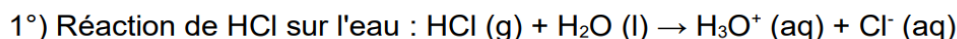


## Exercice N°1 :

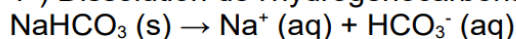


2°) La quantité de matière de chlorure d'hydrogène dissoute vaut  $n = V/V_m = 0,500/24,0 = 2,08 \cdot 10^{-2}$  mol. D'après l'équation de dissolution, on a  $n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{Cl}^-) = 2,08 \cdot 10^{-2}$  mol. D'où  $[\text{H}_3\text{O}^+] = n(\text{H}_3\text{O}^+)/V = 2,08 \cdot 10^{-2} / 0,250 = 8,3 \cdot 10^{-2}$  mol/L. Concentration identique pour les ions chlorure.

3°) La conductivité de la solution vaut  $\sigma = \lambda(\text{H}_3\text{O}^+) [\text{H}_3\text{O}^+] + \lambda(\text{Cl}^-) [\text{Cl}^-] = 35 \times 8,3 \cdot 10^{-2} + 7,6 \times 8,3 \cdot 10^{-2} = 3,54$  mS.

## Exercice N°2 :

1°) Dissolution de l'hydrogénocarbonate de sodium dans l'eau :



La quantité de matière initiale en ion hydrogénocarbonate est  $n_i(\text{HCO}_3^-) = m_3/M = 1,625/84 = 1,93 \cdot 10^{-2}$  mol.

2°) Pour l'acide citrique on a  $n_i(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7) = m_2/M = 0,965/192 = 5,03 \cdot 10^{-3}$  mol.

Pour l'acide acétylsalicylique on a  $n_i(\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4) = m_1/M = 0,324/180 = 1,80 \cdot 10^{-3}$  mol.

3°) a) On a  $\text{HCO}_3^- + \text{HA} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 + \text{A}^-$

b) Tableau d'évolution ou d'avancement de la réaction

	avancement	$\text{HCO}_3^-$	HA	$\text{H}_2\text{O}$	$\text{CO}_2$	$\text{A}^-$
Etat initial	$x = 0$	$1,93 \cdot 10^{-2}$	$1,80 \cdot 10^{-3}$	solvant	0	0
Etat intermédiaire	$x$	$1,93 \cdot 10^{-2} - x$	$1,80 \cdot 10^{-3} - x$	solvant	$x$	$x$
Etat maximal	$x_{\text{max}}$	$1,93 \cdot 10^{-2} - x_{\text{max}}$	$1,80 \cdot 10^{-3} - x_{\text{max}}$	solvant	$x_{\text{max}}$	$x_{\text{max}}$

Détermination du réactif limitant :

On a  $n_i(\text{HCO}_3^-) > n_i(\text{HA})$ , le réactif limitant est l'acide acétylsalicylique HA.

On a alors  $x_{\text{max}} = 1,80 \cdot 10^{-3}$  mol.

La composition finale du système est :

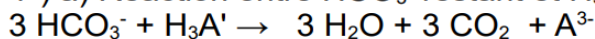
$$n_f(\text{HCO}_3^-) = 1,93 \cdot 10^{-2} - 1,80 \cdot 10^{-3} = 1,75 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_f(\text{HA}) = 0$$

$$n_f(\text{CO}_2) = 1,80 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_f(\text{A}^-) = 1,80 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

4°) a) Réaction entre  $\text{HCO}_3^-$  restant et  $\text{H}_3\text{A}'$  :



b) Tableau d'évolution ou d'avancement de la réaction :

	avancement	$3 \text{HCO}_3^-$	$\text{H}_3\text{A}'$	$3 \text{H}_2\text{O}$	$3 \text{CO}_2$	$\text{A}^{3-}$
Etat initial	$x = 0$	$1,75 \cdot 10^{-2}$	$5,03 \cdot 10^{-3}$	solvant	$1,80 \cdot 10^{-3}$	0
Etat intermédiaire	$x$	$1,75 \cdot 10^{-2} - 3x$	$5,03 \cdot 10^{-3} - x$	solvant	$1,80 \cdot 10^{-3} + 3x$	$x$
Etat maximal	$x_{\text{max}}$	$1,75 \cdot 10^{-2} - 3x_{\text{max}}$	$5,03 \cdot 10^{-3} - x_{\text{max}}$	solvant	$1,80 \cdot 10^{-3} + 3x_{\text{max}}$	$x_{\text{max}}$

Détermination du réactif limitant :

On a  $n_i(\text{HCO}_3^-)/3 = 1,75 \cdot 10^{-2} / 3 = 5,83 \cdot 10^{-3}$  mol et  $n_i(\text{H}_3\text{A}') = 5,03 \cdot 10^{-3}$  mol.

Comme  $n_i(\text{HCO}_3^-)/3 > n_i(\text{H}_3\text{A}')$  le réactif limitant est l'acide citrique.

L'avancement maximal vaut  $x_{\text{max}} = 5,03 \cdot 10^{-3}$  mol.

Composition finale du système :

$$n_f(\text{HCO}_3^-) = 1,75 \cdot 10^{-2} - 3 \times 5,03 \cdot 10^{-3} = 2,41 \cdot 10^{-3} \text{ mol.}$$

$$n_f(\text{H}_3\text{A}^+) = 0.$$

$$n_f(\text{CO}_2) = 1,80 \cdot 10^{-3} + 3 \times 5,03 \cdot 10^{-3} = 1,69 \cdot 10^{-2} \text{ mol.}$$

$$n_f(\text{A}^{3-}) = 5,03 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

5°) Avant réaction, la loi des gaz parfait permet d'écrire :  $p_i \cdot V = n_i \cdot R \cdot T$  avec  $p_i$  la pression initiale et  $n_i$  la quantité de matière initiale contenue dans le ballon fermé.

Après réaction, on a  $p_f \cdot V = n_f \cdot R \cdot T$  avec  $p_f$  la pression finale et  $n_f$  la quantité de matière finale de gaz.

Si on soustrait les deux relations, on a :

$$p_f \cdot V - p_i \cdot V = n_f \cdot R \cdot T - n_i \cdot R \cdot T$$

Soit :

$$(p_f - p_i) \cdot V = (n_f - n_i) \cdot R \cdot T$$

Et :

$$\Delta p \cdot V = \Delta n \cdot R \cdot T$$

Avec  $\Delta p = p_f - p_i$  et  $\Delta n = n_f - n_i$

b) Calcul de  $\Delta n$  :  $\Delta n = \Delta p \cdot V / RT$

$$\text{A.N. : } \Delta n = 367 \cdot 10^2 \times 1,1 \cdot 10^{-3} / (8,314 \times (273 + 20)) = 1,65 \cdot 10^{-2} \text{ mol.}$$

On obtient une valeur très proche de celle du 4°) b)

### Exercice N°3 :

1°) Les deux couples oxydant/réducteur en jeu sont :  $\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2(\text{g})$  et  $\text{Cl}_2(\text{g})/\text{Cl}^-(\text{aq})$ .

2°) L'ion chlorure  $\text{Cl}^-$  est oxydé en dichlore  $\text{Cl}_2$  (perte d'électron) .

3°) L'oxydation a lieu à l'électrode B car elle est reliée à la borne positive du générateur vers laquelle se dirigent les électrons.

II

4°) a) Tableau d'avancement

	Avancement	$2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{Cl}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{HO}^-(\text{aq})$					$n(\text{e}^-)$ mol
Etat initial	0	excès	$n_i(\text{Cl}^-)$	0	0	0	0
Etat intermédiaire	x	excès	$n_i(\text{Cl}^-) - 2x$	x	x	2x	2x
Etat final	$x_f$	excès	$n_i(\text{Cl}^-) - 2x_f$	$x_f$	$x_f$	$2x_f$	$2x_f$

b) D'après le tableau d'avancement précédent, on a  $n(\text{e}^-) = 2n_1(\text{Cl}_2)$ .

5°) D'après l'équation bilan 2, on a  $n(\text{ClO}^-) = n_2(\text{Cl}_2)$ .

6°) D'après l'équation bilan 2, on a  $n(\text{e}^-) = n(\text{ClO}^-)$ .

7°) On a  $Q = n(\text{e}^-) \cdot e \cdot N_A = i \cdot \Delta t$  ; soit  $n(\text{e}^-) = i \cdot \Delta t / (e \cdot N_A)$ .

A.N. :  $n(\text{e}^-) = 20 \times 3600 / (1,6 \cdot 10^{-19} \times 6,02 \cdot 10^{23}) = 0,75 \text{ mol}$ . Cette quantité de matière est celle de  $\text{ClO}^-$  d'après le 6°)

### Exercice N°4 :

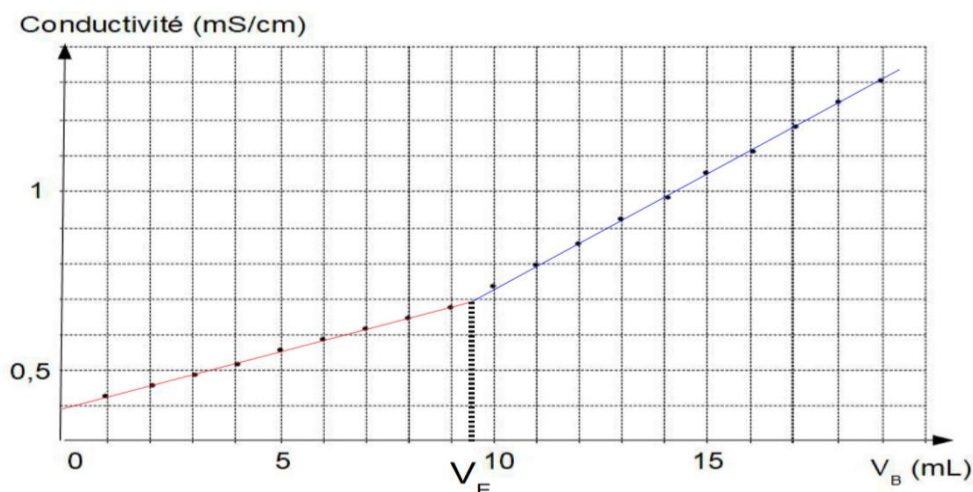
rafmaths.com

1°) a) Equation bilan :  $\text{HA} + \text{HO}^- \rightarrow \text{A}^- + \text{H}_2\text{O}$

b) Elle doit être rapide et totale.

2°) a) L'équivalence est le moment où les réactifs sont mélangés dans les proportions stoechiométriques et sont entièrement consommés.

b) Le point équivalent est situé à l'intersection des deux segments qui ajustent les points expérimentaux. L'abscisse de ce point est  $V_E = 9,5 \text{ mL}$ .



c) A l'équivalence, on a  $n(\text{HA présents}) = n(\text{HO}^- \text{ versés})$ , soit  $c_A \cdot V_A = c_B \cdot V_E$ .

On a alors :  $c_A = c_B \cdot V_E / V_A \cdot A.N.$  :  $c_A = 8 \cdot 10^{-2} \times 9,5 / 100 = 7,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$ .

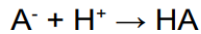
d) La masse d'acide HA contenue dans la solution A, provenant du comprimé, est donné par  $m_A = c_A \cdot V_S \cdot M(\text{HA}) = 7,6 \cdot 10^{-3} \times 0,200 \times 176 = 268 \text{ mg}$ .

3°) Avant l'équivalence, les ions  $\text{HO}^-$  introduits sont entièrement consommés par l'acide HA pour former des ions  $\text{A}^-$  dont la concentration augmente au cours du dosage. Avec les ions  $\text{Na}^+$  apportés par la solution d'hydroxyde de sodium, ils font augmenter la conductivité de la solution.

Après l'équivalence, la formation des ions  $\text{A}^-$  cesse. Les ions  $\text{HO}^-$  ne sont plus consommés. La conductivité de la solution augmente plus rapidement qu'avant l'équivalence.

4°) La quantité de matière en ions  $\text{A}^-$  est  $n(\text{A}^-) = m(\text{ascorbate de sodium}) / M = 0,285 / 198 = 1,44 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ .

b) La réaction a lieu entre les ions  $\text{A}^-$  et les ions  $\text{H}^+$  dans l'estomac :



c) L'équation bilan précédente permet d'écrire que  $n(\text{A}^- \text{ apportés}) = n(\text{HA formés}) = 1,44 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ .

Cette quantité de matière représente une masse  $m(\text{HA}) = n(\text{HA}) \cdot M(\text{HA}) = 1,44 \cdot 10^{-4} \times 176 = 253 \text{ mg}$ .

La quantité de matière effectivement apportée par le comprimé vaut donc  $268 + 253 = 521 \text{ mg}$ . Valeur proche des 500 mg indiquée par le fabricant.