

Partie 1 : Questions de cours :

1.1 Solution aqueuse : solution dont le solvant est l'eau.
Exemple : eau de mer, sirop ...

1.2 Un acide est une espèce chimique capable de céder un (ou plusieurs) H^+ .
acide fort : acide qui se dissocie entièrement.

1.3 Constante d'acidité :

$$K_a = \frac{[H_3O^+] \times [A^-]}{[AH]}$$

Partie 2. A propos du Coca-cola :

2.1 Base conjuguée de l'acide phosphorique H_3PO_4 : $H_2PO_4^-$

2.2 Réaction acide-base de cet acide avec l'eau :



2.3 Les 2 autres réactions acide base suivantes :



2.4 Equation d'électroneutralité de la solution :

$$[HO^-] + [H_2PO_4^-] + 2[HPO_4^{2-}] + 3[PO_4^{3-}] = [H_3O^+]$$

Concept mis en avant : une solution est électriquement neutre. (Elle contient autant de charges \oplus que de \ominus)

2.5 Calcul de la masse molaire du sucre :

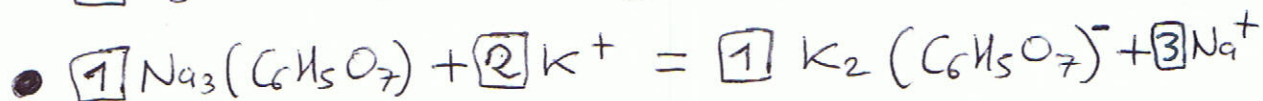
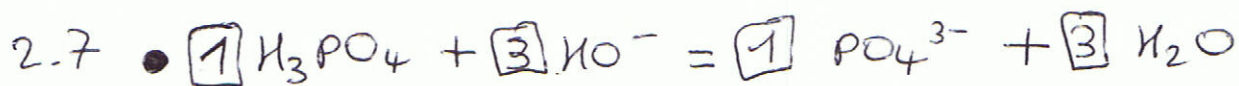
$$\begin{aligned} M(C_{12}H_{22}O_{11}) &= 12M(C) + 22M(H) + 11M(O) \\ &= 342 \text{ g/mol.} \end{aligned}$$

2.6 Calcul de la concentration massique en sucre:

$$C_{m \text{ sucre}} = \frac{m}{V} = \frac{7 \times 5}{33 \cdot 10^{-2}} = 106 \text{ g/L.}$$

Calcul de la concentration molaire en sucre:

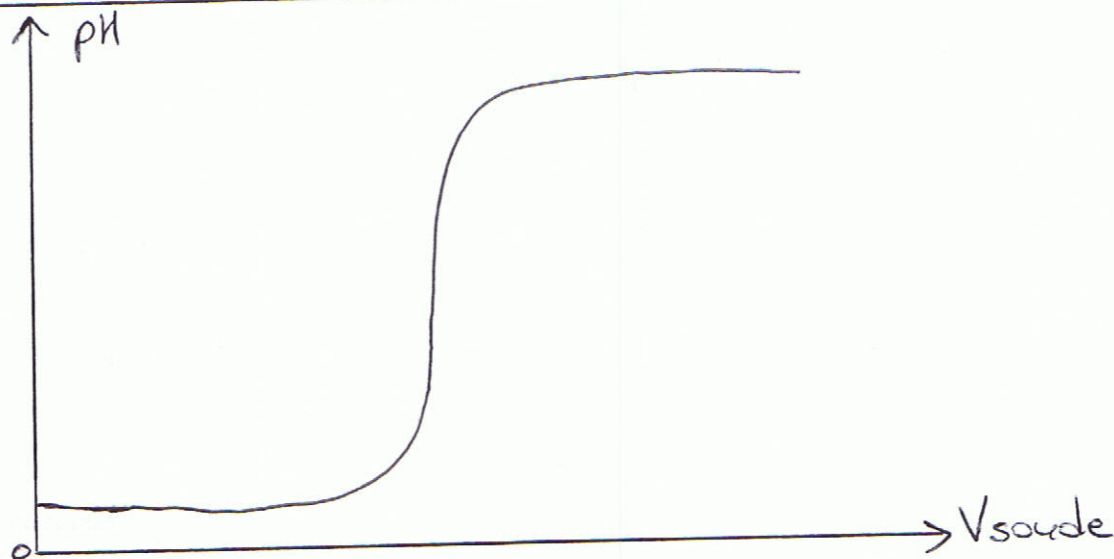
$$C_{\text{sucre}} = \frac{n}{V} = \frac{m}{M \cdot V} = \frac{35}{342 \times 33 \cdot 10^{-2}} = 0,31 \text{ mol/L}$$



Partie 3. Dosage du coca-cola:

3.1 Le nom courant de l'hydroxyde de sodium est la soude.

3.2. Allure de la courbe de dosage:



3.3

Réaction	$\text{AH} + \text{HO}^- = \text{A}^- + \text{H}_2\text{O}$			
E I	n_{AH}	n_{HO^-}	0	/
E Int	$n_{\text{AH}} - x$	$n_{\text{HO}^-} - x$	x	/
E F (équivalence)	$n_{\text{AH}} - x_{\text{max}} = 0$	$n_{\text{HO}^-} - x_{\text{max}} = 0$	x_{max}	/

x : avancement de la réaction (en mole).

$$\begin{aligned} \Rightarrow x_{\max} &= n_{\text{AH}} = n_{\text{H}_3\text{O}^+} = C_{\text{acide}} \times V_{\text{versé}} \\ &= 10^{-5} \times 40 \cdot 10^{-3} \\ &= 4 \cdot 10^{-7} \text{ mol.} \end{aligned}$$

3.4 Calcul de la concentration de la solution S :

$$C_{\text{AH}} = \frac{n}{V} = \frac{4 \cdot 10^{-7}}{100 \cdot 10^{-3}} = 4 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

3.5 Rapport de dilution : $\frac{100}{5} = 20$

3.6 Concentration dans la cannette :

$$\begin{aligned} C &= C_S \times 20 \\ &= 4 \cdot 10^{-6} \times 20 \\ &= 8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L.} \end{aligned}$$

3.7 D'après la question 2.2, si l'acide phosphorique est un acide fort, $n_{\text{H}_3\text{PO}_4} = n_{\text{H}_3\text{O}^+}$.

$$\text{Donc } \frac{n_{\text{H}_3\text{PO}_4}}{V} = \frac{n_{\text{H}_3\text{O}^+}}{V}$$

$$\text{D'où } C_{\text{H}_3\text{PO}_4} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

3.8 Concentration en ions H_3O^+ :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L.}$$

3.9 Calcul du pH de la solution si H_3PO_4 est un acide fort :

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (8 \cdot 10^{-5}) \\ &= 4,1 \end{aligned}$$

4,1 > 3,8 (pH réel de la solution).

(énoncé macheteant : si acide fort $\text{pH}_{\text{th}} = \text{pH}_{\text{réel}}$
si acide faible $\text{pH}_{\text{th}} < \text{pH}_{\text{réel}}$)