

Chapitre 2

Acides et bases - Activité 1

Fiches de synthèse liées à cette activité :

Fiche de synthèse du Chapitre 2

ACTIVITÉ 1 : Comment comparer le comportement des acides en solution ?

On dispose de différentes solutions aqueuses d'acide :

- Solutions d'acide chlorhydrique (HCl) à 10^{-2} mol.L⁻¹ et 10^{-3} mol.L⁻¹
- Solutions d'acide nitrique (HNO₃) à 10^{-2} mol.L⁻¹ et 10^{-3} mol.L⁻¹
- Solutions d'acide éthanoïque (CH₃CO₂H) à 10^{-2} mol.L⁻¹ et 10^{-3} mol.L⁻¹
- Solutions de chlorure d'ammonium (NH₄⁺ + Cl⁻) à 10^{-2} mol.L⁻¹ et 10^{-3} mol.L⁻¹

Données : - Les acides chlorhydriques et nitriques sont des acides forts.

- Valeurs des pKa des couples concernés à 298 K : pKa (CH₃CO₂H/ CH₃CO₂⁻) : 4,8 et pKa (NH₄⁺/ NH₃) : 9,3

Expérience 1

A l'aide d'un pH-mètre étalonné, mesurer le pH de chaque solution de concentration molaire égale à 10^{-2} mol.L⁻¹, puis calculer les concentrations en ions oxonium H₃O⁺ dans chaque solution ainsi que la valeur du coefficient de dissociation α de l'acide.

Solution	HCl	HNO ₃	CH ₃ CO ₂ H	NH ₄ Cl
pH mesuré				
[H ₃ O ⁺] _f (en mol.L ⁻¹)				
α				

A l'aide des résultats obtenus, répondre aux questions suivantes :

1. Que remarque-t-on pour les solutions d'acides chlorhydrique et nitrique ? Comment l'interpréter ?
2. Que remarque-t-on pour la solution d'acide éthanoïque et la solution de chlorure d'ammonium ? Comment l'interpréter ?
3. A l'aide des données, aurait-on pu prévoir ces résultats ?

Expérience 2

Mesurer le pH des solutions de concentration molaire égale à 10^{-3} mol.L⁻¹, puis compléter le tableau ci-dessous.

Solution	HCl	HNO ₃	CH ₃ CO ₂ H	NH ₄ Cl
pH mesuré				
[H ₃ O ⁺] _f (en mol.L ⁻¹)				
α				

4. Interpréter les résultats obtenus.
5. Proposer une conclusion à cette activité.