

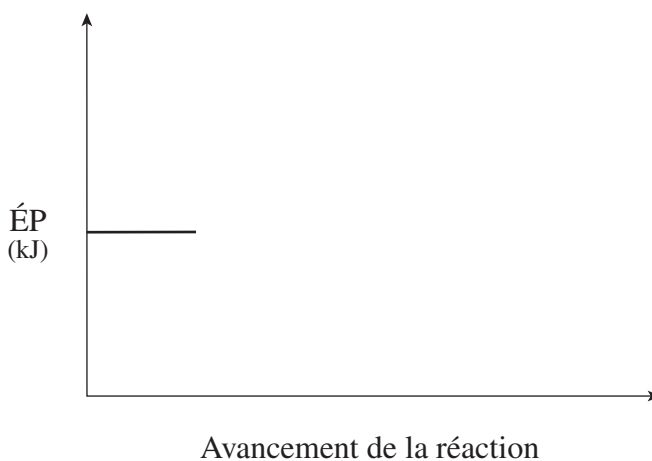
Chimie 12
Examen de référence D
Guide de notation

1. (4 points)

Soit le mécanisme de réaction :

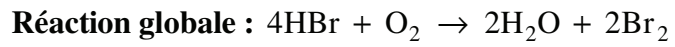
Étape 1	$\text{HBr} + \text{O}_2 \rightarrow \text{HOBr}$	lent
Étape 2	$\text{HOBr} + \text{HBr} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	rapide
Étape 3	$2(\text{H}_2\text{O} + \text{HBr} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{Br}_2)$	rapide
Réaction globale		

Représente la réaction globale par une équation. Sachant que cette réaction est exothermique, trace le graphique de l'énergie potentielle en fonction de l'avancement sur le système d'axes ci-dessous.

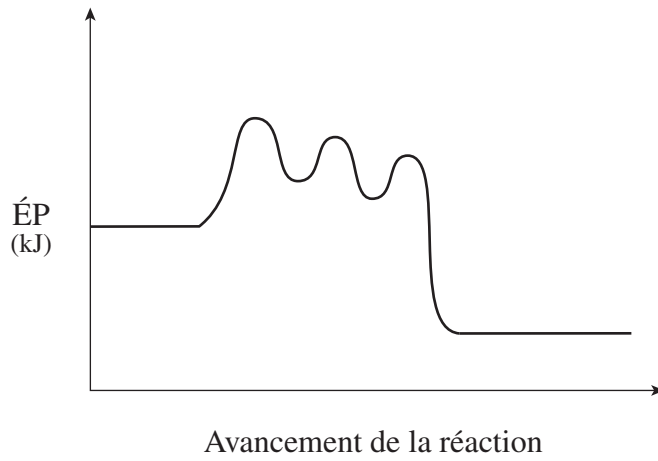


Solution :

Par exemple :



← **1 point**



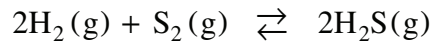
← **1 point** (3 sauts)

← **1 point** (le premier saut est le plus haut)

} ← **1 point** (exothermique)

2. (4 points)

Soit l'équation d'une réaction à l'équilibre :



On a placé initialement $9,0 \times 10^{-4}$ mol S_2 et $1,1 \times 10^{-2}$ mol H_2S dans un contenant de 1,0 L.

À l'équilibre, il reste $8,6 \times 10^{-3}$ mol H_2S dans le contenant. Calcule le $K_{\text{éq}}$.

Solution :

Par exemple :

	$2\text{H}_2(\text{g})$	+	$\text{S}_2(\text{g})$	\rightleftharpoons	$2\text{H}_2\text{S}(\text{g})$	}	← 2 points
[I]	0		$9,0 \times 10^{-4}$		$1,1 \times 10^{-2}$		
[C]	$+2,4 \times 10^{-3}$		$+1,2 \times 10^{-3}$		$-2,4 \times 10^{-3}$		
[É]	$2,4 \times 10^{-3}$		$2,1 \times 10^{-3}$		$8,6 \times 10^{-3}$		

$$\begin{aligned}
 K_{\text{éq}} &= \frac{[\text{H}_2\text{S}]^2}{[\text{H}_2]^2 [\text{S}_2]} \\
 &= \frac{(8,6 \times 10^{-3})^2}{(2,4 \times 10^{-3})^2 (2,1 \times 10^{-3})} \\
 &= 6 \times 10^3
 \end{aligned}$$

}

← 1 point

← 1 point

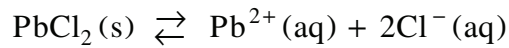
Note : ne pas attribuer de points supplémentaires pour les chiffres significatifs.

3. (4 points)

Se forme-t-il un précipité lorsqu'on mélange 10,0 mL de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 1,0 mol/L avec 40,0 mL de NaCl $2,0 \times 10^{-2}$ mol/L ? Justifie ta réponse.

Solution :

Par exemple :



$$K_s = [\text{Pb}^{2+}][\text{Cl}^{-}]^2 = 1,2 \times 10^{-5}$$

Dans la solution mélangée :

$$[\text{Pb}^{2+}] = [\text{Pb}(\text{NO}_3)_2] = 1,0 \text{ mol/L} \times \frac{10,0 \text{ mL}}{50,0 \text{ mL}} = 2,0 \times 10^{-1} \text{ mol/L} \quad \leftarrow \text{1 point}$$

$$[\text{Cl}^{-}] = [\text{NaCl}] = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol/L} \times \frac{40,0 \text{ mL}}{50,0 \text{ mL}} = 1,6 \times 10^{-2} \text{ mol/L} \quad \leftarrow \text{1 point}$$

$$\begin{aligned} K_s \text{ essai} &= (2,0 \times 10^{-1})(1,6 \times 10^{-2})^2 \\ &= 5,1 \times 10^{-5} \end{aligned} \quad \left. \right\} \leftarrow \text{1 point}$$

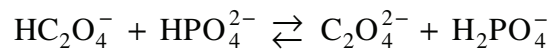
Puisque $K_s \text{ essai} > K_s \text{ donné}$, il y a formation d'un précipité. ← 1 point

4. (3 points)

Soit KHC_2O_4 et Na_2HPO_4 les deux réactifs en solution d'une réaction. Représente la réaction prédominante à l'équilibre par l'équation ionique nette. Prédise si ce sont les produits ou les réactifs qui ont été favorisés pour atteindre l'équilibre et explique pourquoi.

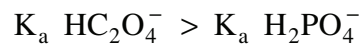
Solution :

Par exemple :



← 2 points

Les produits sont favorisés à l'équilibre car :



} ← 1 point

5. (5 points)

Détermine la concentration initiale d'une solution saline de NH_4NO_3 dont le pH est égal à 4,70.
Commence en représentant la réaction prédominante à l'équilibre par son équation.

Solution :

Par exemple :

	$\text{NH}_4^+(\text{aq})$	+	$\text{H}_2\text{O}(\ell)$	\rightleftharpoons	$\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$	+	$\text{NH}_3(\text{aq})$	← 1 point
[I]	x				0		0	
[C]	$-2,00 \times 10^{-5}$				$+2,00 \times 10^{-5}$		$+2,00 \times 10^{-5}$	
[É]	$x - 2,00 \times 10^{-5}$				$2,00 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$		$2,00 \times 10^{-5}$	← 1 point

(on fait l'hypothèse que $2,00 \times 10^{-5}$ est négligeable) ↑ } ← 1 point

pH = 4,70

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]}$$

$$K_a = 5,6 \times 10^{-10} = \frac{(2,00 \times 10^{-5})(2,00 \times 10^{-5})}{x} \quad \leftarrow 1 \text{ point}$$

$$x = 0,71 \text{ mol/L} = [\text{NH}_4\text{NO}_3] \quad \leftarrow 1 \text{ point}$$

6. (3 points)

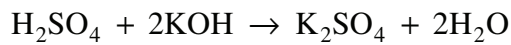
On effectue trois essais séparés pour titrer 10,00 mL de H_2SO_4 avec une solution de KOH 0,50 mol/L . Les résultats sont consignés dans le tableau ci-dessous.

Essai	Volume de KOH 0,50 mol/L
1	20,30 mL
2	19,10 mL
3	18,90 mL

Détermine la concentration de H_2SO_4 .

Solution :

Par exemple :



volume moyen de KOH = 19,00 mL

$$[H_2SO_4] = \frac{0,50 \text{ mol KOH}}{L} \times 0,01900 L \times \frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{2 \text{ mol KOH}} \times \frac{1}{0,01000 L} = 0,48 \text{ mol/L}$$

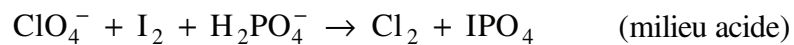
1 point

1 point

1 point

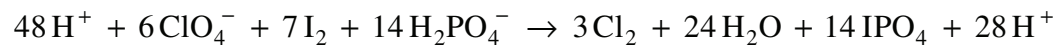
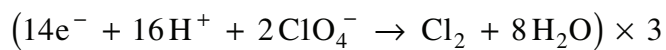
7. (4 points)

Équilibre l'équation de la réaction redox ci-dessous sachant que celle-ci se produit en milieu



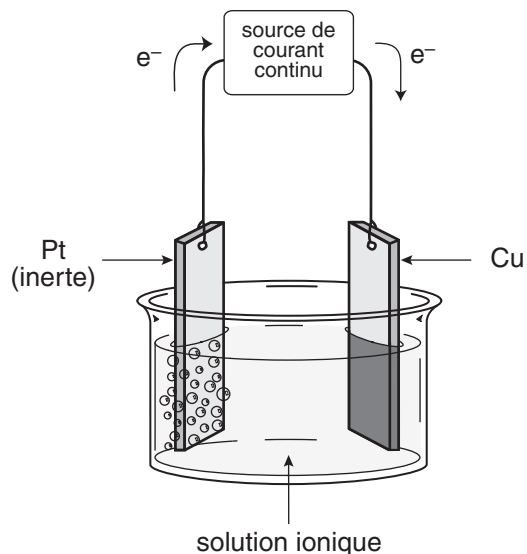
Solution :

Par exemple :



8. (3 points)

Le schéma ci-dessous représente l'électrolyse d'une solution ionique.



On observe le dégagement de bulles de gaz à l'électrode inerte ainsi que l'apparition d'un film métallique brillant à la surface de l'électrode de cuivre. Donne un exemple d'une solution ionique qui a pu être utilisée dans cette expérience. Fournis les équations des demi-réactions qui permettent d'expliquer ces résultats.

Solution ionique : _____

Demi-réaction à l'électrode de Pt : _____

Demi-réaction à l'électrode de Cu : _____

Solution :

Par exemple :

Solution ionique : $\text{NiSO}_4 (\text{aq})$

Demi-réaction à l'électrode de Pt : $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \frac{1}{2} \text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$

Demi-réaction à l'électrode de Cu : $\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni}$