

## Séquence 2

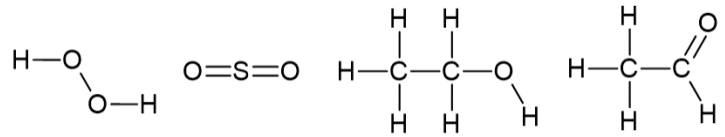
## Les réactions d'oxydo-réduction

## Exercices

## Exercice 1

On donne ci-contre quelques formules semi-développées de molécules :

*Remarque :* l'élément oxygène O est le plus électronégatif des atomes constituant ces molécules



1) Donner Les nombres d'oxydations des éléments constituant les espèces chimiques suivantes, puis les associer en couples oxydant/réducteur

H <sup>+</sup>	H <sub>2</sub>	I <sup>-</sup>	I <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	O <sub>2</sub>	Fe <sup>2+</sup>	Fe	Au <sup>3+</sup>	Au	SO <sub>2</sub>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Cu	Cu <sup>2+</sup>	S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	S <sub>4</sub> O <sub>6</sub> <sup>2-</sup>	Cr <sup>3+</sup>	Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>
Cl <sub>2</sub>	ClO <sup>-</sup>	Mn <sup>2+</sup>	MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	Zn	Zn <sup>2+</sup>	Mn <sup>3+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Cl <sub>2</sub>	Cl <sup>-</sup>	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> O	C <sub>2</sub> H <sub>4</sub> O	Fe <sup>2+</sup>	Fe <sup>3+</sup>				

2) donner les demi-équations électroniques associées aux couples précédents

## Exercice 2

Utiliser les demi-équations électroniques écrites dans l'exercice 1

Pour chacune des cas suivants, établir l'équation de la réaction d'oxydo-réduction correspondante

(Cas 1) Les ions or Au<sup>3+</sup> réagissent avec le métal zinc Zn pour donner un dépôt d'or Au et des ions zinc Zn<sup>2+</sup>.

(Cas 2) On verse une solution de sulfate de cuivre (II) dans un erlenmeyer. On ajoute de la poudre de zinc et on maintient une agitation régulière pendant quelques instants. On filtre : la solution limpide obtenue est incolore. La poudre ainsi recueillie est recouverte d'un dépôt métallique rouge.

## Exercice 3

Utiliser les demi-équations électroniques écrites dans l'exercice 1

- Ecrire l'équation de la réaction qui a lieu dans chacun des cas suivants

(1) Lorsque l'on met en présence des ions manganèse Mn<sup>3+</sup> et des ions iodure I<sup>-</sup>, on observe l'apparition d'une couleur brune caractéristique de la présence de diiode I<sub>2</sub>.

(2) Lors de la première guerre mondiale, des cagoules de toile imbibée de thiosulfate de sodium (S<sub>2</sub>O<sub>3</sub><sup>2-</sup>, Na<sup>+</sup>) servaient à détruire le dichlore des gaz de combat ; le dichlore est mortel par inhalation

(3) Lors d'un contrôle d'alcoolémie, le conducteur souffle dans un tube contenant des ions dichromate Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup> de couleur rouge-orange. Si l'air expiré contient de l'éthanol C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O, il y a une réaction chimique : les ions dichromate réagissent avec l'éthanol et se transforment en ions chrome Cr<sup>3+</sup>, de couleur verte

(4) En milieu acide, une solution contenant les ions Fe<sup>2+</sup> est capable de décolorer une solution contenant les ions permanganate MnO<sub>4</sub><sup>-</sup>