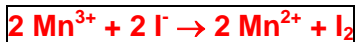
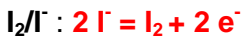
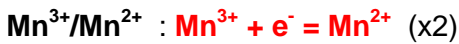


## EX 07

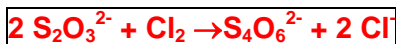
## Les piles

## EX1

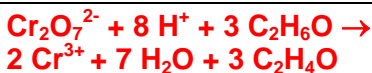
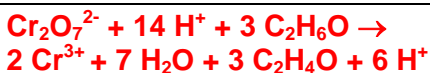
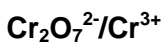
**Cas (1) :** Lorsque l'on met en présence des ions manganèse  $Mn^{3+}$  et des ions iodure  $I^-$ , on observe l'apparition d'une couleur brune caractéristique de la présence de diiode.



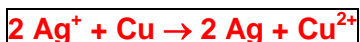
**Cas (2) :** Lors de la première guerre mondiale, des cagoules de toile imbibée de thiosulfate de sodium ( $S_2O_3^{2-}$ ,  $Na^+$ ) servaient à détruire le **dichlore** des gaz de combat ; le dichlore est mortel par inhalation



**Cas (3) :** Lors d'un contrôle d'alcoolémie, le conducteur souffle dans un tube contenant des ions dichromate  $Cr_2O_7^{2-}$  de couleur rouge-orange. Si l'air expiré contient de l'éthanol  $C_2H_6O$ , il y a une réaction chimique : les ions dichromate réagissent avec l'éthanol et se transforment en ions chrome  $Cr^{3+}$ , de couleur verte

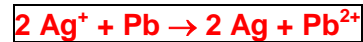
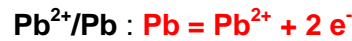


**Cas (4) :** Un bécher contient une solution de nitrate d'argent auquel on ajoute une solution de nitrate de cuivre. On plonge ensuite dans le bécher un fil de cuivre et un fil d'argent bien décapés.



## EX2

Equation d'oxydoréduction modélisant le fonctionnement d'une pile plomb-argent.

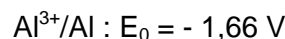
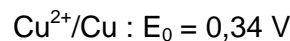
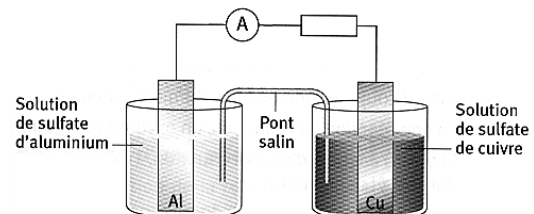


Polarités de la pile

**L'électrode de plomb** fournit les électrons ; c'est le **pole (-)** de la pile (= anode, lieu de l'oxydation) :  $Pb = Pb^{2+} + 2 e^-$

**L'électrode d'argent** consomme les électrons ; c'est le **pole (+)** de la pile (= cathode, lieu de la réduction) :  $Ag^+ + e^- = Ag$

## EX3



**L'électrode de cuivre** sera l'électrode **(+)**

**L'électrode d'aluminium** sera l'électrode **(-)**

Potentiels des électrodes



$$E^+ = E^0 + \frac{0,06}{n} \times \log \frac{[Ox]^a}{[Red]^b}$$

$$E^+ = 0,34 + \frac{0,06}{2} \times \log [Cu^{2+}]$$

$$E^+ = 0,34 + 0,03 \times \log(2,5 \cdot 10^{-2}) = \boxed{0,29 \text{ V}}$$

Électrode d'aluminium :  $\text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{Al}$

$$E^- = E^0 + \frac{0,06}{n} \times \log \frac{[\text{Ox}]^a}{[\text{Red}]^b}$$

$$E^- = -1,66 + \frac{0,06}{3} \times \log[\text{Al}^{3+}]$$

$$E^+ = -1,66 + 0,02 \times \log(2,5 \cdot 10^{-2}) = \boxed{-1,69 \text{ V}}$$

Fem de la pile

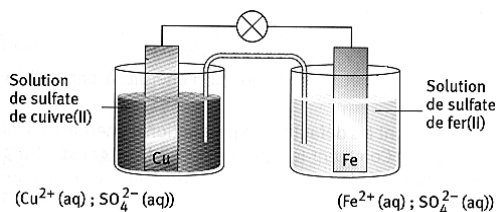
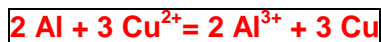
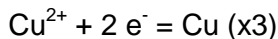
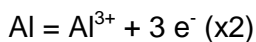
$$E = E^+ - E^- = 0,29 - (-1,69) = \boxed{1,98 \text{ V}}$$

Polarités de la pile

**L'électrode d'aluminium** fournit les électrons ; c'est le **pole (-)** de la pile (= anode, lieu de l'oxydation) :  $\text{Al} = \text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^-$

**L'électrode de cuivre** consomme les électrons ; c'est le **pole (+)** de la pile (= cathode, lieu de la réduction) :  $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Cu}$

Équation de la réaction



$$\text{Cu}^{2+}/\text{Cu} : E_0 = 0,34 \text{ V}$$

$$\text{Fe}^{2+}/\text{Fe} : E_0 = -0,44 \text{ V}$$

**L'électrode de cuivre** sera l'électrode **(+)**

**L'électrode de fer** sera l'électrode **(-)**

Potentils des électrodes

**Électrode de cuivre:**  $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Cu}$

$$E^+ = E^0 + \frac{0,06}{n} \times \log \frac{[\text{Ox}]^a}{[\text{Red}]^b}$$

$$E^+ = 0,34 + \frac{0,06}{2} \times \log[\text{Cu}^{2+}]$$

$$E^+ = 0,34 + 0,03 \times \log(2,5 \cdot 10^{-2}) = \boxed{0,29 \text{ V}}$$

Électrode de fer :  $\text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Fe}$

$$E^- = E^0 + \frac{0,06}{n} \times \log \frac{[\text{Ox}]^a}{[\text{Red}]^b}$$

$$E^- = -0,44 + \frac{0,06}{2} \times \log[\text{Fe}^{2+}]$$

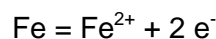
$$E^+ = -0,44 + 0,03 \times \log(2,5 \cdot 10^{-2}) = \boxed{-0,49 \text{ V}}$$

Fem de la pile

$$E = E^+ - E^- = 0,29 - (-0,49) = \boxed{0,78 \text{ V}}$$

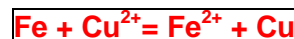
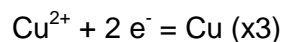
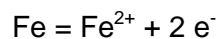
Polarités de la pile

**L'électrode de fer** fournit les électrons ; c'est le **pole (-)** de la pile (= anode, lieu de l'oxydation)



**L'électrode de cuivre** consomme les électrons ; c'est le **pole (+)** de la pile (= cathode, lieu de la réduction) :  $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Cu}$

Équation de la réaction



## EX4

Une pile cuivre-aluminium est branchée en série avec un conducteur ohmique de résistance 10 ohms et un ampèremètre

L'ampèremètre indique **46 mA** pendant **15 min**

$$\text{Cu}^{2+}/\text{Cu} : E_0 = 0,34 \text{ V}$$

$$\text{Al}^{3+}/\text{Al} : E_0 = -1,66 \text{ V}$$

**L'électrode de cuivre** sera l'électrode **(+)**

**L'électrode d'aluminium** sera l'électrode **(-)**

Potentils des électrodes

**Électrode de cuivre:**  $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Cu}$

$$E^+ = E^0 + \frac{0,06}{n} \times \log \frac{[\text{Ox}]^a}{[\text{Red}]^b}$$

$$E^+ = 0,34 + \frac{0,06}{2} \times \log[\text{Cu}^{2+}]$$

$$E^+ = 0,34 + 0,03 \times \log(0,5) = \boxed{0,33 \text{ V}}$$

**Électrode d'aluminium** :  $\text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{Al}$

$$E^- = E^0 + \frac{0,06}{n} \times \log \frac{[\text{Ox}]^a}{[\text{Red}]^b}$$

$$E^- = -1,66 + \frac{0,06}{3} \times \log[\text{Al}^{3+}]$$

$$E^+ = -1,66 + 0,02 \times \log(0,5) = \boxed{-1,67 \text{ V}}$$

Fem de la pile

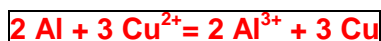
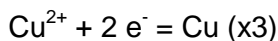
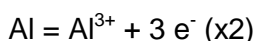
$$E = E^+ - E^- = 0,33 - (-1,67) = \boxed{2,00 \text{ V}}$$

Polarités de la pile

**L'électrode d'aluminium** fournit les électrons ; c'est le **pôle (-)** de la pile (= anode, lieu de l'oxydation) :  $\text{Al} = \text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^-$

**L'électrode de cuivre** consomme les électrons ; c'est le **pôle (+)** de la pile (= cathode, lieu de la réduction) :  $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Cu}$

Équation de la réaction

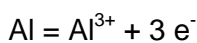


Quantité de matière d'électrons qui circulent dans le circuit pendant le fonctionnement

$$Q = I \times \Delta t = n_{\text{e}^-} \times F \rightarrow n_{\text{e}^-} = \frac{I \times \Delta t}{F}$$

$$n_{\text{e}^-} = \frac{46.10^{-3} \times 15 \times 60}{96.10^4} = \boxed{4,3.10^{-4} \text{ mol}}$$

Métal qui disparaît au cours du fonctionnement de la pile : **Al**

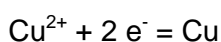


$$n_{\text{Al}} = \frac{n_{\text{e}^-}}{3} = \frac{4,3.10^{-4}}{3} = \boxed{1,4.10^{-4} \text{ mol}}$$

$$m_{\text{Al}} = n_{\text{Al}} \times M_{\text{Al}} = 1,4.10^{-4} \times 27 =$$

$$\boxed{3,8.10^{-3} \text{ g}} = \boxed{3,8 \text{ mg}}$$

Métal qui apparaît au cours du fonctionnement de la pile : **Cu**



$$n_{\text{Cu}} = \frac{n_{\text{e}^-}}{2} = \frac{4,3.10^{-4}}{2} = \boxed{2,2.10^{-4} \text{ mol}}$$

$$m_{\text{Cu}} = n_{\text{Cu}} \times M_{\text{Cu}} = 2,2.10^{-4} \times 63,5 =$$

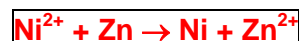
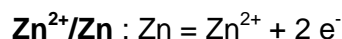
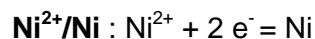
$$\boxed{1,4.10^{-2} \text{ g}} = \boxed{14 \text{ mg}}$$

## EX5

On dispose de 2 électrodes, l'une en nickel et l'autre en zinc ; ainsi que deux solutions, l'une contenant les ions  $\text{Ni}^{2+}$ , et l'autre les ions  $\text{Zn}^{2+}$

On désire réaliser une pile nickel-zinc

Equation d'oxydoréduction modélisant le fonctionnement d'une pile plomb-argent.



Au cours de la réaction l'électrode de zinc se désagrège et l'électrode de nickel se recouvre d'un dépôt de nickel

Polarités de la pile

**L'électrode de zinc** fournit les électrons ; c'est le **pôle (-)** de la pile (= anode, lieu de l'oxydation) :  $\text{Zn} = \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$

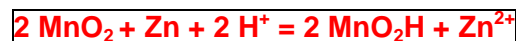
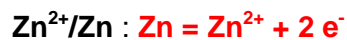
**L'électrode de nickel** consomme les électrons ; c'est le **pôle (+)** de la pile (= cathode, lieu de la réduction) :  $\text{Ni}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Ni}$

## EX6

**1) Dans la pile saline**

**Le pôle +** de la pile est constitué d'une électrode en graphite qui plonge dans un électrolyte constitué notamment de dioxyde de manganèse **MnO<sub>2</sub>**

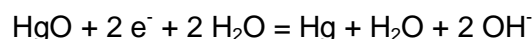
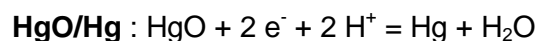
**Le pôle -** de la pile est constitué d'une plaque de zinc **Zn** en contact avec un gel de chlorure de zinc et de chlorure d'ammonium

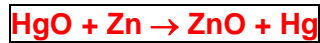
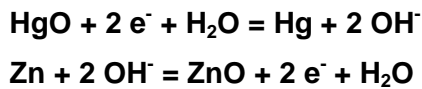
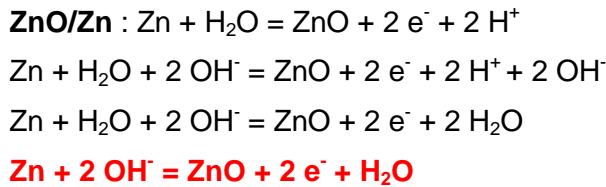


**2) Dans la pile bouton**

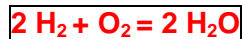
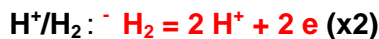
**Le pôle +** de la pile est constitué de poudre de graphite en contact avec un électrolyte contenant de l'oxyde de mercure **HgO**

**Le pôle -** de la pile est constitué de poudre de zinc **Zn** en contact avec un gel d'hydroxyde de potassium ( $\text{K}^+$  ;  $\text{OH}^-$ )





**3)** Dans la pile dihydrogène-dioxygène appelée couramment « la pile à hydrogène », le dihydrogène  $\text{H}_2(\text{g})$  nécessaire à la réaction provient d'une bonbonne, et le dioxygène  $\text{O}_2(\text{g})$  provient de l'air.



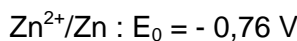
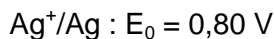
## EX7

On réalise une pile en trempant :

- une électrode de zinc **Zn** dans une solution de nitrate de Zinc ( $\text{Zn}^{2+}$  ;  $2 \text{NO}_3^-$ ) telle que  $[\text{Zn}^{2+}] = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

- une électrode d'argent **Ag** dans une solution de nitrate de d'argent ( $\text{Ag}^+$  ;  $\text{NO}_3^-$ ) telle que  $[\text{Ag}^+] = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

La pile débite un courant continu d'intensité constante  $I = 0,15 \text{ A}$  pendant **1 h 30 min**



**L'électrode d'argent** sera l'électrode **(+)**

**L'électrode de zinc** sera l'électrode **(-)**

Potentils des électrodes



$$E^+ = E^0 + \frac{0,06}{n} \times \log \frac{[\text{Ox}]^a}{[\text{Red}]^b}$$

$$E^+ = 0,80 + \frac{0,06}{1} \times \log [\text{Ag}^+]$$

$$E^+ = 0,80 + 0,06 \times \log(5,0 \cdot 10^{-3}) = \boxed{0,66 \text{ V}}$$



$$E^- = E^0 + \frac{0,06}{n} \times \log \frac{[\text{Ox}]^a}{[\text{Red}]^b}$$

$$E^- = -0,76 + \frac{0,06}{2} \times \log [\text{Zn}^{2+}]$$

$$E^+ = -0,76 + 0,03 \times \log(1,0 \cdot 10^{-2}) = \boxed{-0,82 \text{ V}}$$

Fem de la pile

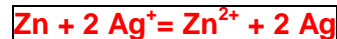
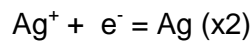
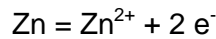
$$E = E^+ - E^- = 0,66 - (-0,82) = \boxed{1,48 \text{ V}}$$

Polarités de la pile

**L'électrode de zinc** fournit les électrons ; c'est le **pole (-)** de la pile (= anode, lieu de l'oxydation) :  $\text{Zn} = \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$

**L'électrode d'argent** consomme les électrons ; c'est le **pole (+)** de la pile (= cathode, lieu de la réduction) :  $\text{Ag}^+ + \text{e}^- = \text{Ag}$

Équation de la réaction

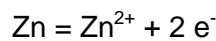


Quantité de matière d'électrons qui circulent dans le circuit pendant le fonctionnement

$$Q = I \times \Delta t = n_{e^-} \times F \rightarrow n_{e^-} = \frac{I \times \Delta t}{F}$$

$$n_{e^-} = \frac{0,15 \times (3600 + 30 \times 60)}{9,6 \cdot 10^4} = \boxed{8,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}$$

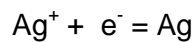
Métal qui disparaît au cours du fonctionnement de la pile : **Zn**



$$n_{\text{Zn}} = \frac{n_{e^-}}{2} = \frac{8,4 \cdot 10^{-3}}{2} = 4,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$m_{\text{Zn}} = n_{\text{Zn}} \times M_{\text{Zn}} = 4,2 \cdot 10^{-3} \times 65,4 = \boxed{0,27 \text{ g}}$$

Métal qui apparaît au cours du fonctionnement de la pile : **Ag**



$$n_{\text{Ag}} = n_{e^-} = 8,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$m_{\text{Ag}} = n_{\text{Ag}} \times M_{\text{Ag}} = 8,4 \cdot 10^{-3} \times 108 = \boxed{0,91 \text{ g}}$$

## EX8

$$E^0(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}) = 1,33 \text{ V}$$

$$E^0(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77 \text{ V}$$

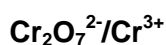
1) On plonge une électrode de platine dans une solution contenant les ions aux concentrations suivantes :

$$[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}] = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}, [\text{Cr}^{3+}] = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}, \text{ à } \text{pH}=1.$$

Concentration des ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  dans la solution de  $\text{pH} = 1$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

Potentiel  $E_1$  pris par l'électrode de platine



$$E_1 = E^0 + \frac{0,06}{n} \times \log \frac{[\text{Ox}]^a \times [\text{H}^+]^b}{[\text{Red}]^c}$$

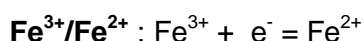
$$E_1 = 1,33 + \frac{0,06}{6} \times \log \frac{[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}] \times [\text{H}^+]^{14}}{[\text{Cr}^{3+}]^2}$$

$$E_1 = 1,33 + 0,01 \times \log \frac{10^{-2} \times (10^{-1})^{14}}{(10^{-3})^2} = \boxed{1,23 \text{ V}}$$

2) On plonge une autre électrode de platine dans une solution contenant les ions aux concentrations suivantes :

$$[\text{Fe}^{2+}] = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}, [\text{Fe}^{3+}] = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}.$$

Potentiel  $E_2$  de cette électrode



$$E_2 = E^0 + \frac{0,06}{n} \times \log \frac{[\text{Ox}]^a}{[\text{Red}]^b}$$

$$E_2 = 0,77 + \frac{0,06}{1} \times \log \frac{[\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Fe}^{2+}]}$$

$$E_2 = 0,77 + 0,06 \times \log \frac{(10^{-1})}{(10^{-3})} = \boxed{0,89 \text{ V}}$$

3) On relie ces deux demi-piles par un pont électrolytique.

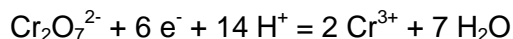
Fem de la pile

$$E = E_1 - E_2 = 1,23 - 0,89 = \boxed{0,34 \text{ V}}$$

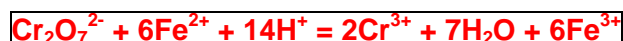
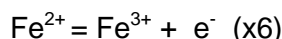
Polarités de la pile

L'électrode de platine (2) fournit les électrons ; c'est le **pole (-)** de la pile (= anode, lieu de l'oxydation) :  $\text{Fe}^{2+} = \text{Fe}^{3+} + \text{e}^-$

L'électrode de platine (1) consomme les électrons ; c'est le **pole (+)** de la pile (= cathode, lieu de la réduction)



Équation de la réaction



## EX9

$$E^0(\text{ClO}_3^- / \text{Cl}^-) = 1,450 \text{ V}$$

$$E^0(\text{Pb}^{2+} / \text{Pb}) = -0,126 \text{ V}$$

On réalise une pile avec les deux demi-piles suivantes :  $\text{Pb}/\text{Pb}^{2+} // \text{H}^+ / \text{ClO}_3^- / \text{Cl}^- / \text{Pt}$

1)

Demi-équation électronique correspondant au couple  $\text{ClO}_3^- / \text{Cl}^-$  en milieu acide.



Potentiel pris par un fil de platine

$$[\text{ClO}_3^-] = 0,200 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{Cl}^-] = 0,180 \text{ mol.L}^{-1}, \text{ pH} = 1$$

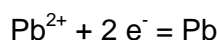
$$E^+ = E^0 + \frac{0,06}{n} \times \log \frac{[\text{Ox}]^a \times [\text{H}^+]^b}{[\text{Red}]^c}$$

$$E^+ = 1,45 + \frac{0,06}{6} \times \log \frac{[\text{ClO}_3^-] \times [\text{H}^+]^6}{[\text{Cl}^-]}$$

$$E^+ = 1,45 + 0,01 \times \log \frac{0,2 \times (10^{-1})^6}{0,18} = \boxed{1,390 \text{ V}}$$

2)

Demi-équation électronique correspondant au couple  $\text{Pb}^{2+} / \text{Pb}$



Potentiel pris par une lame de plomb plongeant dans une solution de nitrate de plomb dans laquelle  $[\text{Pb}^{2+}] = 0,500 \text{ mol.L}^{-1}$ .

$$E^- = E^0 + \frac{0,06}{n} \times \log \frac{[\text{Ox}]^a}{[\text{Red}]^b}$$

$$E^- = -0,126 + \frac{0,06}{2} \times \log[\text{Pb}^{2+}]$$

$$E^- = -0,126 + 0,03 \times \log(0,5) = \boxed{-0,135 \text{ V}}$$

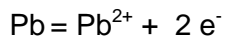
### 3) force électromotrice de la pile

$$E = E^+ - E^- = 1,390 - (-0,135) = \boxed{1,525 \text{ V}}$$

### 4)

#### Polarités de la pile

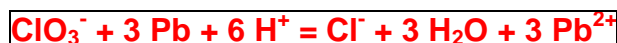
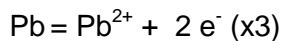
L'électrode de plomb fournit les électrons ; c'est le **pole (-)** de la pile (= anode, lieu de l'oxydation)



L'électrode de platine consomme les électrons ; c'est le **pole (+)** de la pile (= cathode, lieu de la réduction)



#### Équation de la réaction



## EX10

$$E^\circ(\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}) = 1,51 \text{ V}$$

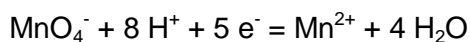
$$E^\circ(\text{Ag}^+ / \text{Ag}) = 0,8 \text{ V}$$

Une demi-pile 1 est constituée d'une électrode de platine plongeant dans une solution de permanganate de potassium ( $\text{K}^+, \text{MnO}_4^-$ ) acidifiée dans laquelle :

$$[\text{MnO}_4^-] = 0,01 \text{ mol/L} ; [\text{Mn}^{2+}] = 0,02 \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,08 \text{ mol/L.}$$

Electrode de platine :



$$E_1 = E^0 + \frac{0,06}{n} \times \log \frac{[\text{Ox}]^a \times [\text{H}^+]^b}{[\text{Red}]^c}$$

$$E_1 = 1,51 + \frac{0,06}{5} \times \log \frac{[\text{MnO}_4^-] \times [\text{H}^+]^8}{[\text{Mn}^{2+}]}$$

$$E_1 = 1,51 + \frac{0,06}{5} \times \log \frac{0,01 \times (0,08)^8}{0,02} = \boxed{1,40 \text{ V}}$$

Une demi-pile 2 est constituée d'une électrode d'argent plongeant dans une solution de nitrate d'argent dans laquelle  $[\text{Ag}^+] = 0,1 \text{ mol/L}$ .

Electrode d'argent:  $\text{Ag}^+ + e^- = \text{Ag}$

$$E_1 = E^0 + \frac{0,06}{n} \times \log \frac{[\text{Ox}]^a}{[\text{Red}]^b}$$

$$E_1 = 0,80 + \frac{0,06}{1} \times \log[\text{Ag}^+]$$

$$E_1 = 0,80 + 0,06 \times \log(0,1) = \boxed{0,74 \text{ V}}$$

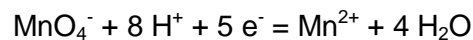
#### Fem de la pile

$$E = E_1 - E_2 = 1,40 - 0,74 = \boxed{0,66 \text{ V}}$$

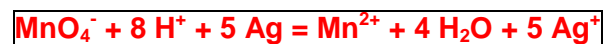
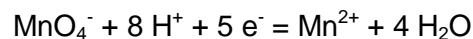
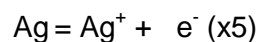
#### Polarités de la pile

L'électrode d'argent fournit les électrons ; c'est le **pole (-)** de la pile (= anode, lieu de l'oxydation) :  $\text{Ag} = \text{Ag}^+ + e^-$

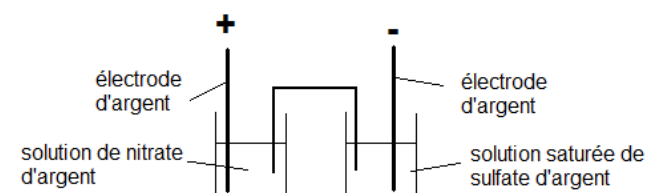
L'électrode de platine consomme les électrons ; c'est le **pole (+)** de la pile (= cathode, lieu de la réduction)



#### Équation de la réaction



## EX11



On réalise une pile électrochimique afin de déterminer le produit de solubilité du sulfate d'argent  $\text{Ag}_2\text{SO}_4$

On réalise pour cela deux demi-piles.

#### Première demi-pile (pole positif) :

On dissout **20,4 g** de nitrate d'argent ( $\text{AgNO}_3$ ) dans **150 mL** d'eau pure. Un fil d'argent sert d'électrode.

#### Deuxième demi-pile (pole négatif) :

Le béccher contient une solution saturée de sulfate d'argent L'électrode est un fil d'argent.

Les deux demi-piles sont reliées par un pont électrolytique.

**1)**

Concentration de la solution de nitrate d'argent

$M_{\text{soluté}} = 170 \text{ g.mol}^{-1}$

$$C = \frac{m_{\text{soluté}}}{M_{\text{soluté}} \times V_{\text{solution}}} = \frac{20,4}{170 \times 0,15} = \boxed{0,80 \text{ mol.L}^{-1}}$$

Concentration des ions  $\text{Ag}^+$  dans le bécher 1

Solution de nitrate d'argent ( $\text{Ag}^+$  ;  $\text{NO}_3^-$ )

$$[\text{Ag}^+] = C = \boxed{0,80 \text{ mol.L}^{-1}}$$

Potentiel de la première demi-pile

Electrode d'argent:  $\text{Ag}^+ + e^- = \text{Ag}$

$$E_1 = E^0 + \frac{0,06}{n} \times \log \frac{[\text{Ox}]^a}{[\text{Red}]^b}$$

$$E_1 = 0,80 + \frac{0,06}{1} \times \log[\text{Ag}^+]$$

$$E_1 = 0,80 + 0,06 \times \log(0,8) = \boxed{0,79 \text{ V}}$$

**2)** La force électromotrice de la pile est égale à **0,12 V**.

Potentiel de la deuxième demi-pile

$$E = E_1 - E_2 \rightarrow E_2 = E_1 - E = 0,79 - 0,12 =$$

$$\boxed{0,67 \text{ V}}$$

Concentration molaire des ions  $\text{Ag}^+$

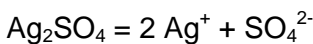
$$E_2 = E^0 + \frac{0,06}{n} \times \log \frac{[\text{Ox}]^a}{[\text{Red}]^b}$$

$$E_2 = 0,80 + \frac{0,06}{1} \times \log[\text{Ag}^+] = 0,67$$

$$\boxed{[\text{Ag}^+] = 6,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}}$$

**3)**

Dissolution du sulfate d'argent  $\text{Ag}_2\text{SO}_4$



Expression du produit de solubilité  $K_s$

$$K_s = [\text{Ag}^+]^2 \times [\text{SO}_4^{2-}]$$

Produit de solubilité  $K_s$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = 0,25 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$K_s = [\text{Ag}^+]^2 \times [\text{SO}_4^{2-}] = (6,8 \cdot 10^{-3})^2 \times 0,25 =$$

$$\boxed{1,2 \cdot 10^{-5}}$$

Solubilité de  $\text{Ag}_2\text{SO}_4$

$$K_s = 4 \times s^3 = 1,2 \cdot 10^{-5}$$

$$\boxed{s = 1,4 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}}$$

$$s_m = s \times M_{\text{Ag}_2\text{SO}_4} = 1,4 \cdot 10^{-2} \times 312,1 = \boxed{4,4 \text{ g.L}^{-1}}$$