

Compte-rendu de travaux pratiques de chimie

Dosages acido-basique de l'eau de Perrier

Benjamin LOISON et Alice MILFORD ASSEO (MPSI 1)

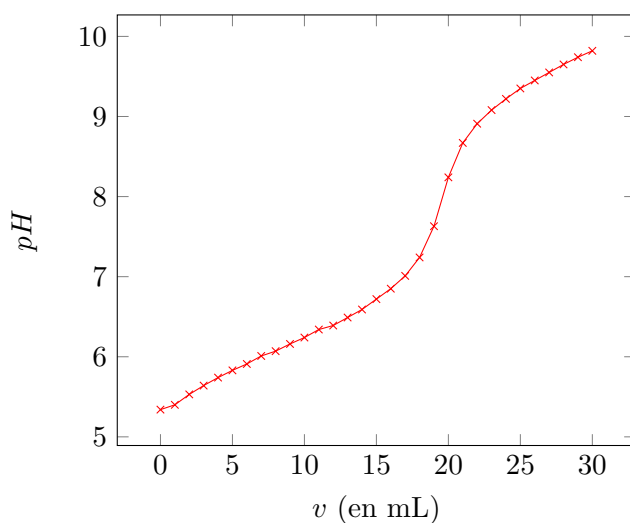
30 mars 2019

2 Exploitation

2.1 Courbe n°1

La réaction de dosage est la suivante: $H_2CO_3 + OH^- \rightleftharpoons HCO_3^- + H_2O$

v (en mL)	pH
0	5.34
1	5.40
2	5.53
3	5.64
4	5.74
5	5.83
6	5.91
7	6.01
8	6.07
9	6.16
10	6.24
11	6.34
12	6.39
13	6.49
14	6.59
15	6.72
16	6.85
17	7.01
18	7.24
19	7.63
20	8.24
21	8.67
22	8.91
23	9.08
24	9.22
25	9.35
26	9.45
27	9.55
28	9.65
29	9.74
30	9.82



On trouve $V_1 = 19.5$ mL.

A l'équivalence, on a: $[H_2CO_3]V_{Perrier} = [OH^-]V_1$

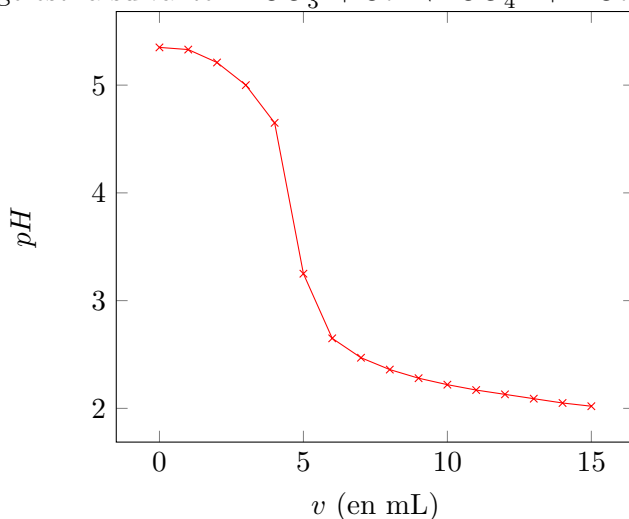
D'où: $[H_2CO_3] = \frac{[OH^-]V_1}{V_{Perrier}}$

AN: $x = [H_2CO_3] = \frac{0.1 \times 19.5 \times 10^{-3}}{50 \times 10^{-3}} = 3.9 \times 10^{-2}$ mol/L.

2.2 Courbe n°2

La réaction de dosage est la suivante: $HCO_3^- + Cl^- \rightleftharpoons CO_3^{2-} + HCl$

v (en mL)	pH
0	5.35
1	5.33
2	5.21
3	5
4	4.65
5	3.25
6	2.65
7	2.47
8	2.36
9	2.28
10	2.22
11	2.17
12	2.13
13	2.09
14	2.05
15	2.02



On trouve $V_2 = 4.5$ mL.

A l'équivalence, on a: $[HCO_3^-]V_{Perrier} = [Cl^-]V_2$

D'où: $[HCO_3^-] = \frac{[Cl^-]V_2}{V_{Perrier}}$

AN: $y = [HCO_3^-] = \frac{0.1 \cdot 4.5 \cdot 10^{-3}}{50 \cdot 10^{-3}} = 9.0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$.

2.3 pH de l'eau de Perrier

On a: $pH = pK_a + \log\left(\frac{y}{x}\right)$

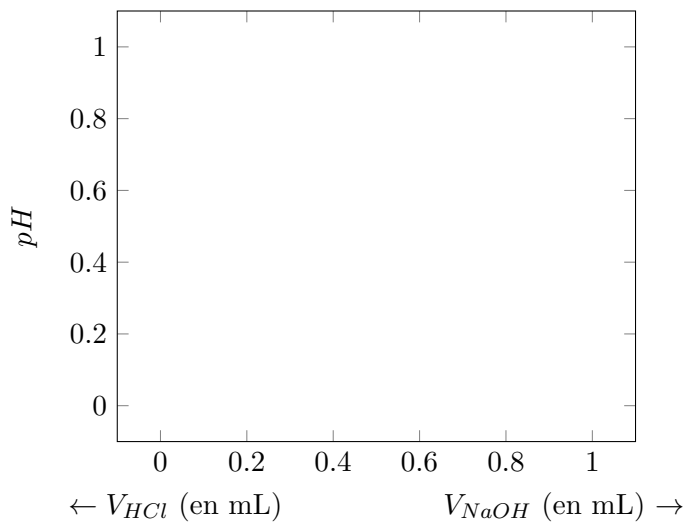
AN: $pH = 6.3 + \log\left(\frac{9.0 \cdot 10^{-3}}{3.9 \cdot 10^{-2}}\right) = 5.66$.

Expérimentalement on mesure un pH de 5.34.

On a: $\left| \frac{pH_{théorique} - pH_{expérimental}}{pH_{expérimental}} \right| = \left| \frac{5.66 - 5.34}{5.34} \right| = 5.99 \cdot 10^{-2}$.

On trouve un écart relatif entre la valeur expérimentale et celle théorique de 6 %.

2.4 "Raccorder" les deux courbes précédentes



v (en mL)	pH
0	5.35