Planche 1

Questions de cours

Transformations chimiques : Définir le quotient de réaction Q_r et la constante d'équilibre thermodynamique K°. Énoncer le critère d'évolution spontanée d'un système chimique en comparant Q_r et K°.
Réactions acide-base : Définir un acide et une base au sens de Brønsted. Définir la constante d'acidité K_a d'un couple acide-base. Donner les deux couples de l'eau, écrire l'équation de l'autoprotolyse de l'eau et définir le produit ionique K_e.

Exercice : Diagramme de prédominance et préparation d'une solution tampon avec l'acide phosphorique

L'acide phosphorique H_3PO_4 est un triacide de pKa égaux à 2,1, 7,2 et 12,4.

1. Écrire les trois couples acido-basiques impliqués et attribuer à chacun sa constante d'acidité.
2. Construire le diagramme de prédominance relatif aux différentes espèces issues de l'acide phosphorique. Construire le diagramme de distribution.
3. On dispose d'un flacon d'acide phosphorique concentré sur lequel on trouve les informations suivantes :
   - pourcentage massique en acide phosphorique : 85%
   - densité de la solution : $d = 1,68$
   - masse molaire : $M_{H_3PO_4} = 98,0$ g·mol^{-1}

   Montrer que la concentration en quantité de matière de l'acide phosphorique de la solution commerciale est de 14,6 mol·L^{-1}.
4. On souhaite préparer, à partir de la solution commerciale, 100 mL d'une solution d'acide phosphorique à la concentration $C_0 = 0,5$ mol·L^{-1}. Proposer un protocole pour préparer cette solution. On pourra utiliser une pipette graduée de volume adéquat.
5. On souhaite maintenant utiliser cette solution pour préparer une solution tampon de pH = 7,2. Définir une solution tampon.
6. Déterminer la masse d'hydroxyde de sodium qu'il faut ajouter au 100 mL de la solution d'acide phosphorique à 0,5 mol·L^{-1} pour obtenir une solution tampon à pH = 7,2. On supposera que la variation de volume de la solution est négligeable lors de l'ajout de l'hydroxyde de sodium solide. On donne $M_{NaOH} = 40$ g·mol^{-1}.

Planche 2

Questions de cours

Transformations chimiques : Définir l'activité chimique d'une espèce : gaz parfait, soluté en solution aqueuse diluée, solvant pur, solide pur. Comment peut-on optimiser un procédé chimique en jouant sur la valeur de K° ou sur celle de Q_r ?
Réactions acide-base : Définir les notions d'acide fort, d'acide faible, de base forte et de base faible. Construire le diagramme de prédominance des espèces conjuguées d'un couple acide faible / base faible en fonction du pH.

Exercice : Régulation du pH sanguin

Le sang est assimilé à une solution aqueuse ionique dont le pH, voisin de 7,4, est quasiment constant et ne peut subir que de très faibles variations. La régulation de ce pH vient du couple H_2CO_3/HCO_3^- dont les deux espèces sont présentes dans le sang.

Données à 37 °C, température de l'exercice :
$pK_a(H_2CO_3/HCO_3^-) = 6,1$; $pK_a(CH_3CHOHCOOH/CH_3CHOHCOO^-) = 3,9$

1. Quelle est la valeur du rapport $[HCO_3^-]/[H_2CO_3]$ dans le sang ?
2. Qu'est-ce qu'une solution tampon ? Proposer deux méthodes de fabrication d'une telle solution.

Dans certains cas, après des efforts physiques intenses, des crampes apparaissent. Il se forme alors dans les muscles de l'acide lactique ($CH_3CHOHCOOH$) qui est transféré dans le sang. L'acide lactique sera noté AH et le couple acido-basique associé AH/A^-.

3. Écrire l'équation de la réaction acido-basique qui se déroule dans le sang en présence d'acide lactique.
4. Dans le sang, avant l'effort musculaire, les concentrations des différentes espèces sont les suivantes : $[HCO_3^-] = 2,7 \cdot 10^{-2}$ mol·L^{-1} et $[H_2CO_3] = 1,4 \cdot 10^{-3}$ mol·L^{-1}. Dans un volume de 100 mL de sang apparaît alors $3,0 \cdot 10^{-4}$ mol d'acide lactique. Déterminer la composition de cet échantillon de sang après l'effort et en déduire son pH. Conclure.
5. Afin d'éviter cette variation du pH sanguin, l'hémoglobine (notée Hb), ainsi que le phénomène de respiration, interviennent pour éliminer l'excès de dioxyde de carbone dissous. Les échanges entre les gaz dissous dans le sang peuvent être modélisés par la réaction d'équation $HbO_2(aq) + CO_2(aq) = HbCO_2(aq) + O_2(aq)$. Expliquer comment la respiration permet de maintenir constante la valeur du pH sanguin.

Planche 3

Questions de cours

Transformations chimiques : Qu'est-ce que l'avancement molaire d'une réaction ? Comment construit-on un tableau d'avancement ? Définir le taux d'avancement et relier les types de réactions (quantitative, équilibrée, peu avancée) à la valeur de K°.
Réactions acide-base : À quelle condition portant sur les constantes d'acidité une réaction acido-basique est-elle thermodynamiquement favorisée ? Interpréter à l'aide d'une superposition de diagrammes de prédominance.

Exercice : Calcul de pH

1. Calculer le pH d'une solution d'acide éthanoïque à 0,2 mol·L^{-1}.
2. Calculer le pH d'une solution d'ammoniac à 0,1 mol·L^{-1}.

Données : pKa(AcOH/AcO$^-$) = 4,8 et pKa(NH_4^+/NH_3) = 9,2.

Exercice : pH et dilution

1. On considère une solution contenant de l'acide propanoïque (pKa = 4,9). Le pH de la solution est 2. Déterminer la concentration en acide et en base conjuguée.
2. On dilue la solution précédente d'un facteur 10. Déterminer le pH final.

Exercice : Ajuster un pH

1. Déterminer la quantité de soude qu'il faut ajouter à 1L de solution d'acide phosphorique à 1 mol·L1 pour obtenir une solution de pH égal à 7
2. Quelles sont les propriétés de la solution obtenue si la soude utilisée n'est pas exagérément diluée ? Les pKA successifs de H3PO4 valent 2,2 ; 7,2 et 12,3.