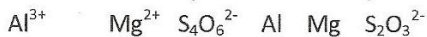




### Chapitre: oxydoréduction

#### Exercice n°1 :

En utilisant les espèces ci-dessous, former différents couples rédox. Justifier la réponse.



#### Aide:

La 1/2-équation électronique est  $ox + ne^- = red$

→ pour équilibrer, il faut :

- équilibrer les éléments chimiques
- équilibrer les charges (donc mettre les  $e^-$  du bon côté !)

→ une fois la demi-équation correctement écrite, on regarde l'espèce chimique qui est du même côté que les électrons : cette espèce est l'oxydant.

→ on écrit ensuite le couple  $ox / red$

#### Exercice n°2:

On donne l'équation non équilibrée:  $Ni^{2+}_{(aq)} + Al_s \rightarrow Ni_s + Al^{3+}_{(aq)}$

1°) Equilibrer cette équation

2°) Retrouver les demi-équations d'oxydation et de réduction.

3°) Préciser les couples rédox en jeu.

- 1°)  $3Ni^{2+}_{(aq)} + 2Al_{(s)} \rightarrow 3Ni_{(s)} + 2Al^{3+}_{(aq)}$
- 2°)  $Ni^{2+}_{(aq)} + 2e^- = Ni_{(s)}$  demi-équation de réduction  
 $Al_{(s)} = Al^{3+}_{(aq)} + 3e^-$  demi-ég. d'oxydation
- 3°)  $Ni^{2+}/Ni_{(s)}$  et  $Al^{3+}/Al_{(s)}$

#### Aide

→ il faut le même nb de charges des 2 côtés de la flèche donc  $3Ni^{2+} \rightarrow 6 \text{ charges} +$  et  $2Al^{3+} \rightarrow 6 \text{ charges} +$  Ensuite, on rééquilibre les éléments chimiques.

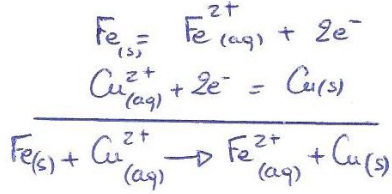
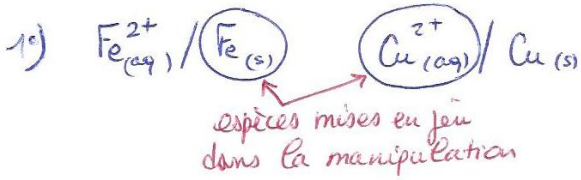
→ l'oxydant est tjrs écrit du m côté que les  $e^-$  de les 1/2 équations.

**Exercice n°3:**

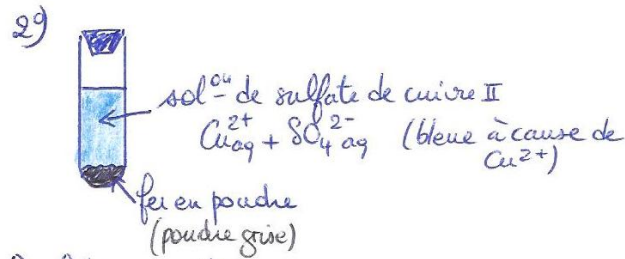
Lors d'une expérience, on fait réagir du fer en poudre avec une solution de sulfate de cuivre II. Une réaction d'oxydoréduction a lieu. Les couples rédox en jeu sont  $Fe^{2+}_{aq} / Fe_s$  et  $Cu^{2+}_{aq} / Cu_s$ .

1°) Ecrire la réaction d'oxydoréduction correspondante.

2°) Imaginer un protocole expérimental permettant de vérifier la réaction écrite au 1°). Préciser les couleurs observées, les tests de précipitation réalisés... Le protocole sera donné sous forme de dessins soignés et légendés.

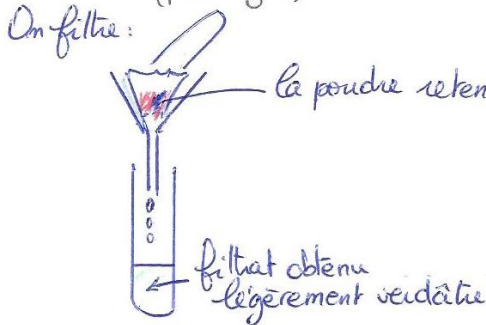


Aide  
 les  $e^-$  sont tjrs écrits du côté de l'oxydant -  
 Vérifier que c'est correctement équilibré en charges.



→ on bouche, on agite vigoureusement.

on observe que la couleur bleue disparaît.



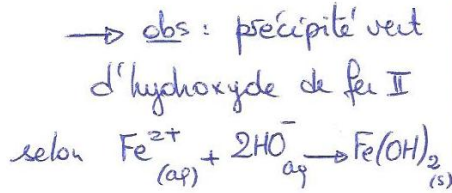
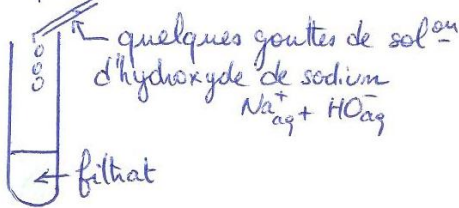
→ puisque  $Cu^{2+}$  est 1 réactif qui disparaît -  
 couleur de la poudre de cuivre qui s'est formée

On sépare le filtrat obtenu dans 2 tubes à essais -

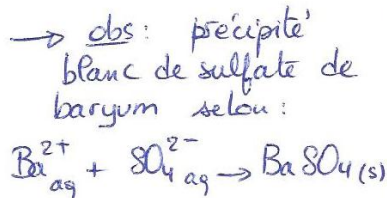
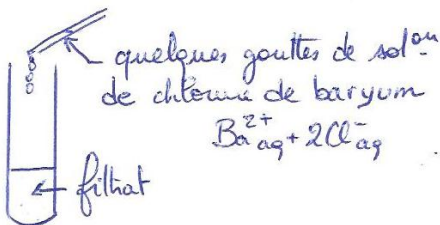
⇒ [ Une réaction chimique a bien eu lieu ]

→ car il contient l'ion  $Fe^{2+}_{(aq)}$ .

→ Tests de précipitation:



le filtrat est censé contenir l'ion  $Fe^{2+}$ . On le fait réagir avec  $HO^-$



le filtrat est censé tjrs contenir l'ion spectateur  $SO_4^{2-}$ . On le met en évidence ici avec l'ion  $Ba^{2+}$ .

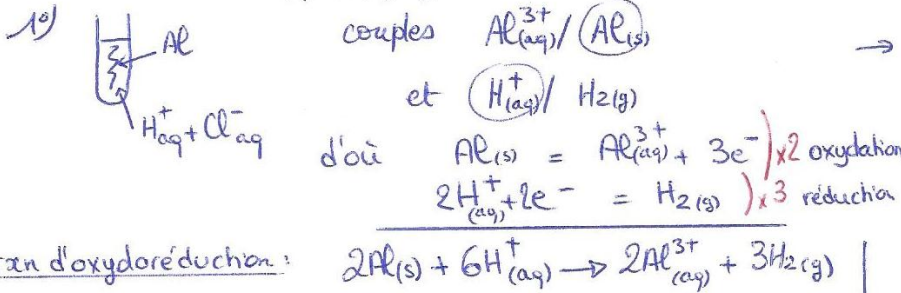
Rq: ds le protocole, les formules chimiques des solutions doivent être données en plus de leur nom.

**Exercice n°4:**

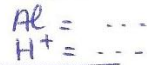
Un fil d'aluminium découpé, de masse  $m = 0,10g$  est entièrement plongé dans un volume  $V = 150mL$  d'une solution d'acide chlorhydrique ( $H^+_{aq} + Cl^-_{aq}$ ) de concentration molaire  $c = 0,10mol.L^{-1}$ .

- 1°) Ecrire les demi-équations d'oxydation et de réduction qui ont lieu ainsi que la réaction d'oxydoréduction.
- 2°) Dresser un tableau d'avancement de la réaction.
- 3°) Calculer le volume de dihydrogène dégagé (volume molaire  $V_m = 24L.mol^{-1}$  volume dégagé par une mole de gaz)
- 4°) Déterminer la composition finale de la solution en quantités de matière.
- 5°) Calculer la concentration molaire effective des ions dans la solution à l'état final.

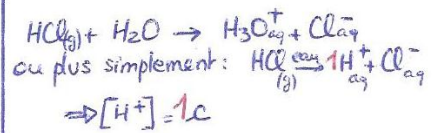
Données : couples rédox :  $Al^{3+}/Al_{(s)}$ ,  $H^+/H_{2(g)}$ , les ions  $Cl^-$  sont ici spectateurs.  $M_{Al} = 27g.mol^{-1}$ .



Aide  
 → Des couples donnés, entourer les espèces indiquées ds l'énoncé. Ces espèces sont le pt de départ des demi-équations à écrire :



→ 1 m nb d' $e^-$  est perdu par le réducteur et gagné par l'oxydant. Il ne faut pas d' $e^-$  ds la rxn d'oxydoréduction



→ Il faut rédiger tous les calculs avant de faire le tableau d'avancement

2°) Qtés de matière en réactifs introduits:

$n_{Al}^i = \frac{m_{Al}}{M_{Al}} = \frac{0,10}{27} = 3,7 \cdot 10^{-3} mol$

$n_{H^+}^i = [H^+] \cdot V = c \cdot V = 0,10 \cdot 150 \cdot 10^{-3} = 1,5 \cdot 10^{-2} mol$

Le mélange est stoechiométrique si  $\frac{n_{Al}^i}{2} = \frac{n_{H^+}^i}{6}$   
 or  $\frac{3,7 \cdot 10^{-3}}{2} < \frac{1,5 \cdot 10^{-2}}{6}$   
 $1,85 \cdot 10^{-3} < 2,5 \cdot 10^{-3} mol$   
 donc l'Al est limitant.

d'où eq. de la rxn :  $2Al_{(s)} + 6H^+_{(aq)} \rightarrow 2Al^{3+}_{(aq)} + 3H_{2(g)}$

Etat	avancement	qtés de matière (en mol)			
E.I.	$x=0$	$3,7 \cdot 10^{-3}$	$1,5 \cdot 10^{-2}$	0	0
E.Int	$x$	$3,7 \cdot 10^{-3} - 2x$	$1,5 \cdot 10^{-2} - 6x$	$2x$	$3x$
E.F.	$x = x_{max}$	$3,7 \cdot 10^{-3} - 2x_{max} = 0$	$1,5 \cdot 10^{-2} - 6x_{max}$	$2x_{max}$	$3x_{max}$

→ attention aux coeff<sup>st</sup> stoech. de la rxn pour les  $x$  et les  $x_{max}$ .

$x_{max} = \frac{3,7 \cdot 10^{-3}}{2} = 1,85 \cdot 10^{-3} mol$

→ calcul intermédiaire non attendu ici.

3°) Volume de  $H_2$  dégagé:

$V_{H_2} = n_{H_2} \cdot V_m = 3x_{max} \cdot V_m$   
 $= 3 \cdot 1,85 \cdot 10^{-3} \cdot 24$   
 $= 1,3 \cdot 10^{-1} L$

→ volume molaire  $V_m$  en  $L.mol^{-1}$

$V_m = \frac{V_{gaz}}{n_{gaz}} = \frac{L}{mol}$   
 $\Rightarrow V_{gaz} = n_{gaz} \cdot V_m$

4°) à l'EF, la solution contient  $Al^{3+}$  formés,  $H^+$  restant et  $Cl^-$  spect.

Qtés de matière :  $n_{H^+}^{fin} = 1,5 \cdot 10^{-2} - 6x_{max} = 1,5 \cdot 10^{-2} - 6 \cdot 1,85 \cdot 10^{-3} = 3,9 \cdot 10^{-3} mol$   
 $n_{Al^{3+}}^{fin} = 2x_{max} = 2 \cdot 1,85 \cdot 10^{-3} = 3,7 \cdot 10^{-3} mol$   
 $n_{Cl^-}^{fin} = n_{Cl^-}^i = [Cl^-] \cdot V = c \cdot V = n_{H^+}^i = 1,5 \cdot 10^{-2} mol$

Les ions Chlorure sont spectateurs et tjrs présents en m<sup>q</sup> qu'à l'état initial

5°)  $[H^+]_{EF} = \frac{n_{H^+}^{fin}}{V} = \frac{3,9 \cdot 10^{-3}}{150 \cdot 10^{-3}} = 2,6 \cdot 10^{-2} mol.L^{-1}$ , de même  
 $[Al^{3+}]_{EF} = 2,5 \cdot 10^{-2} mol.L^{-1}$  et  $[Cl^-]_{EF} = 0,10 mol.L^{-1}$

→ on suppose que le volume de sol<sup>ou</sup> n'a pas varié.