

# TP Acidité du Coca-Cola

Manon Bruno, Romain Blondel

*2M8, Gymnase Auguste Piccard*

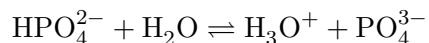
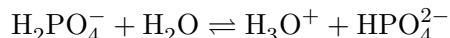
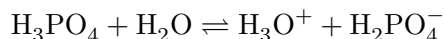
10 mai 2023

## 1 But

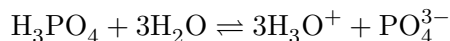
Mesurer le taux d'acidité du Coca-Cola dû à l'acide phosphorique présent dedans au moyen du  $pH$ .

## 2 Introduction

Le Coca-Cola contient de l'acide carbonique que nous faisons évaporer et qui a donc peu d'influence dans nos mesures et de l'acide phosphorique. C'est un triacide de composition  $H_3PO_4$  ce qui veut dire qu'il est capable de céder tour à tour 3 protons  $H^+$ .



Voici les 3 réactions de décomposition de l'acide phosphorique dans l'eau. On constate le caractère amphotère de l'acide phosphorique, c'est-à-dire qu'il peut se comporter comme un acide ou une base, lors de sa décomposition en  $H_2PO_4^-$  et  $HPO_4^{2-}$ . Elles peuvent être résumées par la réaction suivante :



Bien qu'il soit utilisé dans différents sodas, nous pouvons aussi le retrouver dans des engrais ou des détergents. Il faut aussi noter que sa grande consommation peut augmenter les risques de calculs rénaux (et plus généralement causer des problèmes aux reins). Ce risque se retrouve donc lorsqu'une trop grande consommation de Coca-Cola a lieu au quotidien aux côtés des risques de diabète et d'obésité ce qui ne stoppe cependant pas cette boisson d'être très consommée dans le monde.

Le taux d'acidité se mesure grâce au  $pH$  (potentiel hydrogène). C'est une échelle adimensionnelle qui va de 0 à 14. Un  $pH$  de 0 représente un acide fort, un de 7 une solution neutre telle que l'eau et un  $pH$  de 14 représente une base forte. Le Coca en possédant un d'environ 2, il est considéré

comme acide.

Le  $pH$  est la mesure de la concentration d'ion  $H^+$  dans une solution (dans les équations qui suivent,  $C$  désigne la concentration). On l'obtient grâce à la formule  $pH = -\log(C_{H^+})$  et, pour un acide fort, cela correspond à  $pH = -\log(C_{HA})$ , car sa réaction de décomposition peut être considérée comme à sens unique  $HA \rightarrow H^+ + A^-$ , avec  $HA$  un acide.

Or quand on a un acide faible, comme l'acide phosphorique dans notre cas, la réaction de décomposition est à double sens, c'est-à-dire que l'acide peut se recomposer à partir de ses ions  $HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$ . Alors on obtient une nouvelle formule pour calculer le  $pH$  d'un acide faible  $pH = \frac{1}{2}(pK_a - \log(C_{HA}))$ . Le  $pK_a$  se calcule comme suit :  $pK_a = -\log(K_a)$  avec  $K_a = \frac{C_{H^+}C_{A^-}}{C_{HA}}$  la constante de la vitesse de réaction de décomposition de l'acide.

Pour un polyacide on pourrait avoir une formule plus complexe, mais dans notre cas, nous pouvons négliger les autres réactions de décomposition de l'acide phosphorique et donc le considérer comme un monoacide faible.

Il faut aussi noter qu'il existe de nombreuses façons de mesurer le  $pH$ . Ici, nous avons fait appel à un  $pH$ -mètre, mais des indicateurs colorés sous forme de ruban ou du jus de choux-rouge sont d'autres moyens de l'obtenir.

### 3 Principe de mesure et description

Afin d'avoir les résultats les plus précis possibles, il est nécessaire d'enlever le gaz carbonique présent dans le Coca-Cola. On a donc commencé par le chauffer en le remuant, assez chaud pour que le gaz s'échappe, mais pas trop pour éviter que le volume de Coca ne change trop à cause de l'évaporation. Ensuite, on a mesuré le  $pH$  du Coca-Cola avec le  $pH$ -mètre, puis reporté son évolution au fur et à mesure de l'ajout de la solution titrante de  $NaOH$ . Finalement, on exploite ces données en les reportant sur un graphique.

#### 3.1 Matériel

- 25 [mL] de Coca-cola
- Pipette de 25 [mL]
- Bécher à large col de 100 [mL]
- Barreau magnétique
- Agitateur magnétique
- Burette de 50 [mL]
- Solution de  $NaOH$  à 0.020 [M]
- $pH$ -mètre
- Entonnoir
- Bécher poubelle

### 3.2 Montage

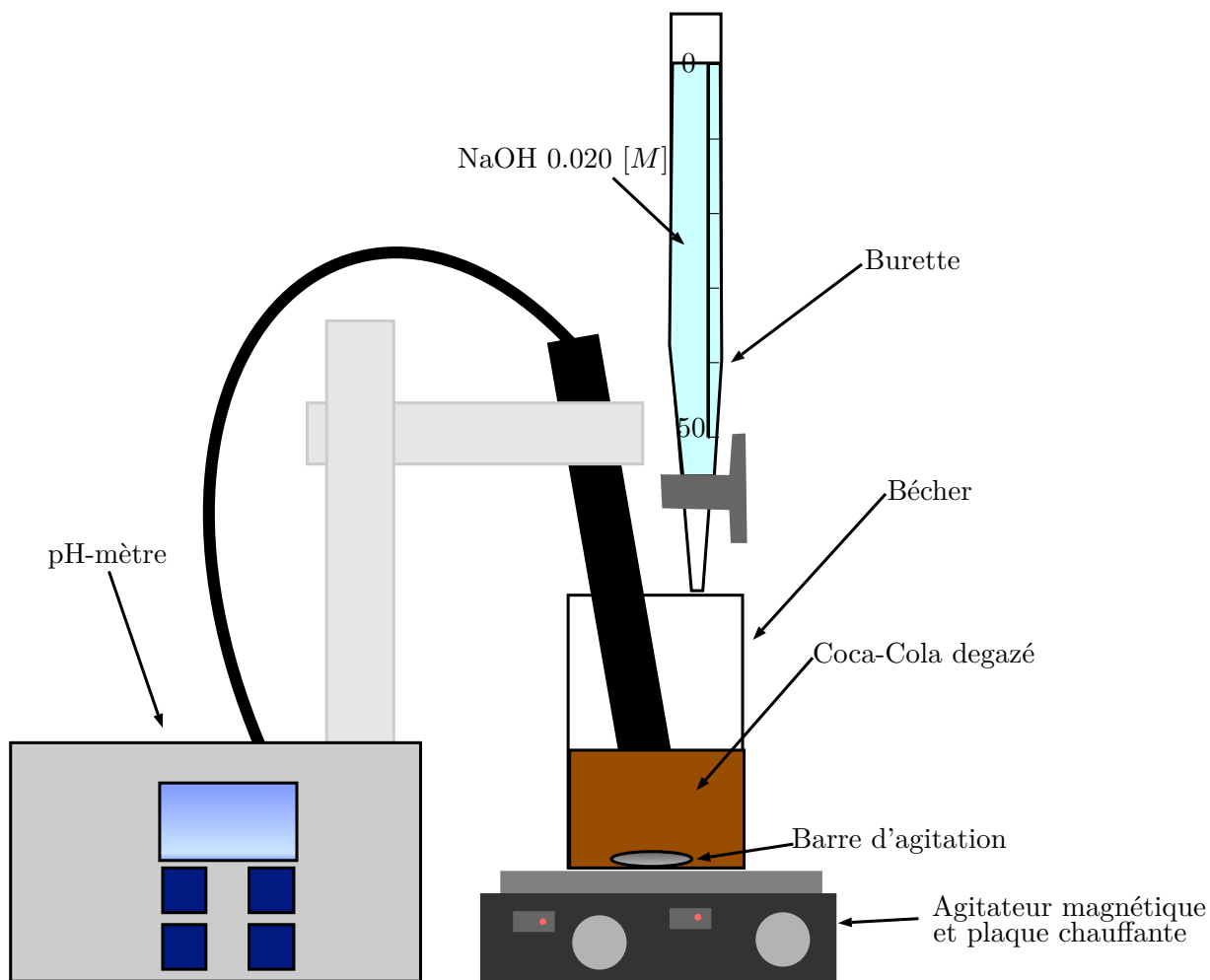


FIGURE 1 – Schéma de l'expérience

### 3.3 Mode opératoire

1. Récupérer 25 [mL] de Coca-Cola à l'aide de la pipette et les verser dans le bécher de 100 [mL].
2. Mettre le barreau magnétique dans le bécher, placer ce dernier sur l'agitateur magnétique. Faire chauffer le Coca-Cola pendant 5 minutes à environ 80 [°C].
3. À l'aide de l'entonnoir, remplir la burette de quelques millilitres de plus que la limite de 50 puis vider le surplus dans le bécher poubelle.
4. Brancher le pH-mètre, allumer le et placer la sonde dans le bécher de Coca-Cola en veillant à ce qu'elle ne gêne pas la rotation du barreau magnétique, ensuite lancer l'agitateur en veillant à ce que le Coca-Cola n'éclabousse pas.
5. Placer l'ouverture de la burette sur le goutte à goutte puis noter le  $pH$  tous les 0.5 [mL] jusqu'à atteindre un  $pH$  de 11 ou ne plus avoir de liquide dans la burette.

## 4 Résultats

Ci-dessous sont consignés les résultats obtenus lors de l'expérience. Parmi les 100 mesures effectuées, certaines sont un peu faussées par des erreurs de manipulation. En effet, à la mesure pour 41  $[mL]$ , il a été question d'arrêter les mesures avant de les relancer pour les dernières. Relancer la mesure nous a empêché de mesurer le  $pH$  pour cette valeur et les quelques résultats suivants semblent avoir été faussés (voir Figure 2).

$V_{NaOH}$	0	0.5	1	1.5	2	2.5	3	3.5	4	4.5	5	5.5
$pH$	2.42	2.47	2.52	2.57	2.63	2.7	2.77	2.85	2.94	3.05	3.19	3.32
$V_{NaOH}$	6	6.5	7	7.5	8	8.5	9	9.5	10	10.5	11	11.5
$pH$	3.51	3.91	4.5	5.35	5.87	6.13	6.33	6.51	6.64	6.75	6.87	6.98
$V_{NaOH}$	12	12.5	13	13.5	14	14.5	15	15.5	16	16.5	17	17.5
$pH$	7.09	7.2	7.33	7.44	7.59	7.76	7.97	8.2	8.42	8.65	8.82	8.97
$V_{NaOH}$	18	18.5	19	19.5	20	20.5	21	21.5	22	22.5	23	23.5
$pH$	9.11	9.26	9.35	9.4	9.49	9.56	9.62	9.65	9.7	9.76	9.8	9.83
$V_{NaOH}$	24	24.5	25	25.5	26	26.5	27	27.5	28	28.5	29	29.5
$pH$	9.86	9.9	9.94	9.98	10	10.02	10.05	10.08	10.1	10.12	10.14	10.17
$V_{NaOH}$	30	30.5	31	31.5	32	32.5	33	33.5	34	34.5	35	35.5
$pH$	10.18	10.21	10.23	10.24	10.26	10.28	10.3	10.33	10.33	10.35	10.35	10.37
$V_{NaOH}$	36	36.5	37	37.5	38	38.5	39	39.5	40	40.5	41.5	42
$pH$	10.39	10.4	10.43	10.43	10.45	10.46	10.47	10.48	10.49	10.51	10.67	10.62
$V_{NaOH}$	42.5	43	43.5	44	44.5	45	45.5	46	46.5	47	47.5	48
$pH$	10.62	10.63	10.64	10.65	10.66	10.67	10.68	10.69	10.69	10.7	10.71	10.72
$V_{NaOH}$	48.5	49	49.5	50								
$pH$	10.73	10.74	10.75	10.76								

TABLE 1 – Mesure du  $pH$  en fonction du volume de solution de NaOH ajouté

Les mesures ont donc été mise en forme dans le graphique qui suit. Les points de mesures ont été interpolés de manière linéaire afin de faciliter la lecture du graphique et le traitement des données. De plus, on y a ajouté le tracé théorique avec les données théoriques. On y a mis les valeurs initiales de l'expérience ainsi que la concentration d'acide phosphorique dans le Coca-Cola<sup>1</sup>. Il y est dit que le Coca-Cola contient 190  $[mg]$  d'acide phosphorique pour 330  $[mL]$  de Coca-Cola. De là, on obtient sa concentration  $\frac{190 [mg]}{330 [mL]} = 0.57 \text{ } [g/L]$ , soit environ 0.006  $[M]$  si l'on prend le rapport de 98  $[g]$  de  $H_3PO_4$  correspond à 1  $[mol]$ <sup>2</sup>.

1. Site de *Coca-Cola*

2. Poids de la molécule de  $H_3PO_4$  issu d'une référence externe

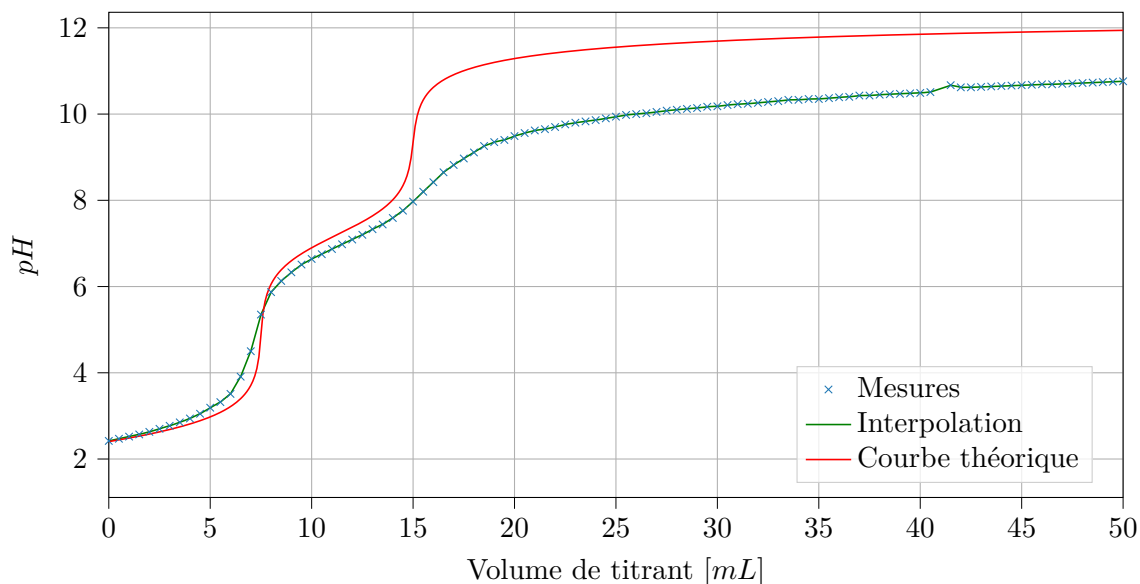


FIGURE 2 – Mesure du  $pH$  selon le titrant (NaOH) et valeurs théoriques<sup>3</sup>avec du  $OH^-$

De ces données, on peut en déduire les points d'équivalence et de demi-équivalence. Pour cela, on a utilisé la méthode des tangentes. On a tracé une tangente de chaque côté des “sauts” dans la courbe, avec les deux la même pente, calculée via la dérivée numérique  $f'(x) = \frac{f(x+\Delta x) - f(x)}{\Delta x}$ . De fait, en prenant la moyenne des deux droites, le croisement avec le graphe correspond au point d'équivalence, qui est au milieu du “saut” de  $pH$ .

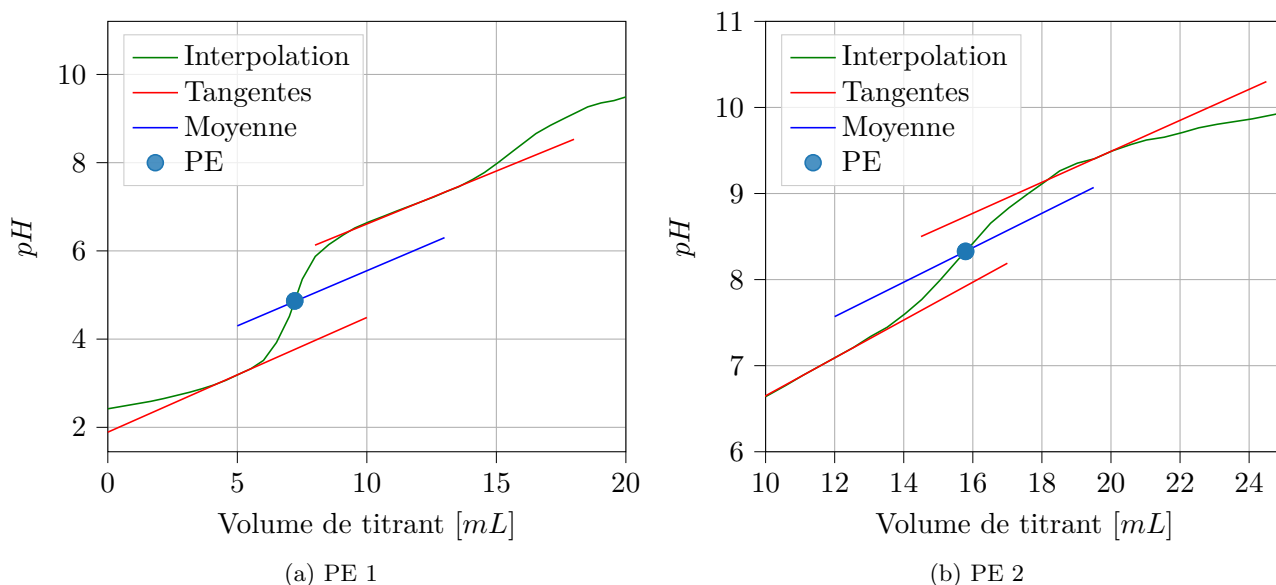


FIGURE 3 – Recherche de deux des trois points d'équilibre (PE) via la méthode des tangentes

En divisant le volume de NaOH utilisé pour atteindre le point d'équivalence par deux, on obtient

3. Source : *cheminfo.org* - paramètres : "Solution à titrer :  $H_3PO_4$ , 0.006 [M], 25 [mL]"; "Titreur :  $OH^-$ , 0.02 [M], 50 [mL]"

le point de demi-équivalence. Ces points remarquables sont résumés dans la Figure 4.

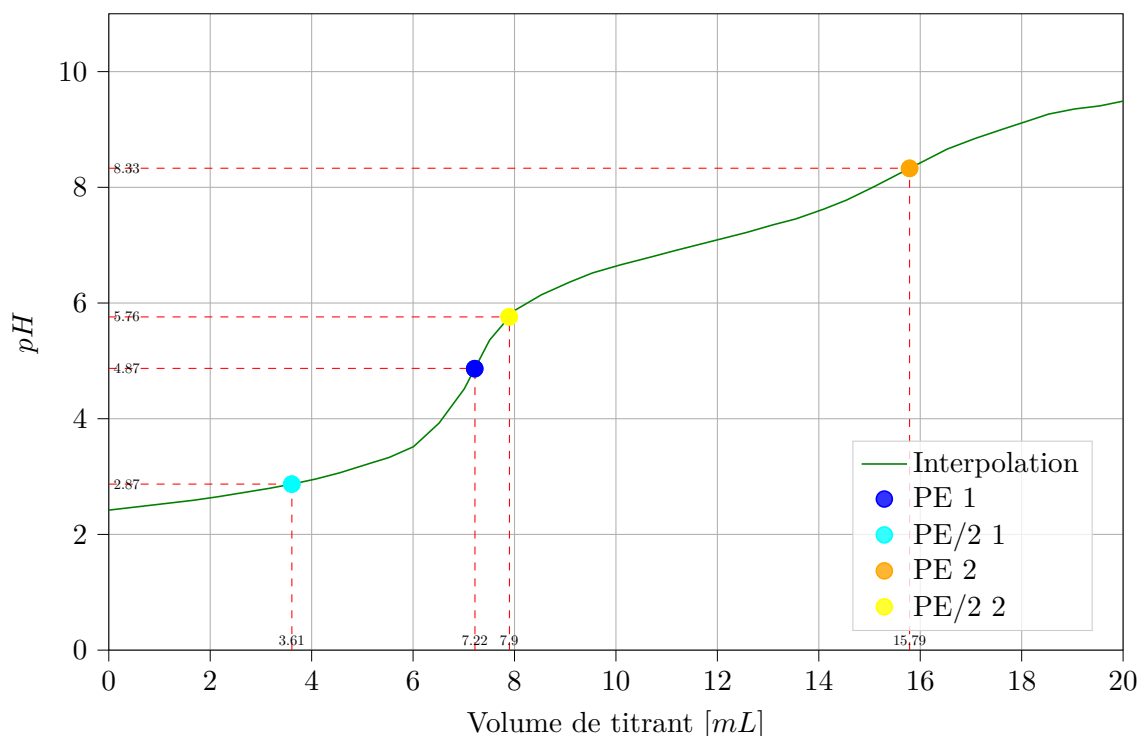


FIGURE 4 – Points d'équivalence (PE) et de demi-équivalence (PE/2)

La table 2 résume les divers points trouvés, ainsi que les valeurs issues des tables de référence. Pour chaque point est indiqué la molécule dont on parle, les résultats pertinents, ainsi que le  $pK_a$ . Pour les mesures, le  $pK_a$  correspond au  $pH$  au point de demi-équivalence. Il est également consigné l'erreur  $\frac{|mesure - théorie|}{théorie}$  entre le  $pK_a$  théorique et mesuré.

Point	Molécule	$V_{NaOH}$ [mL]	$pH$	$pK_a$	$pK_a$ théorique	Erreur [%]
Équivalence 1	$H_3PO_4$	7.22	4.87		2.16	
Demi-équivalence 1	$H_3PO_4$	3.61	2.87	2.87	2.16	32.85
Équivalence 2	$H_2PO_4^-$	15.79	8.33		7.21	
Demi-équivalence 2	$H_2PO_4^-$	7.9	5.76	5.76	7.21	20.09
3e point (non-mesuré)	$HPO_4^{2-}$				12.32	

TABLE 2 – Résumé des résultats, calcul d'erreur sur le  $pK_a$

Finalement, on peut estimer de ces résultats la concentration d'acide phosphorique dans le Coca-Cola. À noter qu'il est calculé selon les valeurs officielles à 0.006 [M] au début de la section. Pour le faire via nos mesures, on va utiliser la formule du  $pH$  d'un acide faible, en considérant le triacide phosphorique comme un monoacide, car les autres  $K_a$  sont assez éloignés pour ne pas devoir être pris en compte ( $K_{a1} = 6.92 \cdot 10^{-3} \gg K_{a2} = 6.17 \cdot 10^{-8} \gg K_{a3} = 4.79 \cdot 10^{-13}$ ). On a donc  $pH = \frac{1}{2}(pK_a - \log(C_{HA})) \Leftrightarrow C_{HA} = 10^{pK_a - 2 \cdot pH}$ . D'où via la  $pK_a$ , et le  $pH$  mesuré avant de mettre le produit titrant (voir point 0, table 1) :

$$C_{H_3PO_4} \approx 10^{2.87 - 2 \cdot 2.42} \approx 0.012 [M]$$

En faisant la même chose pour la valeur théorique en utilisant à la place le  $pK_a$  des tables de référence, on obtient :

$$C_{H_3PO_4} \approx 10^{2.16-2.2.42} \approx 0.002 [M]$$

Ce qui nous donne par rapport au premier résultat une concentration  $2\times$  plus élevée, respectivement  $3\times$  plus basse.

## 5 Discussion

Cette expérience permet d'encadrer correctement la concentration d'acide phosphorique dans le Coca-Cola. En effet, en mesurant son  $pH$ , on a pu obtenir une première approximation de sa concentration en utilisant le  $pK_a$  de l'acide phosphorique issu des tables de référence. Dans un deuxième temps, la courbe de titration nous a permis de trouver les points d'équivalence et de demi-équivalence, puis de calculer le  $pK_a$  d'acide dans notre solution de Coca-Cola, en considérant que cela n'était que du  $H_3PO_4$ . En comparant les deux résultats à celui issu du site officiel de Coca-Cola, on peut voir que la concentration d'acide phosphorique dans le Coca-Cola est bien de l'ordre de  $0.006 [M]$ . Le premier nous en indique  $0.002 [M]$  et le second  $0.012 [M]$  et la concentration officielle se situe bien dans cet ordre de grandeur.

Ces différences relativement grandes proportionnellement à la taille ne sont néanmoins pas trop surprenantes, et en valeur concrète, elles ne sont pas si grandes que cela. Tout d'abord, il faut noter les erreurs de mesure et celles dues par le dispositif expérimental. Celles-ci sont multiples, a commencé par les produits utilisés, comme le Coca-Cola, qui a été stocké plusieurs semaines avant l'expérience, et qui a donc pu être altéré, ou encore le produit titrant, qui a été préparé et utilisé par d'autres personnes avant nous, et qui a donc pu être contaminé.

Les erreurs dues au matériel sont minimales, mais il faut quand même noter que le dernier calibrage du pH-mètre date du 29 juin 2022 pour une expérience menée le 27 avril 2023. Dans le déroulement de l'expérience, on peut noter que l'on a fait dégazer le Coca-Cola après avoir mesuré son volume, et l'on a donc pu modifier son volume à cause de l'évaporation. De plus, on n'a pas attendu avant de continuer l'expérience, et donc le Coca était à 43 degrés Celsius lors de la première mesure de  $pH$ , ce qui peut expliquer l'écart avec le  $pK_a$  théorique qui est mesuré à 25 degrés Celsius. Pour continuer dans ce registre, le dégazage n'est pas forcément complet, et donc il peut rester du dioxyde de carbone dans le Coca-Cola, ce qui peut modifier le  $pH$  car le Coca serait plus acide (ce qui semble assez plausible au vu de la comparaison avec la courbe théorique de la figure 2).

Finalement, le temps de mesure était assez limité, et donc le  $pH$  n'était pas forcément stabilisé lors de la mesure, ce qui peut expliquer le pH plus bas, et qui peut aussi justifier la présence de gaz encore dissous dans le Coca-Cola. On peut aussi noter le panel de mesure trop bas pour voir la troisième équivalence.

De plus, il faut notifier les approximations dans le traitement des résultats, comme le fait de considérer le triacide phosphorique comme un monoacide, ou encore l'interpolation linéaire des mesures plutôt que l'approximation par une fonction, qui aurait permis une meilleure dérivée et donc une méthode des tangentes plus précise, mais cela n'offrait pas un avantage suffisant pour justifier le temps supplémentaire que cela aurait pris, car ces fonctions sont paramétriques avec comme borne les points recherchés<sup>4</sup>.

---

4. Issu d'un exemple de titrage acide-base

## Réponses aux questions du protocole

1. *Écrire les équations de dissociation de l'acide phosphorique.*  
Voir les équations de dissociation de l'acide phosphorique dans l'eau dans la section 2.
2. *Quelles sont les valeurs de  $pH$  au point de demi-équivalence ?*  
Les valeurs sont visibles sur le graphique de la figure 4 et la table 2. Pour la troisième demi-équivalence, la plage de résultat de l'expérience ne permet pas de la voir.
3. *Quelles sont les valeurs de  $pH$  au point d'équivalence ? Déterminer les volumes équivalents et les  $pK_a$ .*  
Toutes ces valeurs sont également visibles sur les graphiques et tables cités à la question précédente. Pour déterminer le  $pK_a$ , on a utilisé la propriété d'égalité entre le  $pK_a$  et le  $pH$  au point de demi-équivalence.
4. *Comparer les volumes nécessaire de base pour neutraliser le premier et le deuxième ion  $H^+$  et expliquer les éventuelles différences.*  
Les volumes semblent assez équivalents (voir table 2), soit le volume du second point d'équivalence est environ le double du premier. Cela semble cohérent avec les courbes de références (figure 2 et note de la section 5). Cela peut être justifié que chaque mole de  $H_3PO_4$  va créer en libérant son proton hydron une mole de  $H_2PO_4^-$ , qui va donc être compensée par la même quantité de base.
5. *Calculer la concentration de l'acide phosphorique dans le Coca.*  
Voir les différentes valeurs discutées dans la section 4.

## 6 Conclusion

En conclusion, on peut dire que l'expérience a été concluante. Elle a permis de déterminer correctement la concentration d'acide phosphorique dans le Coca-Cola, ainsi que de se familiariser avec les notions de titrage via des courbes de titrage. Néanmoins, l'expérience pourrait être améliorée avec plus de temps à disposition, pour pouvoir faire plus de mesures et plus précises, en laissant le  $pH$  se stabiliser avant de le mesurer, et en essayant de mieux dégazer le Coca-Cola. Cela nous aurait également permis avec plus de solution titrante d'obtenir le troisième point d'équivalence. De plus, il aurait été intéressant de connaître la fonction générale de manière continue afin d'établir une courbe de tendance et donc de trouver les points d'équivalence plus précisément. Il faut conclure en disant que malgré les erreurs (voir table 2), les résultats sont assez satisfaisants, car les valeurs sont à une échelle très petite et il est donc difficile de les mesurer avec précision, et donc avoir une telle précision avec le matériel à disposition est déjà très appréciable.