

Extrait G2E 2018, problème n°1, « autour du dioxyde de carbone »

Rappel pour CO_2 à l'état gaz, on utilisera la loi des gaz parfaits : $PV=nRT$ (en USI pour les A.N. !!)

Partie 1 : Champagne !

Le dioxyde de carbone est responsable de la mousse et des bulles qui se créent lorsque du champagne est versé dans un verre. Le but de cette partie est de déterminer le nombre de bulles que contient une coupe de champagne de 10 cL.

Pour traiter cette partie, on utilisera les documents 1, 2, 3 dont il est recommandé de prendre connaissance avant de commencer à traiter les questions.

Document 1 : Quelques caractéristiques du champagne

Dans une bouteille de champagne fermée, la concentration en dioxyde de carbone solvato $\text{CO}_2(\text{aq})$ est de 12 g.L^{-1} . La pression dans la bouteille est de l'ordre de 6 bars. Le gaz contenu dans la bouteille fermée entre le liquide et le bouchon est essentiellement du dioxyde de carbone. Lorsque la bouteille est ouverte, le champagne retrouve la pression atmosphérique et présente une sursaturation en $\text{CO}_2(\text{aq})$. Pour retrouver l'équilibre, du dioxyde carbone est alors dégazé. Ce dégazage peut se faire de deux manières :

- directement à l'interface entre le liquide et l'air ambiant se trouvant au-dessus de la coupe,
- via la formation de bulles au contact des poussières et des aspérités du verre se trouvant sur la paroi de la coupe. Les bulles remontent alors à travers le liquide jusqu'à l'interface. Ce phénomène est responsable de l'effervescence observée dans une coupe de champagne.

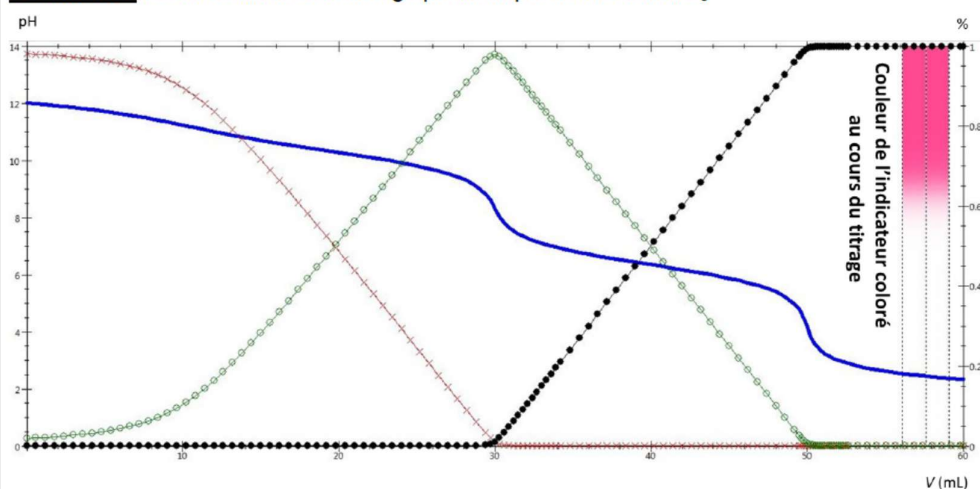
Le dégazage par formation de bulles ne représente que 20 % du dégazage total de dioxyde de carbone.

Les tailles des bulles peuvent être variables. On considère qu'elles mesurent en moyenne 0,5 mm de diamètre.

Document 2 : Détermination expérimentale de la teneur en CO_2 dans l'atmosphère

À l'aide d'une pompe d'aquarium présentant un débit de 40 litres d'air par heure, on fait buller de l'air pendant 1 h 30 min dans un volume $V_0 = 50,0 \text{ mL}$ d'une solution de soude ($\text{Na}^+ + \text{OH}^-$) de concentration molaire $c_0 = 5,00 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Cette étape permet de piéger les n_0 moles de $\text{CO}_2(\text{g})$ contenues dans l'air ayant barboté dans la solution de soude. En effet, une transformation quantitative se produit entre $\text{CO}_2(\text{g})$ et la soude. On appelle S_0 la solution ainsi obtenue. On dose ensuite S_0 par de l'acide chlorhydrique de concentration molaire $c_A = 5,00 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ en présence de phénolphtaléine. L'équivalence est observée pour $V_{\text{eq}} = 30,0 \text{ mL}$.

Document 3 : Courbe simulée du dosage pH-métrique de la solution S_0



Légende :

- courbe bleue (courbe lisse) : $\text{pH} = f(V)$
- courbe rouge (courbe avec des x) : % molaire d'ions CO_3^{2-}
- courbe verte (courbe avec des o) : % molaire d'ions HCO_3^-
- courbe noire (courbe avec des •) : % molaire en $\text{CO}_2(\text{aq})$

Données à 298 K :

Constante des gaz parfaits : $R = 8,31 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$

Masse molaire : $M(\text{CO}_2) = 44 \text{ g.mol}^{-1}$

Constante d'acidité : $\text{p}K_A(\text{CO}_2(\text{aq})/\text{HCO}_3^-) = 6,3$ $\text{p}K_A(\text{HCO}_3^-/\text{CO}_3^{2-}) = 10,3$ $\text{p}K_E = 14$

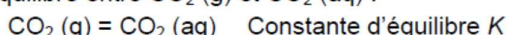
Volume molaire d'un gaz parfait sous 1 bar : $V_m = 24,7 \text{ L.mol}^{-1}$

Questions

1. Placer sur un diagramme de prédominance les espèces $\text{CO}_2(\text{aq})$, $\text{HCO}_3^-(\text{aq})$ et $\text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$.
2. Sachant que le pH de la solution S_0 vaut 12,2, écrire l'équation de la réaction qui s'est produite lors du barbotage de l'air (contenant $\text{CO}_2(\text{g})$) dans la solution de soude.
3. En analysant le document 3, montrer que le virage de la phénolphthaléine marque la fin du domaine dans lequel deux réactions se sont produites. On analysera, entre autres, l'évolution des courbes de pourcentage molaire des ions CO_3^{2-} et HCO_3^- . Écrire les équations de ces deux réactions et montrer que ces réactions sont quantitatives grâce au calcul de leur constante d'équilibre.
4. Montrer que $n_0 = c_0 V_0 - c_A V_{\text{eq}}$. Le candidat pourra admettre cette relation pour la suite du problème.
5. En déduire la valeur expérimentale de la pression partielle du dioxyde de carbone P_{CO_2} dans l'air supposé à la pression atmosphérique ($P_{\text{atm}} = 1,0 \text{ bar}$) et à 298 K.

On cherche maintenant à déterminer la solubilité du dioxyde de carbone dans l'eau. Pour cela, on étudie, dans un premier temps, sa solubilité en fonction du pH.

On note K la constante d'équilibre entre $\text{CO}_2(\text{g})$ et $\text{CO}_2(\text{aq})$:



On considère, pour les questions qui suivent, que la pression partielle en $\text{CO}_2(\text{g})$ vaut $4,0 \times 10^{-4} \text{ bar}$.

6. A l'aide du document 1, déterminer la valeur numérique de K .
7. Définir la solubilité s du dioxyde de carbone gazeux dans l'eau. Montrer que s peut s'écrire

sous la forme : $s = A \left(1 + \frac{B}{[\text{H}_3\text{O}^+]} + \frac{C}{[\text{H}_3\text{O}^+]^2} \right)$, où A , B et C sont des constantes dont on

donnera l'expression en fonction de K , K_{A1} , K_{A2} , P_{CO_2} .

8. Expliquer pourquoi, dans l'expérience du document 2, le barbotage se fait dans la soude et pas dans l'eau distillée.
9. Sachant que le pH du champagne est égal à 3, déterminer la quantité dissoute de dioxyde de carbone dans 1 L de champagne à l'équilibre avec l'atmosphère dans laquelle on considère que la pression partielle en $\text{CO}_2(\text{g})$ vaut $4,0 \times 10^{-4} \text{ bar}$.
10. A l'aide des informations contenues dans les différents documents et des réponses aux questions précédentes, estimer le nombre de bulles que peut libérer une coupe de champagne de 10 cL. Cette question ouverte appelle un raisonnement en plusieurs étapes et l'utilisation de données contenues dans les documents. Toute tentative sera valorisée lors de la correction.