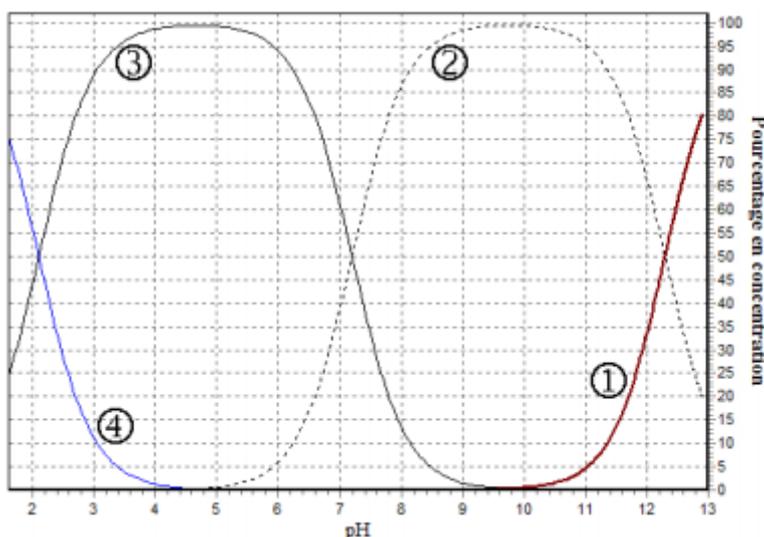


1 Calculs de pH

- Couple acide acétique CH_3COOH / ion acétate CH_3COO^- : $\text{p}K_{a1} = 4,8$
 - Couple ion ammonium NH_4^+ / ammoniac NH_3 : $\text{p}K_{a2} = 9,2$
1. Calculer le pH d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration 0,02 mol/L.
 2. Calculer le pH d'une solution de soude de concentration 0,05 mol/L.
 3. Calculer le pH d'une solution d'acide acétique CH_3COOH de concentration 0,5 mol/L.
 4. Calculer le pH d'une solution d'ammoniac NH_3 de concentration 0,3 mol/L.
 5. On mélange un même volume d'une solution d'acide acétique CH_3COOH de concentration $2c$ et d'une solution d'ammoniac NH_3 de concentration $4c$, avec $c = 0,1$ mol/L. Calculer le pH de la solution.

2 Acide phosphorique

L'acide phosphorique H_3PO_4 est un triacide utilisé comme régulateur de pH dans les sodas. Les courbes de distribution de ses différentes formes sont représentées ci-dessous.



1. Représenter le diagramme de prédominance de l'acide phosphorique, en indiquant les valeurs des $\text{p}K_a$.
2. Le Coca-Cola a un pH de 2,5. En supposant que cette acidité est uniquement due à l'acide phosphorique, estimer la concentration du Coca-Cola en acide phosphorique apporté.

3 Bicarbonate de soude

- Couple dioxyde de carbone $\text{CO}_2(\text{aq})$ / ion hydrogénocarbonate HCO_3^- : $\text{p}K_{a1} = 6,3$
 - Couple ion hydrogénocarbonate HCO_3^- / ion carbonate CO_3^{2-} : $\text{p}K_{a2} = 10,3$
1. Déterminer le pH d'une solution d'hydrogénocarbonate de sodium NaHCO_3 (communément appelé bicarbonate de soude) de concentration c . On suppose que l'hydrogénocarbonate de sodium est entièrement dissout.
 2. On fabrique 100 mL de liquide-vaisselle maison, en dissolvant 0,3 mol d'hydrogénocarbonate de sodium et 0,1 mol de soude dans de l'eau distillée. Calculer le pH de la solution obtenue.

4 Solution de sulfate d'ammonium

On considère une solution de sulfate d'ammonium $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ de concentration $c = 0,01$ mol/L. Le sulfate d'ammonium est entièrement dissout. Déterminer le pH de la solution.

- Couple ion ammonium NH_4^+ / ammoniac NH_3 : $\text{p}K_{a1} = 9,2$
- Couple ion hydrogénéosulfate HSO_4^- / ion sulfate SO_4^{2-} : $\text{p}K_{a2} = 1,9$

5 Acidité des eaux de pluie

- Couple $\text{CO}_{2(\text{aq})}/\text{HCO}_3^-$: $\text{p}K_{a1} = 6,3$
- Couple $\text{HCO}_3^-/\text{CO}_3^{2-}$: $\text{p}K_{a2} = 10,3$
- Couple $\text{SO}_{2(\text{aq})}/\text{HSO}_3^-$: $\text{p}K'_{a1} = 1,9$
- Couple $\text{HSO}_3^-/\text{SO}_3^{2-}$: $\text{p}K'_{a2} = 7,2$

Le dioxyde de carbone présent dans l'atmosphère est en équilibre avec le dioxyde de carbone dissout dans les eaux de pluie et les océans, selon la réaction :

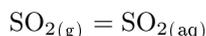


La constante d'équilibre de cette réaction vaut $K_0 = 3,6 \times 10^{-2}$ à 25°C .

1. Écrire l'équation de la réaction traduisant l'acidification des eaux de pluie par le $\text{CO}_{2(\text{g})}$ atmosphérique. Calculer sa constante d'équilibre.
2. Le taux de $\text{CO}_{2(\text{g})}$ dans l'atmosphère est d'environ 400 ppm (partie par million = 10^{-6}). En déduire le pH normal d'une eau pluie.

La pollution de l'air par les oxydes de soufre et d'azote provoque une sur-acidification des eaux de pluie. Ces pluies acides ont des effets délétères sur la flore et la faune, ainsi que sur les bâtiments.

Le dioxyde de soufre dans l'atmosphère est en équilibre avec le dioxyde de soufre dissout selon la réaction :



dont la constante d'équilibre vaut $K'_0 = 1,62$ à 25°C .

3. En supposant que l'acidification d'une eau de pluie est exclusivement dû au dioxyde de soufre, estimer le taux de $\text{SO}_{2(\text{g})}$ dans une atmosphère polluée pour laquelle les eaux de pluie ont un pH de 4,5.
4. Sous quelles formes le dioxyde de carbone et le dioxyde de soufre prédominent-ils dans les eaux de pluie ?

6 Système tampon du sang

Pour permettre le bon fonctionnement de l'organisme, le pH du sang doit être maintenu autour de 7,4. En effet, l'accumulation d'ions H_3O^+ dans les tissus ralentit le métabolisme, accroît les inflammations et accélère le processus de vieillissement. La régulation du pH sanguin est due au rôle tampon joué par les espèces carbonées : dioxyde de carbone dissout $\text{CO}_{2(\text{aq})}$, ion hydrogénocarbonate (ou bicarbonate) HCO_3^- et ion carbonate CO_3^{2-} .

- Couple $\text{CO}_{2(\text{aq})}/\text{HCO}_3^-$: $\text{p}K_{a1} = 6,3$
- Couple $\text{HCO}_3^-/\text{CO}_3^{2-}$: $\text{p}K_{a2} = 10,3$

La concentration totale du sang en espèces carbonées est de 25 mmol/L.

1. Calculer les concentrations normales du sang en $\text{CO}_{2(\text{aq})}$, HCO_3^- et CO_3^{2-} .

A la suite d'un effort, l'organisme libère 2,0 mmol/L d'acide lactique, noté AH.

- Couple AH/A^- : $\text{p}K_{a3} = 3,9$
- 2. Calculer le pH qu'aurait alors le sang en l'absence de système tampon.
- 3. Calculer le pH final du sang en présence du système tampon. Conclure.

7 Comprimé de vitamine C

L'acide ascorbique, plus connu sous le nom de vitamine C est un diacide, noté H_2A .

- Couple H_2A/HA^- : $pK_{a1} = 4,2$
- Couple HA^-/A^{2-} : $pK_{a2} = 11,6$
- Masses molaires : $M_{H_2A} = 176 \text{ g/mol}$, $M_{NaHA} = 198 \text{ g/mol}$

1. On dissout dans l'eau un comprimé contenant 500 mg d'acide ascorbique H_2A dans une fiole jaugée de 100 mL.
 - (a) Calculer c la concentration en acide ascorbique apportée.
 - (b) Déterminer le pH de la solution obtenue.
2. La vitamine C existe aussi en comprimé tamponné, contenant un mélange d'acide ascorbique H_2A et d'ascorbate de sodium $NaHA$. Un comprimé tamponné, contenant l'équivalent de 500 mg de vitamine C (c'est-à-dire que la quantité totale de vitamine C sous ses deux formes H_2A et HA^- est égale à la quantité de H_2A dans 500 mg de H_2A) est dissout dans l'eau dans une fiole jaugée de 100 mL. La solution obtenue à un pH de 4,4.
 - (a) On note c_1 et c_2 les concentrations respectives en H_2A apporté et en HA^- apporté. Donner une relation simple entre c_1 , c_2 et c .
 - (b) Déterminer la masse du comprimé tamponné.