

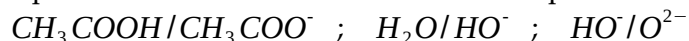
Réactions acido-basiques – Exercices – Devoirs

Exercice 1 corrigé disponible

On envisage différents couples acides-base

Ecrire l'équilibre de chacun d'entre-eux avec H_3O^+/H_2O puis donner

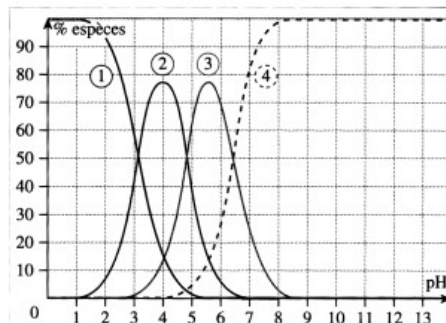
l'expression et la valeur de la constante d'équilibre



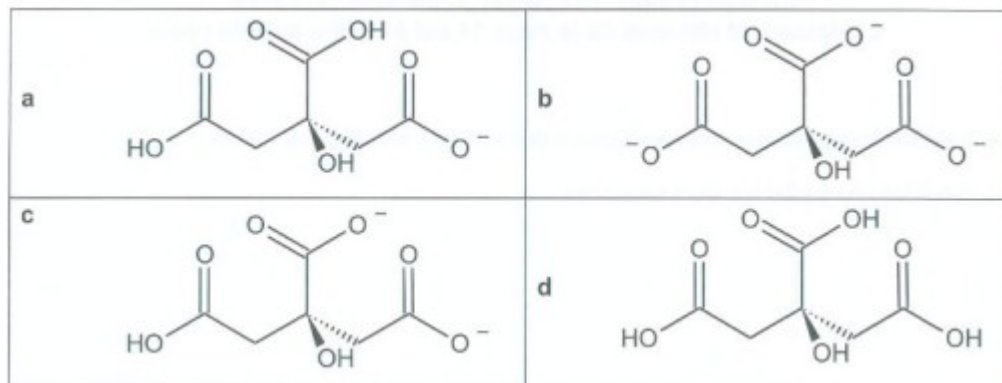
Exercice 2 corrigé disponible

L'acide citrique de formule $C_6H_8O_7$ est un triacide noté H_3A . Le document ci-dessous donne son diagramme de distribution en fonction du pH. Les courbes tracées représentent le pourcentage de chacune des espèces contenant « A » lorsque le pH varie.

1. Identifier chacune des courbes.
2. Donner les constantes pK_{A1} , pK_{A2} , pK_{A3} relatives aux trois couples mis en jeu.
3. 250,0mL de solution ont été préparés en dissolvant 1,05g d'acide citrique monohydraté $C_6H_8O_7 \cdot H_2O$.
 - a. Calculer la concentration c de la solution.
 - b. Déterminer, à partir de c et du diagramme de distribution, la composition du mélange à $pH=4,5$.



Données : représentation des différentes espèces des couples acide/base de l'acide citrique



Exercice 3 corrigé disponible

L'acide malonique ou acide propanedioïque de formule $HOOC-CH_2-COOH$ est un diacide caractérisé par ses constantes d'acidité successives $pK_{A1}=2,85$ et $pK_{A2}=5,80$. Il sera noté H_2A par la suite.

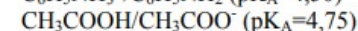
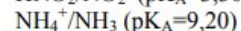
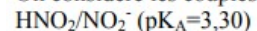
1. Ecrire les équations des réactions de H_2A et HA^- avec l'eau : en déduire l'expression de K_{A1} et K_{A2} , puis le diagramme de prédominance des espèces.
2. Déterminer l'espèce majoritaire dans les trois solutions suivantes S_1 , S_2 et S_3 caractérisées par :
 - a. $pH(S_1)=3,20$.
 - b. $[H_3O^+]_{S_2}=2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$.
 - c. $[HO^-]_{S_3}=5,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$.
 - d. Déterminer la composition, en pourcentage des concentrations, de la solution S_2 .

Exercice 4 corrigé disponible

1. Ecrire les équilibres liant les espèces de couples H_2CO_3/HCO_3^- et HCO_3^-/CO_3^{2-} .
 2. Exprimer K_{A1} et K_{A2} .
 3. L'ion HCO_3^- est un ampholyte : le vérifier.
 4. L'ion HCO_3^- apparaît dans une réaction faisant intervenir H_2CO_3 et CO_3^{2-} comme produits. Quelle est l'expression de la constante d'équilibre ? Quelle est sa valeur ?
 5. Préciser sur un axe gradué en pH les domaines de prédominance des différentes espèces.
- Données : $pK_{A1}=6,4$; $pK_{A2}=10,3$.

Exercice 5 corrigé disponible

On considère les couples :



1. Classer ces couples sur une échelle de pK_A . Quel est l'acide le plus fort ? Quelle est la base la plus forte ?
2. Ecrire les équations bilans et déterminer les constantes d'équilibre des réactions suivantes :
 - a. Acide acétique CH_3COOH avec l'aniline $C_6H_5NH_2$.
 - b. Acide nitreux HNO_2 avec l'ammoniac NH_3 .
 - c. Aniline avec l'ion ammonium.

Exercice 6 corrigé disponible

On dissout de l'acide perchlorique, $HClO_4$ dans l'eau. Il s'agit d'un acide fort dont $pK_a=-10$

1. Ecrire le couple correspondant.
2. On dissout $m=0,10g$ de cet acide dans 1L d'eau. On supposera que le volume de la solution obtenue fait $V = 1L$. Quelle est la concentration des ions oxonium $[H_3O^+]$ en fonction de la masse molaire M de cet acide ?
3. On donne $M(Cl)=35,5g/mol$. En déduire l'expression du pH.
4. Quelle est alors la concentration des ions hydroxydes $[OH^-]$?

Exercice 7 corrigé disponible

On prépare $V = 250,0 \text{ mL}$ de solution en dissolvant $n_1 = 5,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ d'acide nitreux et $n_2 = 8,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ de formiate de sodium.

On donne : $pK_{a1} = pK_a(\text{HNO}_2/\text{NO}_2^-) = 3,20$ et $pK_{a2} = pK_a(\text{HCOOH}/\text{HCOO}^-) = 3,80$

- 1) Tracer le diagramme de prédominance des espèces mises en jeu.
- 2) Écrire l'équation-bilan de la réaction prépondérante et calculer sa constante.
- 3) Faire un bilan de matière en ne considérant que cette réaction et trouver l'avancement volumique de cette réaction lorsque l'équilibre est atteint.
4. Calculer le pH de la solution à l'équilibre

Exercice 8 corrigé disponible

- 1) On dispose d'une solution $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ d'ammoniaque.
 - a. Donner le couple acide-base correspondant. Son pK_A est de 9,2.
 - b. Ecrire l'équation de dissociation correspondante. On notera α l'avancement volumique
 - c. Donner les concentrations de chaque espèce en solution en fonction de α
 - d. Calculer la concentration de NH_3 à l'équilibre.
 - e. Calculer le pH de cette solution avec l'hypothèse de faible dissociation et sans cette hypothèse.
 - f. Calculer α le coefficient de dissociation des ions ammonium NH_4^+
- 2) A 50 mL de la solution précédente, on ajoute 50 mL d'acide chlorhydrique de concentration $0,05 \text{ mol.L}^{-1}$.
 - a. Faire le bilan des espèces en solution.
 - b. Ecrire la réaction prépondérante
 - c. Calculer les concentrations en NH_3 et NH_4^+ . Calculer le pH du mélange.
 - d. Quelles propriétés possède ce mélange.

$$pK_A(\text{HCl}/\text{Cl}^-) = -3,50$$

Exercice 9 corrigé disponible

On prépare $200,0 \text{ mL}$ de solution en dissolvant $2,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ de chlorure d'anilinium ($\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+, \text{Cl}^-$) ($pK_A=4,50$) et $3,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ de borate de sodium Na^+BO_2^- ($pK_A=9,20$).

1. Tracer un diagramme de prédominance vertical des espèces acides et basiques des deux couples.
2. Ecrire l'équation de la réaction qui se produit lors du mélange des réactifs. Calculer sa constante K .
3. Déterminer la composition finale du système. En déduire une valeur approchée du pH de la solution.

Exercice 10 corrigé disponible

1) On mélange dans de l'eau pure les composés suivants : NH_3 , HCN , HF et S^{2-} .

À l'aide d'un diagramme de prédominance, écrire la réaction prépondérante.

Données : $pK_a(\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) = pK_a(\text{HCN}/\text{CN}^-) = 9,2$; $pK_a(\text{HF}/\text{F}^-) = 3,2$; $pK_a(\text{HS}^-/\text{S}^{2-}) = 12,9$.

2) En considérant le diagramme de prédominance précédent, préciser si les réactions entre les réactifs suivants sont totales ou limitées, puis vérifier la réponse en calculant les constantes d'équilibre :

a) HF et CN^- ; **b)** NH_3 et HS^- ; **c)** NH_4^+ et HS^-

Exercice 11 corrigé disponible

Etude d'une solution d'acide phosphorique

On dispose de 250 mL d'une solution aqueuse d'acide phosphorique (H_3PO_4). Le pH de cette solution vaut 3,0.

1 - Définir un acide selon la théorie de Brønsted.

2 - Écrire l'équation de la réaction de l'acide phosphorique avec l'eau. Donner l'expression de sa constante d'équilibre puis calculer sa valeur. Commenter.

3 - Écrire les équations des réactions secondaires (deuxième et troisième dissociations et autoprotolyse de l'eau). Calculer les valeurs des constantes d'équilibres correspondantes.

4 - Vérifier que la concentration apportée en acide phosphorique de cette solution est $C = 1,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

Données à 25°C :

$$pK_{a1}(\text{H}_3\text{PO}_4/\text{H}_2\text{PO}_4^-) = 2,1 \quad pK_{a2}(\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}) = 7,2 \quad pK_{a3}(\text{HPO}_4^{2-}/\text{PO}_4^{3-}) = 12,4$$

Exercice 12 corrigé disponible

Pour chacune des solutions suivantes, déterminer son pH

1. Solution d'acide chlorhydrique à $c_1 = 0,5 \text{ mol/L}$,
2. Solution de soude à $c_2 = 0,2 \text{ mol/L}$,
3. Solution d'acide fluorhydrique HF à $c_3 = 0,1 \text{ mol/L}$,
4. Solution d'hypochlorite de sodium ($\text{Na}^+, \text{ClO}^-$) à $c_4 = 1 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$.

Données : $pK_A(\text{HF}/\text{F}^-) = 3,20$ $pK_A(\text{HClO}/\text{ClO}^-) = 8,50$