

**Exercice. 1 : ( 7 Points)**

a)  $K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]}$  **(1Pts)**

b) A l'équilibre:

$[H_2] = [I_2] = 0.11/10 = 0.011 \text{ mol/L}$ ; **(0.25Pts)**

$[HI] = 0.78/10 = 0.078 \text{ mol/L}$  **(0.25Pts)**

$K_c = (0.078)^2 / (0.011)^2 = 50.28$  **(0.5Pts)**

c)

	$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2 HI_{(g)}$		
A l'état initial.	0.5	3	0
Variation.	-x	-x	+2x
A l'équilibre.	0.5 - x	3 - x	2x

**(0.5Pts)**

A l'équilibre:  $[H_2] = 0.5 - x/10$  ,  $[I_2] = 3 - x/10$  ,  $[HI] = 2x/10$

Donc:

$K_c = \frac{(2x)^2}{(0.5-x)(3-x)} = 50.28 \rightarrow 75.42 - 175.98x - 46.48x^2 = 0$  **(0.25Pts)**

**(0.5Pts)**  $\rightarrow x_1 = -3.3$  (impossible car  $[HI] < 0$ )  $x_2 = 0.49$   
 $\rightarrow x = 0.49 \text{ mol}$

$[H_2] = 0.5 - 0.49/10 = 0.001 \text{ mol/L}$  **(0.5Pts)**

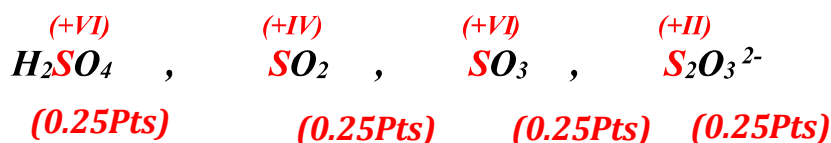
$[I_2] = 3 - 0.49/10 = 0.251 \text{ mol/L}$  **(0.5Pts)**

$[HI] = 2 \times 0.49/10 = 0.098 \text{ mol/L}$  **(0.5Pts)**

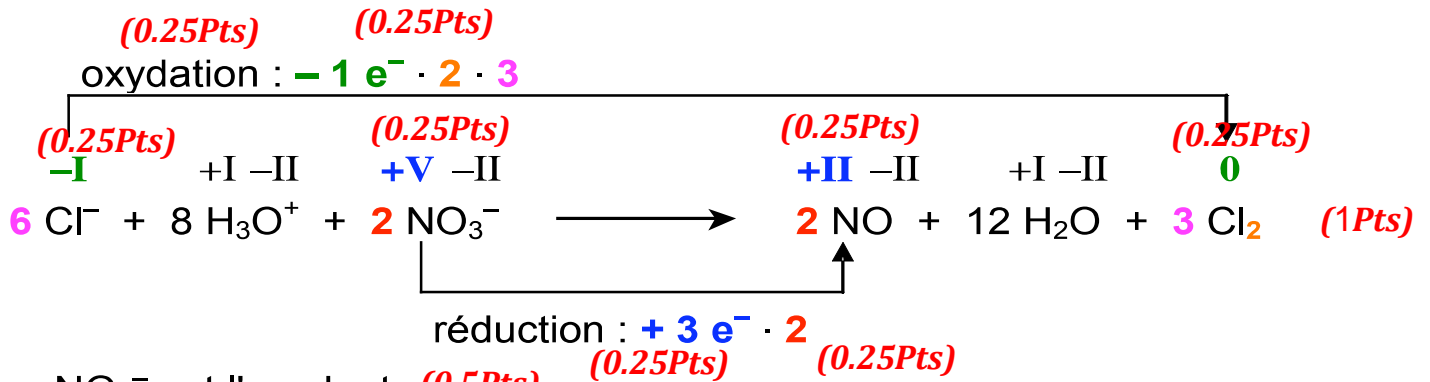
d) La réaction se fait sans changement du nombre de moles gazeuses ( $\Delta n = 0$ ), une variation de pression est sans effet sur l'équilibre. **(1pts)**

**Exercice. 2 : ( 8 Points)**

**1) Calcul n.o : (1 Pts)**



2) (4 Pts)



$\text{NO}_3^-$  est l'oxydant. (0.5Pts)  
 $\text{Cl}^-$  est le réducteur. (0.5Pts)

3) (3Pts)

a) La f.é.m. de la pile est la différence entre les potentiels redox des deux électrodes, qui sont donnés par la loi de Nernst.  
 Pour le couple  $\text{Ag}^+/\text{Ag}$ ,

$$E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = E^\circ_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} + 0,059 \log [\text{Ag}^+] = 0,76 \text{ V} \quad (0.25\text{Pts})$$

et pour le couple  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$ ,

$$E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = E^\circ_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} + \frac{0,059}{2} \log [\text{Zn}^{2+}] = -0,78 \text{ V}, \quad (0.25\text{Pts})$$

d'où on déduit la f.é.m. de la pile (forcément positive),

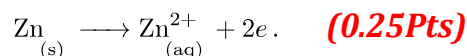
$$\text{fém} = E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} - E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = 1,53 \text{ V}. \quad (0.25\text{Pts}) \quad (0.5\text{Pts})$$

b) Au sein du circuit électrique, les électrons migrent vers l'électrode de potentiel le plus élevé : c'est donc à cette électrode qu'a lieu la réduction (consommation d'électrons), qui est donc la cathode. On en déduit que dans cette pile **l'électrode d'argent est la cathode alors que l'électrode de zinc est l'anode.** (0.25Pts)

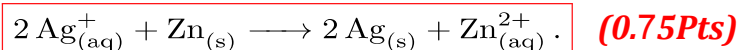
c) (0.25Pts)

Au niveau de la cathode d'argent,  $\text{Ag}_{(\text{aq})}^+ + e \longrightarrow \text{Ag}_{(\text{s})}$ , (0.25Pts)

et au niveau de l'anode de zinc



La réaction de fonctionnement de la pile lorsqu'elle débite est donc

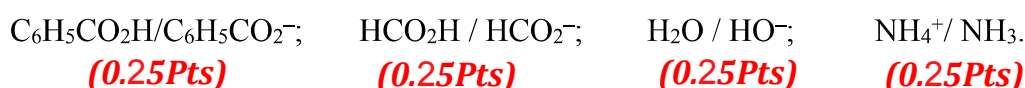


### Exercice. 3 : (5 Points)

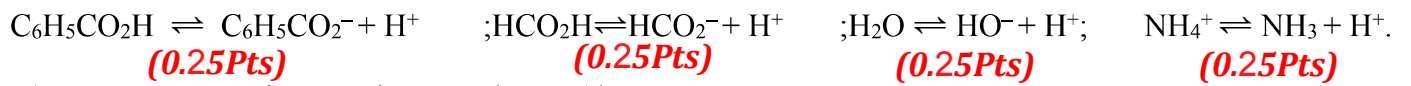
1) Définition un acide et une base dans la théorie de Brønsted.

- Un acide est une espèce chimique capable de céder au moins un proton  $\text{H}^+$  (1Pts)
- Une base est une espèce chimique capable de capter au moins un proton  $\text{H}^+$ . (1Pts)

2) les couples acide/base



3) les demi-équations acido-basiques correspondant aux couples formés:



**(0.25Pts)**

**(0.25Pts)**

**(0.25Pts)**

**(0.25Pts)**

4) - a. L'eau appartient aussi au couple  $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$ . **(0.5Pts)**

-b. Une espèce qui, comme l'eau, est l'acide d'un couple et la base d'un autre couple, est une espèce amphotère, l'eau est un ampholyte **(0.5Pts)**