$

2-b) La réaction $2\text{ClO}^-_{(aq)} \longrightarrow 2\text{Cl}^-_{(aq)} + \text{O}_{2(g)}$ (appelée réaction de dismutation), qui fait disparaître le composé actif de l'eau de javel (l'ion hypochlorite $\text{ClO}^-_{(aq)}$), est favorisée par la lumière. Les emballages contenant de l'eau de javel sont donc opaques afin de la protéger de la lumière pour augmenter sa durée de conservation. La date limite indiquée sur l'emballage indique la durée pendant laquelle la concentration de l'eau de javel commercialisée est garantie si les conditions de conservation (à l'abri de la lumière) sont respectées.



Il est également recommandé sur les emballages de ne jamais mélanger l'eau de javel avec un quelconque produit. En effet, le mélange de l'eau de javel avec un produit acide, conduit à la production de dichlore (voir exercice 36 p 133), gaz hautement toxique et mortel.