

TD révisions PTSI 2 : acides, bases, précipités

Avant de traiter ces exercices, vous devez lire le programme officiel de PTSI (BO p. 43) disponible sur le site de la classe, et revoir votre cours de l'année dernière.

Questions de cours

1. Rappeler la définition des termes suivants : acide, base, espèce forte, espèce faible, réaction acidobasique.
2. Qu'appelle-t-on le produit ionique de l'eau ? Quelle est sa valeur à 25 °C ? Donner le nom des espèces H_3O^+ et HO^- . Quelle est leur concentration dans une solution dont le pH vaut 4,5 ?
3. Quel est le nom des ions H_3O^+ et Cl^- ? Quel est le nom d'une solution ($\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$) ? Préciser s'il s'agit d'une solution d'acide fort ou faible.
4. Donner la formule d'une solution d'acide nitrique. Donner la formule d'une solution d'acide sulfurique. Donner la formule d'un ion nitrate et d'un ion sulfate.
5. Donner la formule de l'acide acétique. Est-ce un acide fort ? Donner le nom et la formule de sa base conjuguée. Tracer un diagramme de prédominance (son $\text{pK}_a = 4,8$).
6. Quel est le nom de l'espèce chimique de formule NH_3 ? Est-ce une base ou un acide ? Est-elle forte ou faible ? Donner le nom et la formule de son espèce conjuguée.
7. Que se passe-t-il si on mélange une solution de NH_3 ($\text{pK}_a = 9,2$) avec une solution d'acide acétique ? Ecrire l'équation de la réaction qui se produit et calculer sa constante d'équilibre.
8. Donner la formule de l'acide phosphorique. C'est un triacide. Les pK_a valent 2,1 , 7,2 et 12,4. Tracer un diagramme de prédominance et nommer toutes les espèces présentes sur ce diagramme.
9. Donner la formule de l'ion hydrogénocarbonate. C'est un ampholyte (on dit encore que c'est une espèce amphotère). Quelle est la signification de ce terme ? Donner le nom et la formule des deux autres espèces formant des couples acidobasiques avec l'ion hydrogénocarbonate. Les pK_a sont 6,3 et 10,3. Tracer un diagramme de prédominance.
10. Classer par ordre de force croissante tous les acides rencontrés dans les questions précédentes. Même chose pour les bases.
11. Donner la définition des termes suivants : solution saturée, solubilité, produit de solubilité. Le produit de solubilité du chlorure d'argent AgCl vaut $10^{-9,75}$. Calculer sa solubilité.
12. Même question pour le phosphate de calcium. Donnée : $\text{pK}_s(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 25$.
13. Y-a-t-il précipitation du chlorure d'argent si l'on mélange $V_1 = 150 \text{ mL}$ de solution de chlorure d'aluminium ($\text{Al}^{3+} + 3 \text{Cl}^-$) à $C_1 = 2 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et $V_2 = 100 \text{ mL}$ de solution de nitrate d'argent ($\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$) à $C_2 = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$?

Exercice 1 : solution commerciale d'acide nitrique

Une solution commerciale S_0 d'acide nitrique HNO_3 contient 52,5 % en masse d'acide nitrique. La densité de la solution est 1,33.

1. Quelle est la concentration massique de la solution S_0 ?
2. Quelle est la concentration molaire de la solution S_0 ?

Données : $M_{\text{H}} = 1,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M_{\text{N}} = 14,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M_{\text{O}} = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice 2 : pH du sang

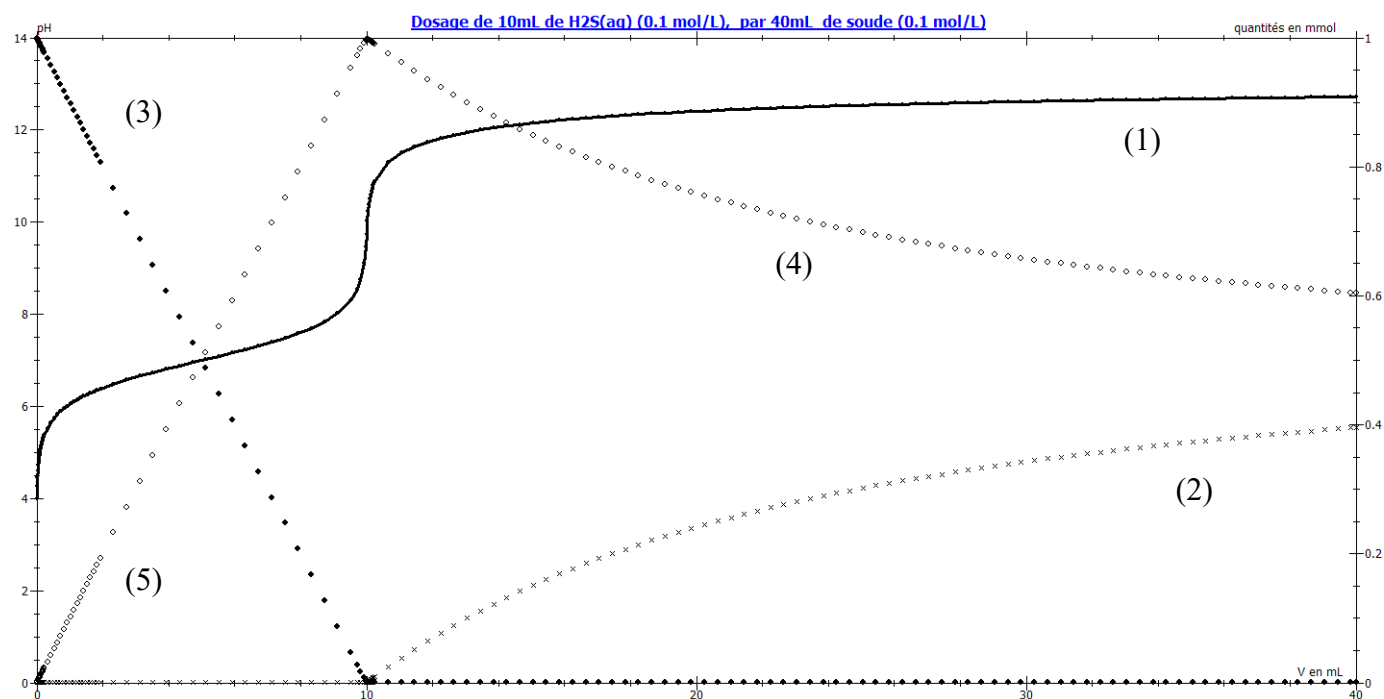
Le pH du sang humain est proche de 7,4. L'un des systèmes régulateurs du pH sanguin est le couple $\text{CO}_{2(\text{aq})}/\text{HCO}_3^-$, de $\text{pK}_a = 6,1$ à 37 °C.

Sachant que la concentration moyenne du dioxyde de carbone dissout dans le sang est $1,36 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, calculer la concentration en ions hydrogénocarbonate dans le sang.

Exercice 3 : Sulfure d'hydrogène

Le sulfure d'hydrogène H_2S est un gaz toxique à l'odeur caractéristique d'œufs pourris. Dissout en solution aqueuse, c'est un diacide faible, dont les pK_a valent 7 et 12,9.

1. Tracer un diagramme de prédominance.
2. On réalise une simulation du dosage de 10,0 mL d'une solution de sulfure d'hydrogène à la concentration $C_0 = 0,100 \text{ mol.L}^{-1}$ par une solution de soude à la même concentration, en affichant l'évolution du pH ainsi que celles des quantités des espèces soufrées. Faire un schéma du dispositif expérimental.
3. Identifier et interpréter les courbes obtenues.



Exercice 4 : Dosage d'un triacide

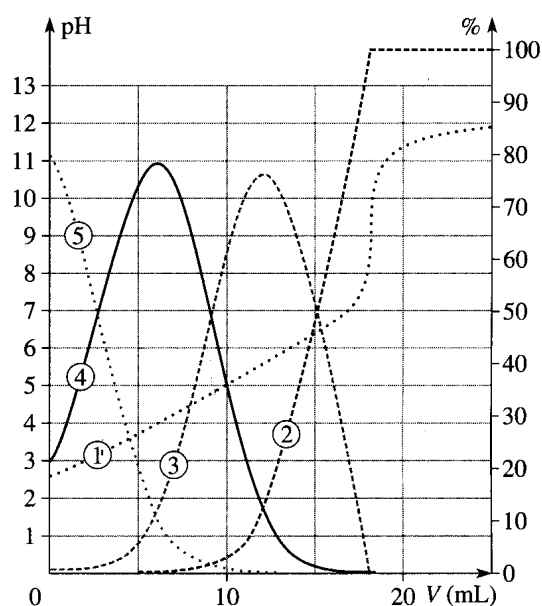
L'acide citrique est un triacide noté H_3A .

On dose un volume $V_0 = 20,0 \text{ mL}$ d'une solution d'acide citrique de concentration C par une solution de soude de concentration $C_B = 0,0500 \text{ mol.L}^{-1}$.

Afin d'interpréter le graphe expérimental obtenu, on réalise une simulation de ce dosage où sont superposés le diagramme de distribution des espèces (donnant l'évolution des % des espèces contenant « A ») et la courbe d'évolution du pH de la solution.

Le maximum de la courbe dérivée $\frac{dpH}{dV_B}$, non représentée sur le graphe, a pour abscisse $V_E = 18,0 \text{ mL}$.

1. Identifier chacune des courbes représentées.
2. Déterminer les pK_{Ai} de l'acide citrique.
3. Montrer que les trois acidités de l'acide citrique ne sont pas dosées séparément et le justifier. On écrira les équations-bilans des réactions correspondantes et on calculera leur constante d'équilibre respective.
4. Déterminer la concentration C utilisée pour la simulation.

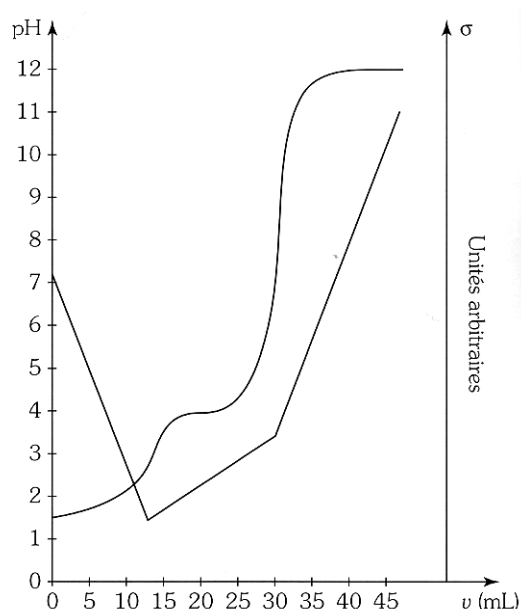


Exercice 5 : Dosage d'un mélange d'acides

L'effet de la dilution pourra être négligé dans les calculs.

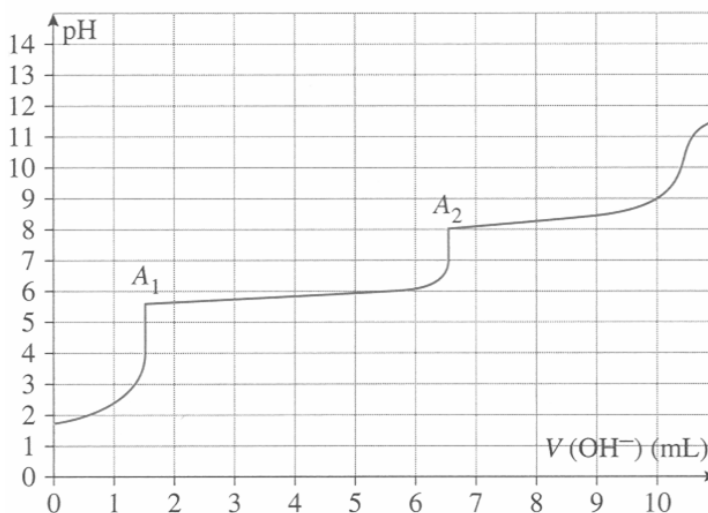
Un bécher contient 100 ml d'un mélange d'acide chlorhydrique et d'un acide faible HA. La burette contient une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $0,200 \text{ mol.L}^{-1}$. Le titrage a été suivi à la fois par conductimétrie et par pHmétrie (voir figure).

1. A l'aide d'une échelle de pK_a , déterminer les réactions qui ont lieu au cours du titrage et leur ordre d'apparition.
2. Identifier, à partir de la courbe conductimétrique, trois zones distinctes lors du titrage de la solution. Justifier le signe des pentes des segments de droite. À quoi correspondent les ruptures de pente ? (rappel : les conductivités molaires ioniques des ions oxonium et hydroxyde sont beaucoup plus fortes que toutes les autres).
3. Quelle est la méthode qui vous semble la plus précise pour déterminer les points d'équivalence ? Déterminer V_{e1} et V_{e2} .
4. En déduire les concentrations C_1 de l'acide fort et C_2 de l'acide faible.
5. Quelle est la valeur du pK_a de cet acide ?



Exercice 6 : Dosage d'un mélange de cations en milieu acide

Le graphe ci-dessous représente le dosage de $V_0 = 10 \text{ mL}$ d'une solution d'acide nitrique (C_1), de nitrate de cuivre (II) (C_2) et de nitrate d'argent (C_3) par de la soude à $C_s = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$. Le premier précipité qui se forme a une couleur bleue, le second a une couleur brune.



1. Identifier les diverses parties du graphe et en déduire les concentrations C_1 , C_2 et C_3 .
2. À l'aide de points bien choisis sur le graphe, déterminer le produit de solubilité des hydroxydes de cuivre et d'argent.