



# CHIMIE 4ème SC

FICHE No 16

## Exercices relation entre potentiel redox

*Appui à l'éducation des enfants réfugiés en crise de Covid-19 dans les provinces du Nord-Ubangi, Bas-Uélé et Haute-Uélé*



## OBJECTIF OPÉRATIONNEL

A l'issue de la leçon, tout élève de la 6e M et G ayant suivi avec intérêt notre conséquence sera capable de résoudre les exercices.

## Exercices relation entre potentiel redox

### Exercices d'application

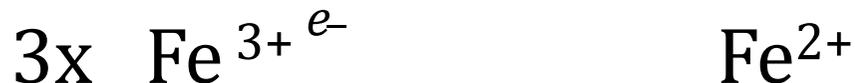
2° Prévoir le sens de la réaction et calculer la valeur de la constante d'équilibre pour les couples :

Résolution :

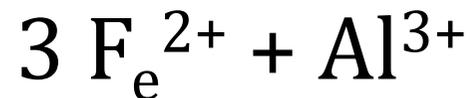
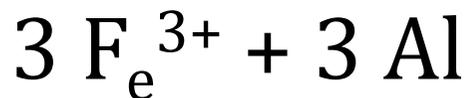
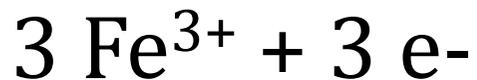


a) Sens de la réaction

$E^{\circ} \text{ Fe} > E^{\circ} \text{ Al}$  : le fer oxyde l'Aluminium



## Exercices relation entre potentiel redox



b) La constant d'équilibre  $K = n_1 \neq n_2$

$$\log K = \frac{n_1; n_2}{0,06} ( E^\circ \text{ grd} - E^\circ \text{ petit} )$$

$$= \frac{1.3}{0,06} [0,77 - (-1,71)] = 1,24$$

## Exercices relation entre potentiel redox

$$E_2 = E^\circ_2 + \frac{0,06}{n_2} \log \frac{[OX2]}{[red2]}$$

A l'équilibre  $E_1 = E_2$

$$D'où  $E^\circ_1 + \frac{0,06}{n_1} \text{Log} \frac{[OX1]}{[red 1]} = E^\circ_1 + \frac{0,06}{n_2} \log \frac{[ox2]}{[red 2]}$$$

$$E^\circ_1 - E^\circ_2 = \frac{0,06}{n_2} \text{Log} \frac{[OX2]}{[red2]} - \frac{0,06}{n_1} \text{Log} \frac{[OX2]}{[red1]}$$

## Exercices relation entre potentiel redox

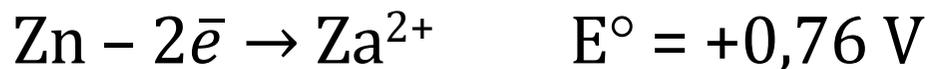
3. Calculer la f.ē.m d'une pile formé des électrodes  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$  et  $\text{Co}^{2+}/\text{Co}$  lorsque les excentrations des ions  $\text{Zn}^{2+}$  et  $\text{Co}^{2+}$  sont respectivement 0,1 M et 0,001 M

Résolution

A savoir  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$   $E^\circ = 0,76 \text{ V}$

$\text{Co}^{2+}/\text{Co}$   $E^\circ = - 0,28 \text{ V}$

a) L'équation de la pile aux conditions standards :



## Exercices relation entre potentiel redox

B. L'application de l'équation de NERNST donne :

$$E = 0,48 \text{ V} + \frac{0,06}{2} \text{ Log} \frac{[CO^{2+}]}{[Zn^{2+}]}$$
$$= 0,48 \text{ V} + \frac{0,06}{2} \cdot \text{Log} \frac{10^{-3}}{10^1} = 0,421 \text{ V}$$

4. Qu'arrive-t-il au système  $MnO_4^- / Mn^{2+}$  si  $[MnO_4^-] = [Mn^{2+}]$  dans une solution de  $pH = 6$ , sachant que son potentiel standard est de  $1,51 \text{ V}$  ?

Résolution

a) L'équation du système est :



## Exercices relation entre potentiel redox

b). La f.ē.m du Système dans la solution de p H = 6

$$E = E_0 + \frac{0,06}{5} \cdot \text{Log} \frac{[MnO_4^-]}{[Mn^{2+}]}$$

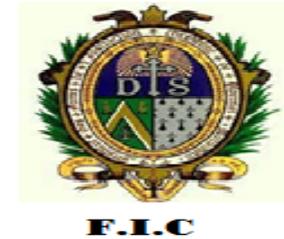
$$E_0 \text{ pour } [MnO_4^-] = [Mn^{2+}]$$

Où  $E_0$  est le potentiel standard apparent. Ce potentiel est donné par :

$$E_0 = E_0 - \frac{0,06}{5} \times 8 \text{ p H} = 1,51 \text{ V} - \frac{0,06}{5} \times 8 \times 6$$

$$E_0 = 0,9336 \text{ Volt.}$$

En passant de conditions standards à la solution de p H = 6, la f.ē.m du système passe de 1,51 V à 0,9346 V, elle diminue donc de 0,5764 V.



# EVALUATION

Comment faire pour calculer les différentes valeurs de f.é.m?

En cas de la solution du p H, que devons-nous faire ?