

Compte-rendu de travaux pratiques de chimie

Dosages acido-basique de l'eau de Perrier

Benjamin LOISON et Alice MILFORD ASSEO (MPSI 1)

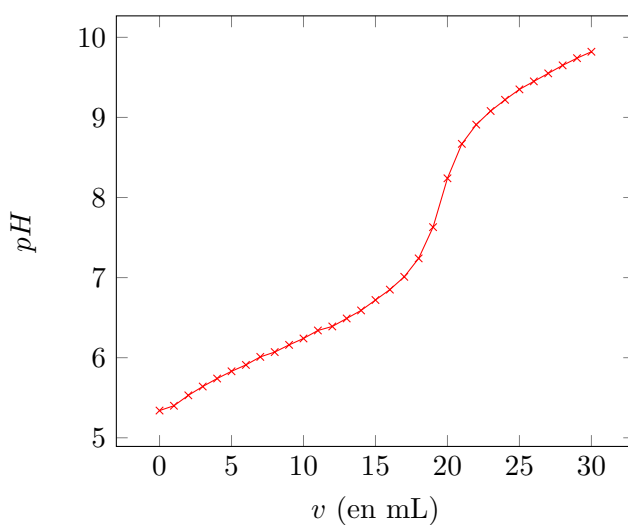
30 mars 2019

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	5.4
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: $[H_2CO_3]V_{Perrier} = [OH^-]V_1$

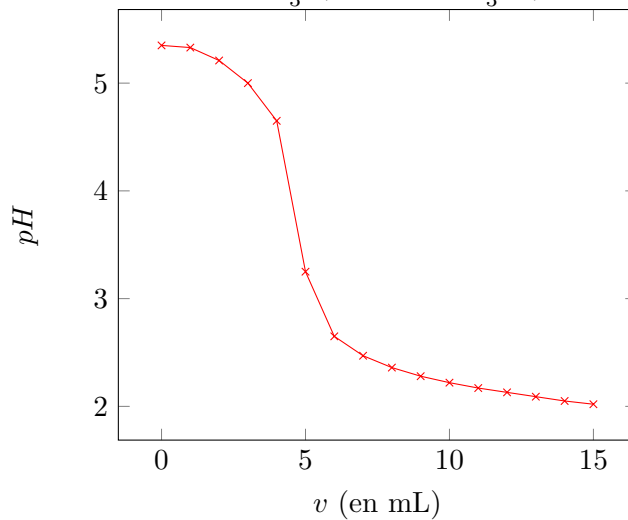
D'où: $[H_2CO_3] = \frac{[OH^-]V_1}{V_{Perrier}}$

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

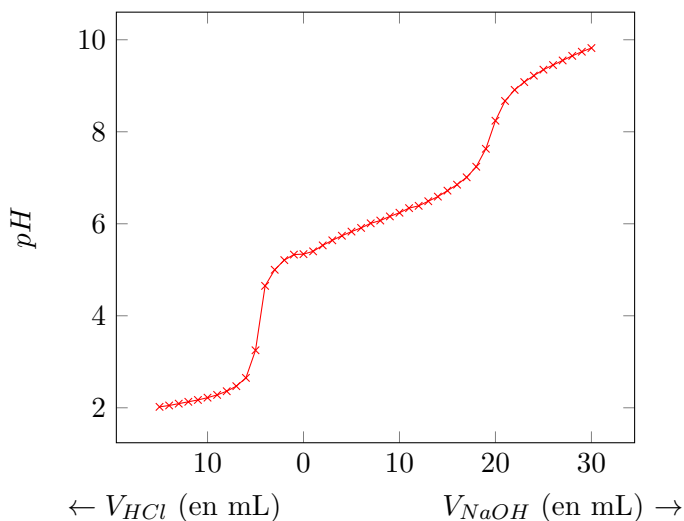
Expérimentalement on mesure un pH de 5.34.

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
-15	2.02
-14	2.05
-13	2.09
-12	2.13
-11	2.17
-10	2.22
-9	2.28
-8	2.36
-7	2.47
-6	2.65
-5	3.25
-4	4.65
-3	5
-2	5.21
-1	5.33
0	5.34
1	5.4
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



La première acidité de l'ion H_2CO^3 étant faible, on lit le pKa à la demi-équivalence donc pour $V_{NaOH} = 9.75$ mL. On trouve donc pKa = 6.21.

Ce qui est proche de la valeur théorique qui est 6.3, l'écart relative est $\frac{6.3-6.21}{6.21} = 1.4 \%$

2.5 Si l'on poursuivait l'ajout de soude, quelle forme aurait la prolongation de la courbe 3 vers la droite ?

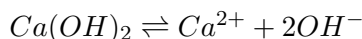
Ceci revient à considérer un jerrican de soude ajouté à un dé à coudre de solution. Donc le pH tendrait alors vers le pH de l'hydroxyde de sodium, c'est-à-dire 13.

2.6 Quel est le précipité qui apparaît et trouble la solution vers pH ≈ 10 ?

ion	mg/L	g/mol	mmol/L
Ca^{2+}	150	40.1	3.74
Mg^{2+}	3.9	24.3	$1.70 * 10^{-1}$
HCO_3^+	420	52.0	8.1

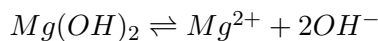
Pour pH ≈ 10

Equations de dissolution:



$$K = [Ca^{2+}][OH^-]^2 = 3.74 * 10^{-3} * 10^{-8} \approx 10^{-10.42} < K_s = 10^{-5.26}$$

On considère que le pH vaut 10 et $[OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} = \frac{K_e}{10^{-10}} = 10^{-4}$ mol/L.

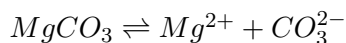


$$[Mg^{2+}][OH^-]^2 = 1.70 * 10^{-4} * 10^{-8} \approx 1.70 * 10^{-12} < K_s = 10^{-9.22}$$



$$K = [Ca^{2+}][CO_3^{2-}] = 3.74 * 10^{-3} * 8.1 * 10^{-3} \approx 3.0 * 10^{-5} > K_s = 10^{-8.32}$$

Donc cette espèce précipite.



$$[Mg^{2+}][CO_3^{2-}] = 1.70 * 10^{-4} * 8.1 * 10^{-3} \approx 1.4 * 10^{-6} < K_s = 10^{-4.67}$$

Le seul produit de solubilité atteint est celui du carbonate de calcium, se forme donc qu'un précipité de carbonate de calcium. Effectivement expérimentalement on en observe un blanc.