

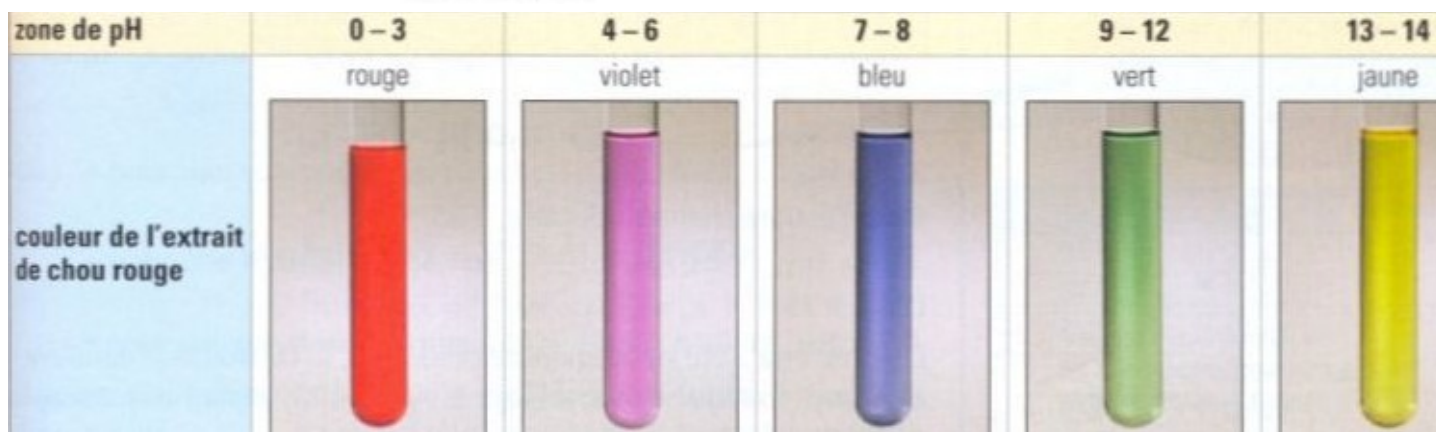
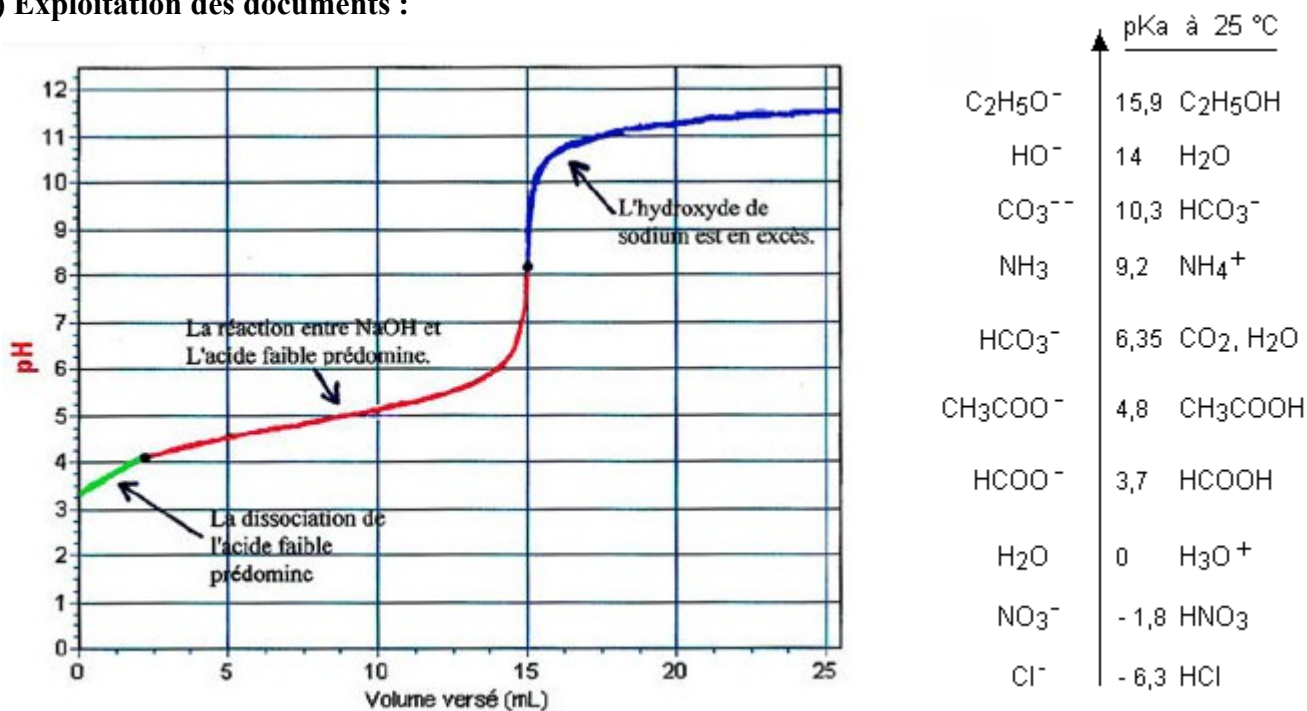
Thème n°7 : Les réactions acide-base

Les acides et les bases selon la théorie de Brønsted. Les couples acides/bases, la réaction acido-basique. pH d'une solution ; échelle de pH. Constante d'acidité K_a ; pK_a . Exemple de la réaction d'un acide fort et d'une base forte recherche du taux d'avancement. Réactions acide faible-base forte, taux d'avancement. Constante d'équilibre d'une réaction acido-basique. Domaines de prédominance. Prévion du sens d'une réaction acido-basique.

Introduction à bien lire : Ce document est un support pour vous aider à présenter votre réflexion et échanger avec le jury. Plusieurs approches vous sont proposées.

Vous avez le choix de traiter :

- une seule d'entre elles
- des parties de votre choix de 2 ou 3 d'entre elles.

A) Exploitation des documents :

On appelle base au sens de Brønsted toute espèce chimique capable de capter un ou plusieurs protons H^+ .

Une réaction acido-basique met en jeu deux couples acide-base: le couple Acide₁/Base₁ et le couple Acide₂/Base₂. Une réaction acide-base est une transformation chimique entre l'acide d'un couple et la base d'un autre couple acide/base, par l'intermédiaire d'un échange d'ions H^+ .

Wikipédia

Développer une problématique qui vous intéresse en mettant en relation les documents proposés.

Pour cela, vous pouvez expliquer ce que vous comprenez et ce que vous ne comprenez pas dans les documents proposés puis présenter vos éléments de réponses et vos hypothèses afin de construire la problématique que vous souhaitez développer auprès du jury.

Suite de cette question d'oral au verso →

B) Questions de cours REACTIONS ACIDE-BASES EN SOLUTION AQUEUSE(mars 2005)

- On dispose de solutions d'acide éthanóique, d'éthanoate de sodium, d'ammoniac et de chlorure d'ammonium de même concentration $c = 0,10 \text{ mol L}^{-1}$.
 - Ecrire les équations des réactions de chacun de ces composés avec l'eau. En déduire quelles solutions sont acides et quelles solutions sont basiques.
 - Classer ces solutions par ordre de pH croissant en indiquant leur position par rapport à $\text{pH} = 7$. Justifier.
- On mesure le pH de la solution d'acide éthanóique: $\text{pH} = 2,9$. On mesure de même le pH de la solution d'ammoniac $\text{pH} = 11,0$
 - Exprimer et calculer la constante de la réaction de l'acide éthanóique avec l'eau. Peut-on dire que l'acide éthanóique est un acide faible dans l'eau ?
 - Exprimer et calculer la constante de la réaction de l'ammoniac avec l'eau. Peut-on dire que l'ammoniac est une base faible dans l'eau ?
- On mélange des volumes égaux d'acide éthanóique et de la solution d'ammoniac.
 - Ecrire l'équation de la réaction qui a lieu.
 - Sans faire de calcul, peut-on prévoir si la réaction est totale ? Justifier.
- On mélange des volumes égaux de la solution de chlorure d'ammonium et de la solution d'acétate de sodium.
 - Ecrire l'équation-bilan de la réaction.
 - Sans faire de calcul, peut-on prévoir si la réaction est totale ? Justifier.

Données: $\text{pK}_A(\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,8$ et $\text{pK}_A(\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3) = 9,2$

C) Exercice : CONCENTRATION ET NATURE D'UN ACIDE INCONNU (extrait, mars 2008)

L'étiquette d'une bouteille contenant une solution S d'un acide, noté HA, s'est décollée. Il peut s'agir d'une solution d'acide hypochloreux, d'acide propanoïque, ou d'acide benzoïque. Le but de l'exercice est de déterminer la concentration et la nature de cette solution.

Données :

| Indicateurs colorés | couleur de la forme acide | zone de virage | couleur de la forme basique |
|---------------------|---------------------------|----------------|-----------------------------|
| Hélianthine | rouge | 3,1 – 4,4 | Jaune |
| Vert de bromocrésol | jaune | 3,8 – 5,4 | bleue |
| Acide | hypochloreux | propanoïque | benzoïque |
| pK _A | 7,30 | 4,87 | 4,2 |

A. Détermination de la concentration de l'acide HA présent dans la solution S

On réalise le titrage d'un volume $V_A = 20,0 \text{ mL}$ de cette solution par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_B = 0,010 \text{ mol.L}^{-1}$ en présence d'un indicateur coloré. Le virage de l'indicateur a lieu pour un volume de base versé $V_{BE} = 9,6 \text{ mL}$.

- Ecrire l'équation de la réaction de titrage.
- Quel est le rôle de l'indicateur coloré pour le titrage ?
- Exprimer la concentration molaire C_A de la solution acide à l'équivalence en fonction de C_B , V_{BE} et V_A . Calculer C_A .

B. Utilisation d'indicateurs colorés : évaluation du pH de la solution S

La couleur prise par un indicateur coloré donne une indication sur la nature acide ou basique d'une solution. Avec 2 indicateurs, et connaissant leurs zones de virage, on peut évaluer le pH d'une solution, c'est à dire un encadrement de son pH (une valeur supérieure et inférieure du pH). Pour évaluer le pH de la solution S, on en prélève deux échantillons et on y ajoute quelques gouttes d'indicateurs colorés. Les couleurs observées sont les suivantes :

| Echantillon | Indicateurs colorés | couleur |
|-------------|---------------------|---------|
| 1 | hélianthine | orangée |
| 2 | vert de bromocrésol | jaune |

- Déterminer une valeur supérieure et inférieure du pH de la solution S.
- En déduire une valeur supérieure et inférieure :
 - de la concentration en ions oxonium et en ions A^- ;
 - de la concentration effective en espèces HA ;
 - de la valeur de la constante d'acidité puis du pK_A du couple HA/A⁻.
- Le résultat obtenu pour le pK_A permet d'exclure l'un des trois acides proposés ; lequel ?