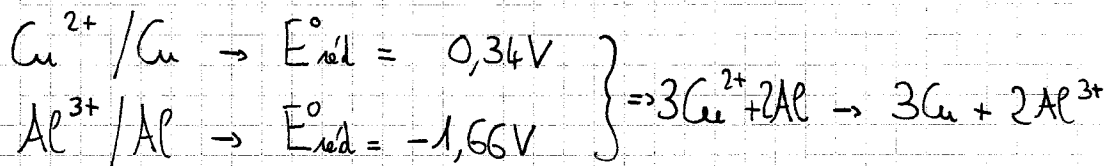


# Oxydoréduction: exercices de préparation au TE

## Question 1

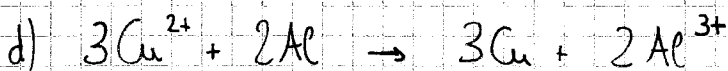
- a) Il manque le pont salin!
- b) Le métal inconnu est le Cu car:



$$\Rightarrow \Delta E^{\circ}_{\text{réaction}} = E_{\text{red}}^{\circ}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - E_{\text{red}}^{\circ}(\text{Al}^{3+}/\text{Al})$$

$$\Delta E^{\circ}_{\text{réaction}} = 0,34 - (-1,66) = \underline{\underline{2,00\text{V}}} \quad \text{cqd!}$$

- c) Pile "gauche":  $\text{Cu}^{2+} + 2e^{-} \rightarrow \text{Cu}$
- Pile "droite":  $\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3e^{-}$



e) On applique la relation de Nernst pour chaque couple:

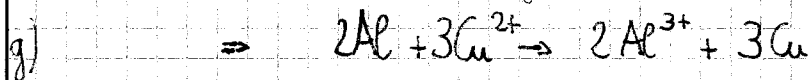
- $\text{Al}^{3+} 10^{-3}\text{M}/\text{Al} \rightarrow E_{\text{red}} = E_{\text{red}}^{\circ} - \frac{0,06}{3} \log \frac{1}{10^{-3}} = -1,60\text{V}$

- $\text{Cu}^{2+} 10\text{M}/\text{Cu} \rightarrow E_{\text{red}} = E_{\text{red}}^{\circ} - \frac{0,06}{2} \log \frac{1}{10} = 0,37\text{V}$

$$\Delta E_{\text{réaction}} = E_{\text{red}}(\text{Cu}^{2+} 10\text{M}/\text{Cu}) - E_{\text{red}}(\text{Al}^{3+} 10^{-3}\text{M}/\text{Al})$$

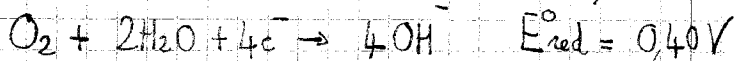
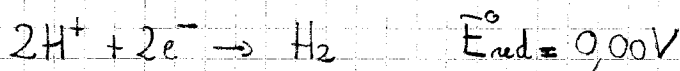
$$\Delta E_{\text{réaction}} = 0,37 - (-1,60) = \underline{\underline{1,97\text{V}}}$$

f) Comme l'oxydant le plus fort ( $\text{Cu}^{2+}$ ) et le réducteur le plus fort ( $\text{Al}$ ) se trouvent dans la même 1/2-pile, la réaction d'oxydoréduction aurait eu directement lieu dans le compartiment "de gauche" !!

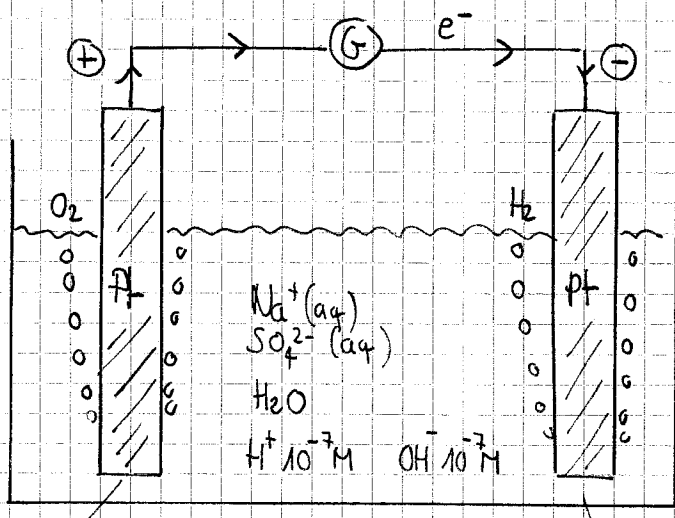


## Question 2

Les 2 couples à utiliser sont:

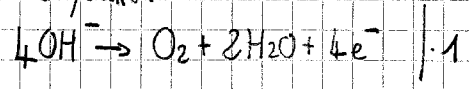


a) b) c)

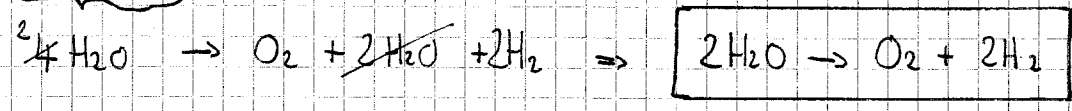
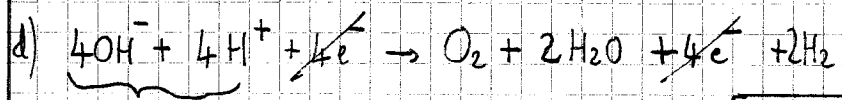
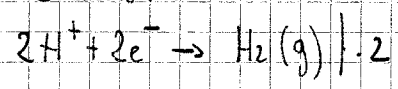


- $O_2(g)$
- $H_2(g)$
- $OH^-(aq)$
- $H^+(aq)$

1/2 oxidation



1/2 reduction



c) Faraday :  $i = 200 \text{ A}$       $t = 48 \text{ h} \Rightarrow t = 172800 \text{ s}$

• Pour  $O_2$  :  $4OH^- \rightarrow O_2 + 2H_2O + 4e^- \Rightarrow m = 2$  et  $M(O_2) \approx 32 \text{ g/mol}$

$$m(O_2) = \frac{32 \cdot 200 \cdot 172800}{4 \cdot 96500} = \underline{\underline{2865 \text{ g } O_2}}$$

• Pour  $H_2$  :  $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2 \Rightarrow m = 2$  et  $M(H_2) \approx 2 \text{ g/mol}$

$$m(H_2) = \frac{2 \cdot 200 \cdot 172800}{2 \cdot 96500} = \underline{\underline{358 \text{ g } H_2}}$$

$$f) \cdot m(O_2) = \frac{m}{M} = \frac{2865}{32} = 89,53 \text{ mol}$$

$$V(O_2)_{aux} \text{ TPN} = 89,53 \cdot 22,4 \approx \underline{\underline{2005 \text{ l}}}$$

$$\cdot m(H_2) = \frac{m}{M} = \frac{358}{2} = 179 \text{ mol}$$

$$V(H_2)_{aux} \text{ TPN} = 179 \cdot 22,4 \approx \underline{\underline{4010 \text{ l}}}$$

Oxydoréduction : exercices de préparation au TE (suite)

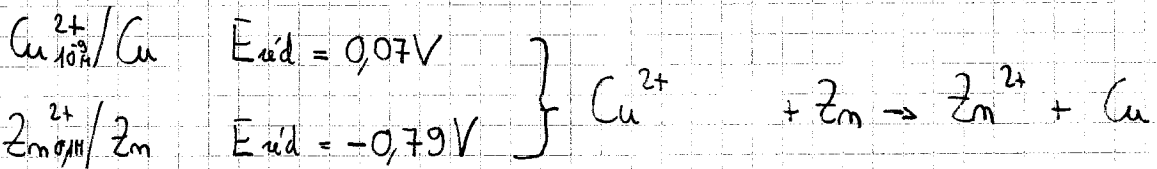
Question 3

On applique Nernst.

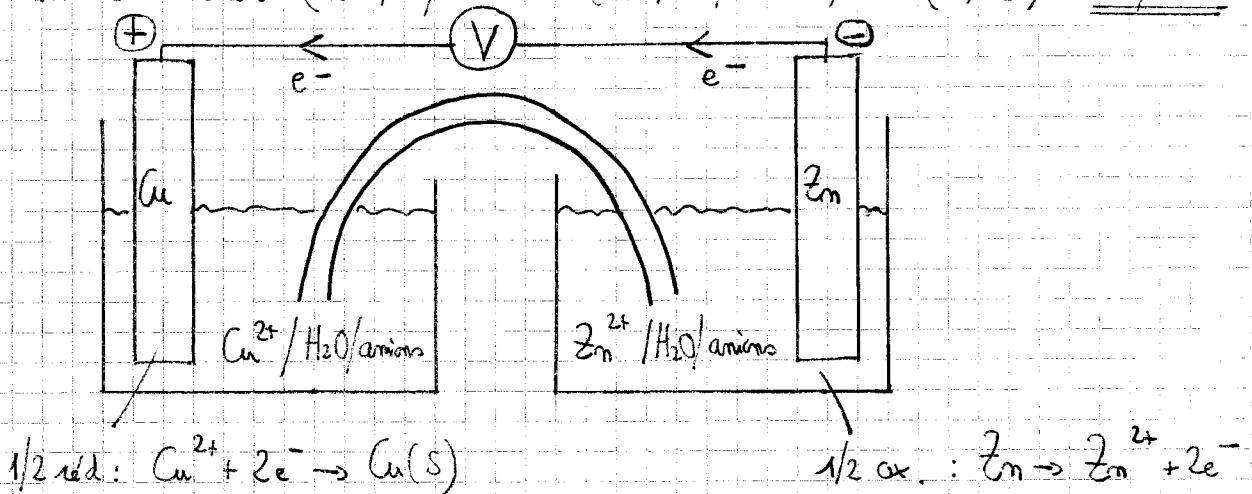
•  $E_{red} (Zn^{2+} 0,1M / Zn) = E^{\circ}_{red} - \frac{0,06}{2} \log \frac{1}{0,1} = -0,79V$

•  $E_{red} (Cu^{2+} 10^{-9}M / Cu) = E^{\circ}_{red} - \frac{0,06}{2} \log \frac{1}{10^{-9}} = 0,07V$

Nouveau classement selon  $E_{red}$



$\Delta E_{réaction} = E_{red} (Cu^{2+} / Cu) - E_{red} (Zn^{2+} / Zn) = 0,07 - (-0,79) = \underline{\underline{0,86V}}$



Question 4

On applique Nernst selon les 2 concentrations !

•  $E_{red} (Cu^{2+} 1M / Cu) \Rightarrow$  conditions standard  $\Rightarrow E^{\circ}_{red} = 0,34V \Rightarrow$  pas d'application de la relation de Nernst !

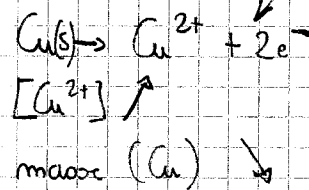
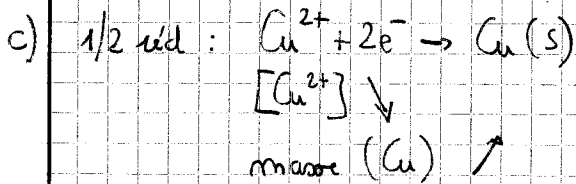
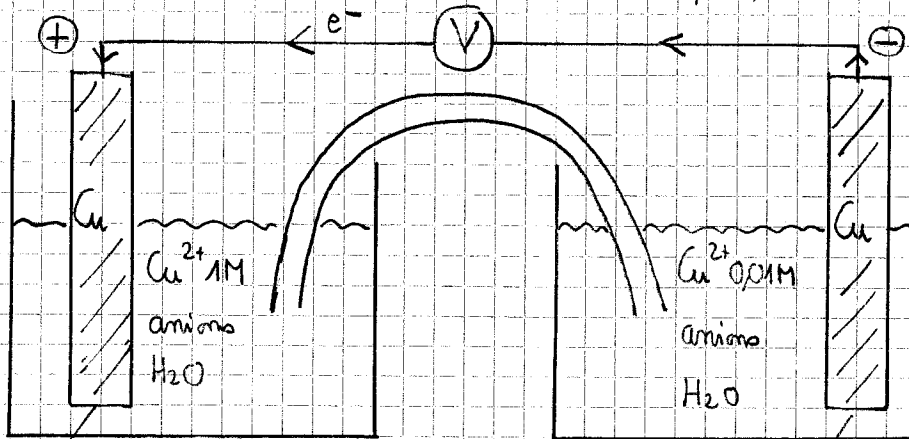
•  $E_{red} (Cu^{2+} 0,01M / Cu) = E^{\circ}_{red} - \frac{0,06}{2} \log \frac{1}{0,01} = 0,28V$

Nouveau classement des couples selon  $[Cu^{2+}]$ :

$Cu^{2+} 1M / Cu \quad E_{red}^{\circ} = 0,34V$

$Cu^{2+} 0,01M / Cu \quad E_{red} = 0,28V$

$\Delta E_{relacion} = E_{red}^{\circ} (Cu^{2+} 1M / Cu) - E_{red} (Cu^{2+} 0,01M / Cu) = 0,34 - 0,28 = \underline{\underline{0,06V}}$



Le potentiel mesuré aux bornes de cette pile va peu à peu diminuer et passer de 0,06V à zéro!

Lorsque  $V_{mesuré}$  est de 0V, les  $[Cu^{2+}]$  sont égaux dans les 2 demi-piles!!

d) Il faudrait ajouter du  $Cu^{2+}$  à gauche et en enlever à droite (précipitation des ions  $Cu^{2+}$  formés, par exemple).