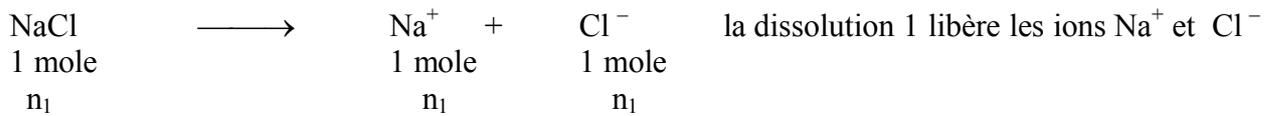


CORRIGE DEVOIR SURVEILLE ACIDE/BASE FORTS

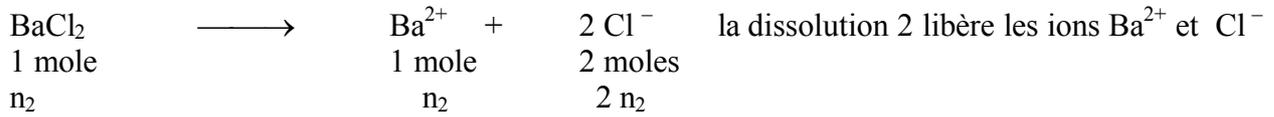
Exercice 1 :

MELANGE : On écrit les deux dissolutions de façon séparée :

1.) Dissolution



De la même manière :



$$2.) \quad n_1 = \frac{m_1}{M_1} = \frac{3,52}{58,5} \Rightarrow \quad n_1 = 6 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_2 = \frac{m_2}{M_2} = \frac{8,32}{208,3} \Rightarrow \quad n_2 = 4 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

3.) Maintenant on peut calculer la concentration de chaque ion dans la solution :

$$\text{puisque Na}^+ \text{ vient de la dissolution 1} \quad [\text{Na}^+] = \frac{n_1}{V} = \frac{6 \cdot 10^{-2}}{0,2} = 0,30 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{puisque Ba}^{2+} \text{ vient de la dissolution 2} \quad [\text{Ba}^{2+}] = \frac{n_2}{V} = \frac{4 \cdot 10^{-2}}{0,2} = 0,20 \text{ mol.L}^{-1}$$

puisque Cl⁻ vient de la dissolution 1 et de la dissolution 2 :

$$[\text{Cl}^-] = \frac{n_1 + 2 n_2}{V} = \frac{6 \cdot 10^{-2} + 2 \times 4 \cdot 10^{-2}}{0,2} = 0,70 \text{ mol.L}^{-1}$$

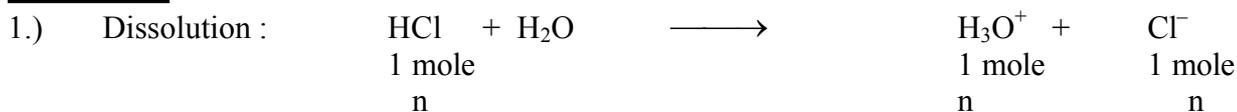
$$\text{Et pour mémoire} \quad : \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-] = 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$4.) \quad \text{Electroneutralité} : \quad \begin{array}{l} [\text{H}_3\text{O}^+] + 2 [\text{Ba}^{2+}] + [\text{Na}^+] = [\text{HO}^-] + [\text{Cl}^-] \\ \text{Ultraminoritaire} \quad \quad \quad \text{ultraminoritaire} \end{array}$$

$$\Rightarrow \quad 2 \cdot 0,20 + 0,30 = 0,70$$

$$\Rightarrow \quad 0,70 = 0,70 \quad \text{CQFD}$$

Exercice 2 :



$$\text{avec} \quad n = \frac{v}{V_m} \Rightarrow \quad n = \frac{5 \cdot 10^{-3}}{24} = 2,08 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

2.) On peut donc écrire :

$$c = [\text{HCl}] = [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{Cl}^-] = \frac{n}{V} = \frac{2,08 \cdot 10^{-4}}{10} = 2,08 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$3.) \quad \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (2,08 \cdot 10^{-5}) \Rightarrow \quad \text{pH} = 4,68$$

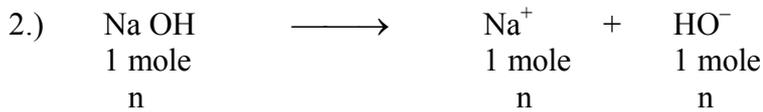
4.) Hélianthine : Comme pH > 4,4 \Rightarrow **Hélianthine est JAUNE**

BBT Comme pH < 6,0 \Rightarrow **BBT est JAUNE**

Exercice 3 :

PARTIE I :

$$1.) \quad c = \frac{n}{V} \quad \text{avec} \quad n = \frac{m}{M} = \frac{2,00}{40,0} = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \Rightarrow c = \frac{5 \cdot 10^{-2}}{2,5} \Rightarrow c = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

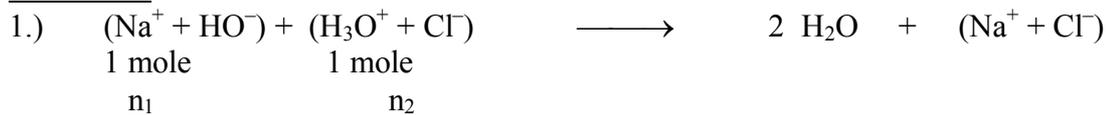


donc $[\text{Na}^+] = [\text{HO}^-] = \frac{n}{V} = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{HO}^-] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_e}{[\text{HO}^-]} = \frac{10^{-14}}{2 \cdot 10^{-2}} \quad \text{donc } [\text{H}_3\text{O}^+] = 5 \cdot 10^{-13} \text{ mol.L}^{-1}$$

3.) Ce qui donne pour le pH : $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow \text{pH} = 12,3$

PARTIE II :

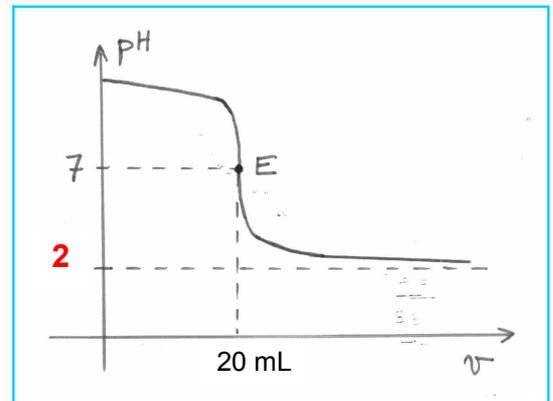


2.) A l'équivalence : $n_1 = n_2 \Rightarrow c_1 \cdot v_1 = c_2 \cdot v_2 \Rightarrow c_1 = \frac{c_2 \cdot v_2}{v_1}$

Ce qui donne $c_1 = \frac{10^{-2} \cdot 20}{10} \Rightarrow c_1 = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

3.) Allure de la courbe :

- * La courbe démarre en haut puisqu'on part de la base
- * Le pH à l'équivalence vaut $\text{pH} = 7$ puisqu'on dose une base FORTE par un acide FORT
- * Le pH final tend vers le pH de l'acide versé : comme $c = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow \text{pH} = 2$



4.) a) $n_b = c_1 \cdot v_1 \Rightarrow n_b = 2 \cdot 10^{-2} \cdot 10 \cdot 10^{-3}$
 $\Rightarrow n_b = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

b) $n_a = c_2 \cdot v_a \Rightarrow n_a = 10^{-2} \cdot 24 \cdot 10^{-3}$
 $\Rightarrow n_a = 2,4 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

c) $n_a > n_b \Rightarrow$ espèce majoritaire restante c'est H_3O^+ :
 $n_{\text{rest}} = n_a - n_b \Rightarrow n_{\text{rest}} = 0,4 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

d) Diverses concentrations : le volume total vaut $V_{\text{tot}} = v_1 + v_2 = 10 + 24 = 34 \text{ mL}$

Na^+ vient de la soude de départ : $[\text{Na}^+] = \frac{n_b}{V_{\text{tot}}} = \frac{2 \cdot 10^{-4}}{34 \cdot 10^{-3}} \Rightarrow [\text{Na}^+] = 5,88 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

Cl^- vient de l'acide versé : $[\text{Cl}^-] = \frac{n_a}{V_{\text{tot}}} = \frac{2,4 \cdot 10^{-4}}{34 \cdot 10^{-3}} \Rightarrow [\text{Cl}^-] = 7,06 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

H_3O^+ est l'espèce majoritaire restante : $[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{n_{\text{rest}}}{V_{\text{tot}}} = \frac{0,4 \cdot 10^{-4}}{34 \cdot 10^{-3}} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,18 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

HO^- est l'espèce ultraminoritaire : $[\text{HO}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{1,18 \cdot 10^{-3}} \Rightarrow [\text{HO}^-] = 8,5 \cdot 10^{-10} \text{ mol.L}^{-1}$

e) Ce qui permet de calculer le pH de la solution :

$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow \text{pH} = 2,93$

PARTIE III : c'est une DILUTION :

Solution initiale : $c_i = 1 \text{ mol.L}^{-1}$
 $v_i = 10 \text{ mL}$

Solution finale : $c_f = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$
 $v_f = \text{à chercher}$

Dans une dilution : on ajoute de l'eau, donc la quantité de matière du corps présent ne change pas

On peut donc écrire $n_i = n_f \Rightarrow c_i \cdot v_i = c_f \cdot v_f \Rightarrow v_f = \frac{c_i \cdot v_i}{c_f} = \frac{1 \cdot 0,01}{10^{-2}}$

La fiole aura un volume de $v_f = 1\text{L}$ et on aura ajouté 990 mL d'eau

Exercice 4 :

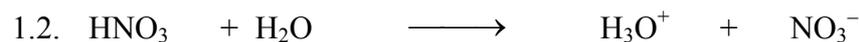
1. Solution d'acide nitrique :

1.1. On constate :

$$\text{pH} = 2,7 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2,7} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

solution d'acide nitrique : $[\text{HNO}_3] = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}$

Comme $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HNO}_3]$ **l'acide est fort (totalement dissocié)**



2. **Acide chlorhydrique :** ($\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$)

2.1. Ion responsable de l'acidité : **ion oxonium : H_3O^+**

$$\text{pH} = 3 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

2.2. Ions toujours présents dans l'eau : H_3O^+ et HO^-

HO^- : ion hydronium

$$\text{Ke} = [\text{H}_3\text{O}^+].[\text{HO}^-] \Rightarrow \frac{\text{Ke}}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-3}} \Rightarrow [\text{HO}^-] = 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}$$

2.3. Le troisième ion présent et **l'ion chlorure : Cl^-**

Mise en évidence par le test au nitrate d'argent : ($\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$)

