



PHYSIQUE

**CHI-5062**

**Cinétique et équilibre chimique**

(Partie théorique)

Prétest A

**SOLUTIONNAIRE**

**NE PAS ÉCRIRE SUR CE DOCUMENT**

Centre l'Accore

30 octobre 2018

## Évaluation des compétences

### Tâche 1

Une journée froide favoriserait la réaction exothermique, ici la réaction directe, ce qui augmenterait la concentration en  $\text{SO}_3$ . Une pression atmosphérique élevée va favoriser le côté contenant le moins de molécules gazeuses donc le côté des produits qui augmenterait aussi la concentration en  $\text{SO}_3$ . Le collègue a donc raison.

### Tâche 2

Concentration (mol/L)	$\text{CH}_3\text{NH}_2(\text{g})$	$\rightleftharpoons$	$\text{CH}_3\text{NH}_3^+(\text{aq})$	+	$\text{OH}^-(\text{aq})$
Initiale ( $C_i$ )	0,150		0		0
Variation ( $\Delta C$ )	-x		+x		+x
Équilibre ( $C_{\text{eq}}$ )	0,150 - x		x		x

Poser les concentrations à l'équilibre en fonction de x.

$$[\text{CH}_3\text{NH}_2]_{\text{eq}} = 0,150 - x$$

$$[\text{OH}^-]_{\text{eq}} = [\text{CH}_3\text{NH}_3^+]_{\text{eq}} = x$$

2. Calculer la concentration des ions  $\text{OH}^-$  à l'équilibre.

$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{NH}_2]}$$

$$4,60 \times 10^{-4} = \frac{x \cdot x}{0,150 - x} = \frac{x^2}{0,150 - x}$$

Cette équation du second degré est de type  $ax^2 + bx + c = 0$ .

Il faut donc la réécrire sous la forme suivante.

$$x^2 + (4,60 \times 10^{-4}x) - (6,90 \times 10^{-5}) = 0$$

#### Données

$$[\text{CH}_3\text{NH}_2]_i = 0,150 \text{ mol/L}$$

$$K_b = 4,60 \times 10^{-4}$$

$$\text{pH} = ?$$

#### Solution

1. Reporter les données dans un tableau IVÉ.

Pour trouver les valeurs possibles de  $x$ , on peut utiliser l'équation suivante.

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$x_1 = \frac{-4,60 \times 10^{-4} + \sqrt{(4,60 \times 10^{-4})^2 - 4 \times 1 \times (-6,90 \times 10^{-5})}}{2 \times 1} = 8,08 \times 10^{-3}$$

$$x_2 = \frac{-4,60 \times 10^{-4} - \sqrt{(4,60 \times 10^{-4})^2 - 4 \times 1 \times (-6,90 \times 10^{-5})}}{2 \times 1} = -8,54 \times 10^{-3}$$

La valeur de  $x_2$  est impossible parce qu'elle est négative. Elle est donc rejetée.

La valeur de  $x_1 = 8,08 \times 10^{-3}$  est utilisée pour le calcul des concentrations à l'équilibre.

Le calcul des concentrations de chacune des substances à l'équilibre se fera de la façon suivante.

$$[\text{CH}_3\text{NH}]_{\text{eq}} = 0,150 - x = 0,150 - (8,08 \times 10^{-3}) = 0,142 \text{ mol/L}$$

$$[\text{OH}^-]_{\text{eq}} = [\text{CH}_3\text{NH}_3^+]_{\text{eq}} = x = 8,08 \times 10^{-3}$$

3. Calculer la concentration en ions  $\text{H}^+$  de la solution.

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1,00 \times 10^{-14}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{1,00 \times 10^{-14}}{[\text{OH}^-]} = \frac{1,00 \times 10^{-14}}{8,08 \times 10^{-3}} = 1,24 \times 10^{-12} \text{ mol/L}$$

4. Calculer le pH de la solution.

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log 1,24 \times 10^{-12} = 11,907$$

**Réponse:** Le pH de la solution aqueuse de méthylamine est de 11,907.

## Tâche 3

## a) Données

$$\begin{aligned} n_{\text{H}_2, \text{éq}} &= 0,240 \text{ mol} & V &= 1,25 \text{ L} \\ n_{\text{I}_2, \text{éq}} &= 0,240 \text{ mol} & K_c &= ? \\ n_{\text{HI}} &= 2,11 \text{ mol} \end{aligned}$$

## Solution

1. Calculer les concentrations à l'équilibre.

$$C = \frac{n}{V}$$

$$[\text{H}_2] = \frac{0,240 \text{ mol}}{1,25 \text{ L}} = 0,192 \text{ mol/L}$$

$$[\text{I}_2] = \frac{0,240 \text{ mol}}{1,25 \text{ L}} = 0,192 \text{ mol/L}$$

$$[\text{HI}] = \frac{2,11 \text{ mol}}{1,25 \text{ L}} = 1,69 \text{ mol/L}$$

2. Calculer la constante d'équilibre de la réaction.

$$K_c = \frac{[\text{H}_2][\text{I}_2]}{[\text{HI}]^2} = \frac{0,192 \times 0,192}{1,69^2} = 0,0129$$

Réponse : La constante d'équilibre de la réaction est de 0,0129.

## b) Données

$$\begin{aligned} n_{\text{HI}} &= 2,11 \text{ mol} & K_c &= 0,0129 \\ V &= 1,25 \text{ L} & [\text{I}_2] &= ? \text{ mol/L} \\ M_{\text{HI}} &= 127,91 \text{ g/mol} & [\text{H}_2] &= ? \text{ mol/L} \\ m_{\text{HI}} &= 79,9 \text{ g} & [\text{HI}] &= ? \text{ mol/L} \end{aligned}$$

## Solution

1. Calculer le nombre de moles de HI ajoutées.

$$n = \frac{m}{M} = \frac{79,9 \text{ g}}{127,91 \text{ g/mol}} = 0,625 \text{ mol}$$

2. Calculer le nombre total de moles de HI.

$$n = 2,11 \text{ mol} + 0,625 \text{ mol} = 2,74 \text{ mol}$$

3. Calculer la concentration de HI.

$$C = \frac{n}{V} = \frac{2,74 \text{ mol}}{1,25 \text{ L}} = 2,19 \text{ mol/L}$$

4. Reporter les données dans un tableau IVÉ.

Concentration (mol/L)	$2\text{HI}_{(g)} \rightleftharpoons \text{H}_{2(g)} + \text{I}_{2(g)}$		
Initiale ( $C_i$ )	2,19	0,192	0,192
Variation ( $\Delta C$ )	-2x	+x	+x
Équilibre ( $C_{\text{éq}}$ )	$2,19 - 2x$	$0,192 + x$	$0,192 + x$

5. Calculer les concentrations des trois gaz à l'équilibre.

$$[\text{HI}]_{\text{éq}} = 2,19 - 2x \quad [\text{H}_2]_{\text{éq}} = [\text{I}_2]_{\text{éq}} = 0,192 + x$$

$$K_C = \frac{[H_2][I_2]}{[HI]^2} = \frac{(0,192+x) \times (0,192+x)}{(2,19-2x)^2} = 0,0129$$

$$0,0129 \times (2,19 - 2x)^2 = (0,192 + x)(0,192 + x)$$

La manipulation de cette expression permet d'obtenir l'équation du second degré suivante:  
 $0,948x^2 + 0,497x - 0,0250 = 0$

Pour trouver les valeurs possibles de  $x$ , on peut utiliser l'équation suivante.

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$x_1 = \frac{-0,497 - \sqrt{0,497^2 - 4 \times 0,948 \times (-0,0250)}}{2 \times 0,948} = -0,571$$

$$x_2 = \frac{-0,497 + \sqrt{0,497^2 - 4 \times 0,948 \times (-0,0250)}}{2 \times 0,948} = 0,0464$$

La valeur de  $x_1 = -0,571$  est impossible parce qu'elle donnerait une concentration négative des réactifs à l'équilibre. Elle est donc rejetée.

La valeur de  $x = 0,0464$  est utilisée pour le calcul des concentrations à l'équilibre.

Le calcul des concentrations de chacune des substances à l'équilibre se fera de la façon suivante.

$$[H_2]_{\text{éq}} = [I_2]_{\text{éq}} = 0,192 + x = 0,192 + 0,0464 = 0,238 \text{ mol/L}$$

$$[HI]_{\text{éq}} = 2,19 - 2x = 2,19 - 2 \times 0,0464 = 2,10 \text{ mol/L}$$

**Réponse :** À l'atteinte du nouvel équilibre, la concentration de l'iodure d'hydrogène est de 2,10 mol/L, celle du diiode est de 0,238 mol/L et celle du dihydrogène est également de 0,238 mol/L.

**Évaluation explicite des connaissances (20%)**

1. D
2. D
3. A
4. C
5. B
6. C
7. A
8. A
9. C
10.
  - a) Vrai
  - b) Vrai
  - c) Vrai
  - d) Faux. L'ajout d'un catalyseur n'a aucun effet sur la constante d'équilibre  $K_c$ . Il permet seulement d'atteindre l'équilibre plus rapidement.
  - e) Faux. Les réactifs de la réaction directe sont les produits de la réaction inverse et les produits de la réaction directe sont les réactifs de la réaction inverse ; la constante d'équilibre de la réaction inverse est donc l'inverse mathématique de la constante d'équilibre de la réaction directe.