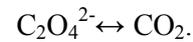
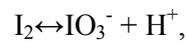
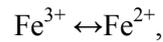


SERIE N°2 : Equilibre Oxydoréduction**Exercice 01 :**

Déterminer les nombres d'oxydation du carbone dans les composés suivants : CO , CO_2 , $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$
et de l'azote dans les composés suivants : NH_3 , HNO_3 , NH_4^+ , NH_2OH , NO_2^- , N_2O_4 ,

Exercice 02 :

Equilibrer et compléter les demi-réactions suivantes, en déterminant les nombres d'oxydation des éléments et en précisant s'il s'agit d'une oxydation ou d'une réduction :

**Exercice 03 :**

Equilibrer les réactions d'oxydo-réduction suivantes : $\text{MnO}_4^- + \text{Br}^- \leftrightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Br}_2$,
 $\text{ClO}_3^- + \text{Fe}^{2+} + \text{H}^+ \leftrightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$, $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{I}^- + \text{H}^+ \leftrightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

Exercice 4 :

On dispose des produits suivants : fil d'argent, lame de fer, solution aqueuse de nitrate d'argent et de nitrate de fer II.

1) Si l'on plonge la lame de fer dans la solution de nitrate d'argent, que se passe-t-il ? Expliquer. Justifier.

2) Comment peut-on réaliser une pile redox avec les produits indiqués ci-dessus ?

2.1. Calculer la f.é.m. E de cette pile.

2.2. Cette pile débitant un courant dans le circuit extérieur à la pile, préciser :

- les bilans des équations aux électrodes,
- le sens de circulation du courant et de tous les porteurs de charge.
- Expliquer ce que deviennent les concentrations $[\text{Ag}^+]$ et $[\text{Fe}^{2+}]$

Solution de la série N°2.

Exercice 01 :

Les différents nombres d'oxydation de carbone dans les composés suivants sont :

CO: n.o. (C) + n.o. (O) = 0 avec n.o. (O) = - II, **n.o. (C) = II.**

CO₂ : n.o. (C) + 2 n.o. (O) = 0 avec n.o. (O) = - II, **n.o. (C) = IV.**

C₂O₄²⁻ : 2 n.o. (C) + 4 n.o. (O) = - II avec n.o. (O) = - II, **n.o. (C) = III.**

Pour l'azote on a :

NH₃: x + 3 = 0 → x = -III, HNO₃ : x - 6 + 1 = 0 → x = +V, NH₄⁺ : x + 4 = 1 → x = - III,

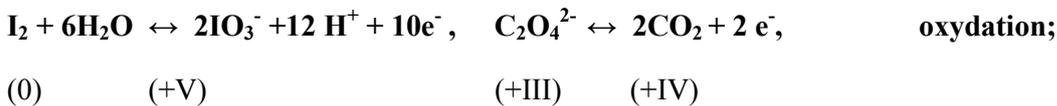
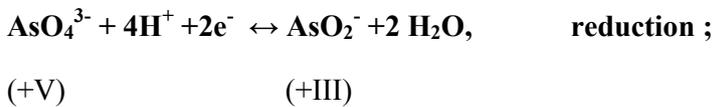
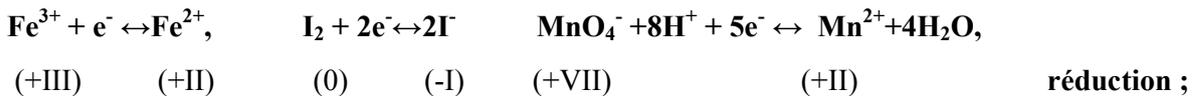
NH₂OH: x + 3 - 2 = 0 → x = - I, NO₂⁻: x - 4 = -1 → x = +III, N₂O₄: 2 x - 8 = 0 → x = +IV.

Exercice 02:

Une demi- réaction met en jeu les deux entités d'un couple ox/red selon Ox + ne ↔ red ; n, nombre des électrons mis en jeu par atome, est la différence entre les nombres d'oxydation respectifs de l'oxydant et du réducteur.

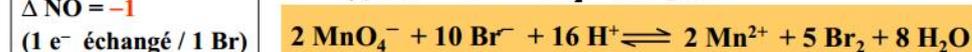
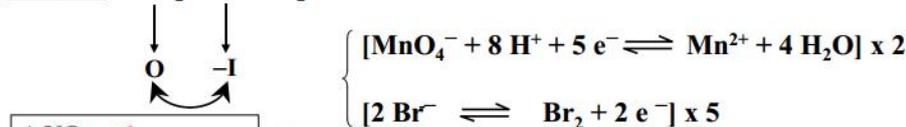
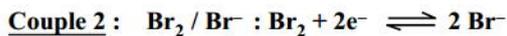
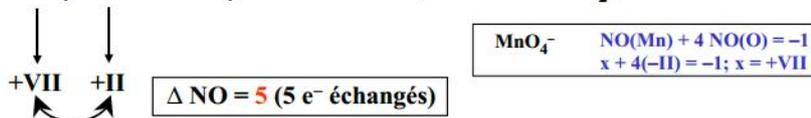
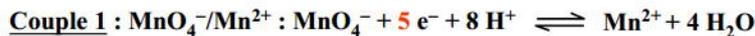
Une diminution du nombre d'oxydation correspond à une réduction.

Une diminution du nombre d'oxydation correspond à une réduction.

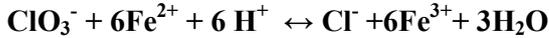
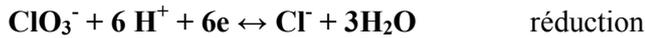


Exercice 03 :

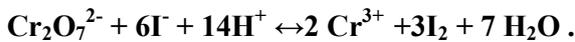
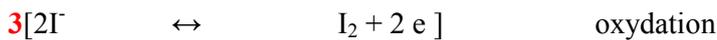
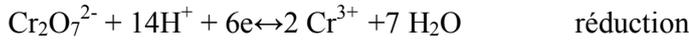
Equilibrer la réaction suivante en milieu acide : **MnO₄⁻ + Br⁻ ⇌ Mn²⁺ + Br₂**



2. $\text{ClO}_3^- + \text{Fe}^{2+} + \text{H}^+ \leftrightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$: Les deux couples de la deuxième réaction sont: $\text{ClO}_3^-/\text{Cl}^-$ et $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$



3. $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{I}^- + \text{H}^+ \leftrightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$: Les deux couples de la Troisième réaction sont : $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$ et $\text{I}_2/2\text{I}^-$:

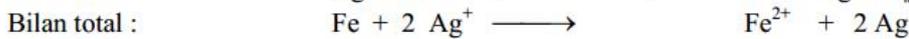
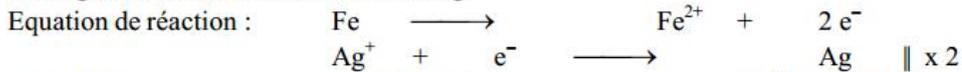


Exercice 04 :

Couples en présence : Fe^{2+}/Fe $E_1^\circ = -0,44 \text{ V}$
 Ag^+/Ag $E_2^\circ = +0,80 \text{ V}$

1.) D'après les valeurs des potentiels : $E_1^\circ < E_2^\circ \Rightarrow$ OX FORT : Ag^+
 RED FORT : Fe

Fe réagit donc avec la solution d'ions Ag^+



2.) On réalise une pile par l'association de 2 demi-piles :

Une demi-pile est obtenue en trempant **le métal** dans **sa** solution et on relie les 2 demi-piles par un **pont électrochimique**

2.1. Fém de la pile : $E = E^\circ(\text{grand}) - E^\circ(\text{petit})$

$E = E_1^\circ - E_2^\circ = +0,80 - (-0,44) \Rightarrow E = +1,24 \text{ V}$

2.2. Schéma de la pile :

E° le plus grand : borne +

E° le plus petit : borne -

Le courant circule du + vers le - dans le circuit extérieur au générateur (pile)

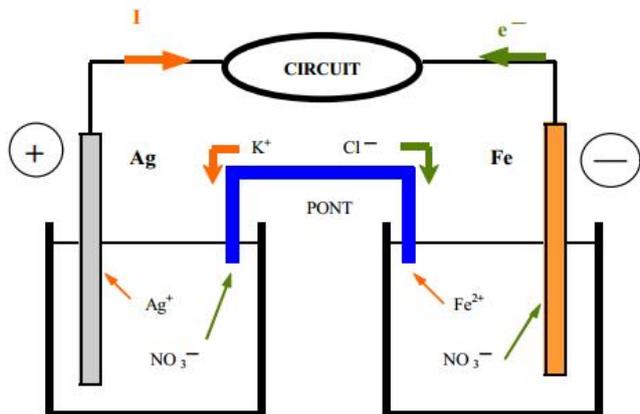
Les cations circulent comme I

Les anions circulent comme les e^-

Electrode en Fe :



Electrode en Ag :



Le bilan aux électrodes donne les mêmes équations que dans le cas du contact direct, mais dans le cas d'une pile l'échange d'électrons se fait par le milieu extérieur : ce qui donne un courant électrique

On constate que : $[\text{Fe}^{2+}]$ augmente puisque les ions Fe^{2+} sont fabriqués
 $[\text{Ag}^+]$ diminue puisque les ions Ag^+ sont consommés