

RÉACTIONS DE TRANSFERT ; ACIDES ET BASES - exercices

A. EXERCICES DE BASE

I. Relations entre concentrations des espèces en solution

- On considère une solution contenant $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ d'acide éthanoïque et $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$ d'éthanoate de sodium. Ecrire les relations entre les concentrations des différentes espèces en solution.

II. Relations entre concentrations des espèces en solution

- On considère une solution à $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ d'hydrogénophosphate d'ammonium ($\text{HPO}_4^{2-} + 2 \text{ NH}_4^+$). En notant K_1 , K_2 et K_3 les constantes des acidités de l'acide phosphorique H_3PO_4 , et en notant K_4 la constante d'acidité de NH_4^+ , écrire les relations entre les concentrations des différentes espèces en solution.

- Montrer que la relation d'électroneutralité peut se déduire de la relation de transfert protonique et des conservations des différentes espèces.

- a) On suppose que les seules réactions non négligeables sont celles entre les ions issus de l'hydrogénophosphate d'ammonium. Justifier cette hypothèse.

b) Écrire ces réactions et simplifier en conséquence les relations précédentes.

B. EXERCICE D'APPROFONDISSEMENT

III. Effet d'ion commun ; exception à la loi de dilution d'Ostwald

- Les électrolytes forts sont totalement dissociés en solution ; les électrolytes faibles sont partiellement dissociés, mais leur coefficient de dissociation tend généralement vers 1 à dilution "infinie". Cette propriété générale admet toutefois des exceptions, quand la dissociation met en jeu des ions H_3O^+ ou OH^- , car ceux-ci sont également "contraints" par l'équilibre d'autoprotolyse de l'eau (effet "d'ion commun").

- On considère ainsi, par exemple, un acide faible de constante K_a en solution à la concentration C . Compte tenu de l'équilibre d'autoprotolyse, calculer la limite du coefficient de dissociation α quand $C \rightarrow 0$. En déduire que α ne tend pas vers 1 (à dilution infinie) si l'acide est "trop faible" ($\text{p}K_a > \frac{\text{p}K_e}{2}$).