

Chimie

EXERCICES : Réactions acido-basiques

Exercice 1 : réactions acide/base et couples acide/base

On donne les équations de réaction suivantes :

- $\text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{NH}_3^+ + \text{CH}_3\text{CO}_2^-$
- $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \leftrightarrow \text{AgCl}$
- $\text{HO}^- + \text{C}_4\text{H}_9\text{CO}_2\text{H} \leftrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{C}_4\text{H}_9\text{CO}_2^-$
- $\text{HO}^- + \text{HCO}_3^- \leftrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_3^{2-}$
- $\text{H}_2\text{CO}_2 + \text{CH}_3\text{OH} \leftrightarrow \text{HCO}_2\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{HCl} + \text{NH}_3 \leftrightarrow \text{Cl}^- + \text{NH}_4^+$

- Parmi les réactions ci-dessus, quelles sont celles qui sont des réactions acido-basiques ? Justifier
- Pour ces réactions, écrivez les couples acide/base mis en jeu.

Exercice 2 :

Reconnaître les acides ou les bases au sens de Brønsted présents parmi les espèces chimiques suivantes. Écrire la demi-équation permettant de le justifier.

- chlorure d'hydrogène HCl
- eau H₂O
- ions acétate CH₃CO₂⁻
- acide sulfurique H₂SO₄
- ion carbonate CO₃²⁻
- ion oxonium H₃O⁺
- acide nitrique HNO₃

Exercice 3 : Utiliser la définition du pH

- Rappeler les expressions permettant de calculer :
 - Le pH à partir de la concentration [H₃O⁺]
 - La concentration [H₃O⁺] à partir du pH.
- On dispose de quatre solutions A, B, C et D telles que :

Solution	A	B	C	D
[H ₃ O ⁺] (mol/L)	1,0.10 ⁻³		4,8.10 ⁻⁵	
pH		3,4		9,8

Recopier puis compléter le tableau ci-dessus.

- Comment varie la concentration [H₃O⁺] lorsque le pH augmente ?

Exercice 4 : Montrer qu'un acide est faible dans l'eau

L'acide ascorbique, ou vitamine C, est présent dans de nombreux fruits. Une solution aqueuse d'acide ascorbique de volume $V_a = 100$ mL est obtenue en dissolvant une masse $m_a = 0,88$ g d'acide ascorbique $C_6H_8O_6$ dans le volume d'eau nécessaire. Le pH de la solution préparée est égal à 2,7.

1. Calculer l'avancement maximal de la réaction entre l'acide ascorbique et l'eau.
2. Calculer l'avancement final de la réaction entre l'acide ascorbique dissous et l'eau.
3. En déduire que l'acide ascorbique est un acide faible dans l'eau.

Exercice 5 :

L'acide perchlorique $HClO_4$ est utilisé, entre autres, pour produire du perchlorate d'ammonium qui entre dans la composition de propergols solides, utilisés en astronautique comme carburants des fusées.

Une solution aqueuse S d'acide perchlorique, de volume $V_a = 20,0$ mL, a une concentration molaire en soluté apporté $C_a = 7,94 \cdot 10^{-3}$ mol.L⁻¹. Le pH de la solution S est égal à 2,1.

1. Calculer l'avancement final x_f de la réaction entre l'acide perchlorique et l'eau.
2. L'acide perchlorique est-il un acide faible ou un acide fort dans l'eau ?

EXERCICE 6 : Mélange d'un acide et d'une base

Un échantillon d'acide chlorhydrique S de concentration $c = 2,0 \cdot 10^{-3}$ mol.L⁻¹ est obtenu par dissolution dans l'eau du chlorure d'hydrogène gazeux HCl à 25°C.

On donne le produit ionique de l'eau : $K_e = 1,0 \cdot 10^{-14}$

1. Ecrire l'équation de la réaction de dissolution de HCl dans l'eau.
2. Lors de la réaction, le pH diminue-t-il ou augmente-t-il ?
3. A l'aide d'un tableau d'avancement, exprimer puis calculer la concentration en ions oxonium. En déduire le pH de la solution.
4. Rappeler l'expression du produit ionique de l'eau K_e . En déduire la concentration en ions hydroxyde.
5. Une solution de volume $V = 15$ mL est constituée en mélangeant $V_1 = 9,0$ mL de S et $V_2 = 6,0$ mL d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration $C = 2,0 \cdot 10^{-3}$ mol/L. Ecrire l'équation de la réaction. Sans calcul pouvez-vous dire si la réaction est totale ou partielle ?
6. A l'aide d'un tableau d'avancement, identifier le réactif en excès et déterminer sa concentration ainsi que le pH du mélange.
7. Comment évolue la température lors du mélange ?

EXERCICE 7 : Acidité et couleur

La couleur des hortensias varie avec les pigments qui les constituent. Le violet, le rose ou le bleu traduisent la présence d’anthocyanines, notées H_2A^+ , HA et A^- à cause de leurs propriétés acido-basiques. La forme HA, violette, appartient à deux couples :

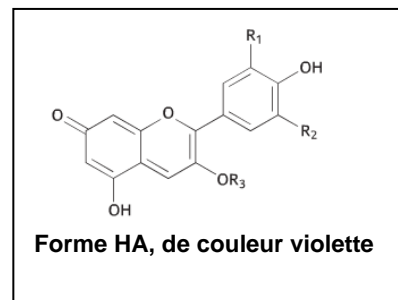


H_2A^+/HA de $pK_{a1} = 4,3$

HA/A^- de $pK_{a2} = 7,0$

Les autres formes, H_2A^+ et A^- , sont respectivement rose et bleue.

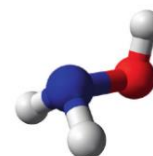
1. Parmi ces trois formes, lesquelles sont des acides au sens de Brønsted et lesquelles sont des bases ? Justifier ces réponses à l’aide des équilibres de Brønsted.
2. Ecrire l’équation de la réaction de HA en tant qu’acide avec l’eau.
3. Quelle est l’expression de la constante d’acidité correspondante ? Calculer sa valeur.



4. Le pH d’une solution contenant HA est égal à 10,0.
 A partir de l’expression du K_{a2} , exprimer puis calculer le rapport $\frac{[A^-]}{[HA]}$
5. En déduire l’espèce prédominante et la couleur de la solution.
6. Ecrire l’équation de la réaction de HA en tant que base avec l’eau.
 Quelle est l’expression de la constante d’acidité correspondante ?
 Placer sur un diagramme les domaines de prédominances des formes H_2A^+ , HA et A^- suivant les valeurs des pH.

EXERCICE 8 : Identifier une espèce prédominante

L’hydroxylamine NH_2OH est une espèce chimique dérivée de l’ammoniac. L’hydroxylamine est une base faible au sens de Brønsted : elle appartient au couple ion hydroxylammonium/hydroxylamine, $NH_3OH^+_{(aq)}/NH_2OH_{(aq)}$. Le pK_a de ce couple à 25°C est $pK_a = 6,1$. Une solution S d’hydroxylamine a un pH égal à 9,5.

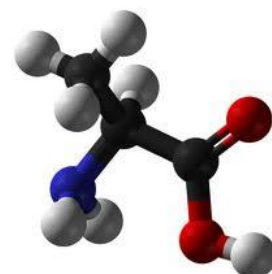


Modèle moléculaire de l’hydroxylamine

1. Ecrire l’équation de la réaction entre l’hydroxylamine et l’eau.
2. Exprimer, puis calculer la constante d’acidité K_a associée au couple $NH_3OH^+_{(aq)}/NH_2OH_{(aq)}$.
3. Identifier l’espèce prédominante dans la solution S.
4. Retrouver ce résultat en calculant le quotient $\frac{[NH_2OH]}{[NH_3OH^+]}$

EXERCICE 9 : Acide α -aminés

Le pH d’une solution d’alanine de concentration 0,10 mol/L est 6,1. Les pK_a de cet acide α -aminé, de formule $CH_3 - CH(NH_2) - COOH$ sont 2,4 et 9,9.



1. Ecrire les différentes formes acido-basiques de l’alanine.
2. Etablir le diagramme de prédominance des formes de l’alanine.
3. Vérifier que la forme sous laquelle se trouve l’alanine en solution est bien le zwitterion.
4. Faut-il ajouter un acide fort ou une base forte pour que le pH de la solution d’alanine soit égal à 9,9 ?
5. A ce pH, quelles sont les formes de l’alanine dont les concentrations sont égales ?