

## PROGRAMME DE COLLES - SEMAINE DU 9 MAI

## Questions de cours

## Réactions acido-basiques

- ⚡ Écrire la réaction de l'ammoniac  $NH_3$  avec l'eau. Exprimer sa constante d'équilibre  $K$  en fonction des concentrations puis en fonction de  $K_a$  et  $K_e$ . A partir de soude ( $NaOH$ ) solide  $m = 100$  mg, on prépare une solution de volume  $V = 100$  mL. On donne  $M(NaOH) = 40,0$  g/mol, calculer le  $pH$  de cette solution.
- ⚡ Déterminer le  $pH$  d'un mélange de  $V_1 = 100$  mL de solution d'ammoniac  $NH_3$  de concentration  $c = 1,0 \cdot 10^{-3}$  mol/L ( $pK_a(NH_4^+/NH_3) = 9,2$ ) et de  $V_2 = 50$  mL de solution d'acide formique de concentration  $c = 0,01$  mol/L ( $pK_a(HCOOH/HCOO^-) = 3,8$ ). Déterminer la concentration en soluté apporté d'une solution de  $HCOOH$  de  $pH = 3,0$ .

## Oxydoréduction

- ⚡ En utilisant la réaction  $Cu^{2+} + Zn \rightarrow Cu + Zn^{2+}$ , définir oxydant, réducteur, oxydation et réduction. Donner la demi-équation du couple  $MnO_4^-/Mn^{2+}$ , et calculer le nombre d'oxydation du manganèse dans les deux espèces. Justifier que  $MnO_4^-$  est l'oxydant. Ecrire l'équation de réaction entre  $MnO_4^-$  et  $Fe^{2+}$ .
- ⚡ En utilisant la réaction  $Cu^{2+} + Zn \rightarrow Cu + Zn^{2+}$ , définir oxydant, réducteur, oxydation et réduction. Donner la demi-équation du couple  $Cr_2O_7^{2-}/Cr^{2+}$ , et calculer le nombre d'oxydation du chrome dans les deux espèces. Justifier que  $Cr_2O_7^{2-}$  est l'oxydant. Ecrire l'équation de réaction des éthylotests entre  $Cr_2O_7^{2-}$  et  $CH_3CH_2OH$  du couple  $CH_3CO_2H/CH_3CH_2OH$ .
- ⚡ Utiliser la relation de Nernst pour calculer le potentiel d'une solution contenant  $[Cu^{2+}] = 0,1$  mol/L, on donne  $E^0(Cu^{2+}/Cu) = 0,34$  V. Décrire une pile Daniell, et dire quelle réaction se produit à chaque électrode. Expliquer comment calculer sa capacité.
- ⚡ Utiliser la relation de Nernst pour calculer le potentiel d'une solution contenant  $[Cu^{2+}] = 0,1$  mol/L, on donne  $E^0(Cu^{2+}/Cu) = 0,34$  V. Calculer la constante de la réaction entre  $Fe^{3+}$  et  $S_2O_3^{2-}$  des couples  $Fe^{3+}/Fe^{2+}$  ( $E_1^0 = 0,77$  V) et  $S_4O_6^{2-}/S_2O_3^{2-}$  ( $E_2^0 = 0,08$  V). Donner un critère arbitraire sur les potentiels standards pour avoir une réaction totale.
- ⚡ On donne  $E^0(S_4O_6^{2-}/S_2O_4^{2-}) = 0,08$  V et  $E^0(S_2O_3^{2-}/S) = 0,50$  V. Montrer que  $S_2O_3^{2-}$  se dismute et écrire l'équation bilan de dismutation. Donner la constante d'équilibre, et dire à quelle condition les ions thiosulfates  $S_2O_3^{2-}$  sont instables. Expliquer ce qu'est une médiamutation (+exemple).

## Pour la semaine suivante...

- ★ Oxydo-réduction. Thermodynamique.

## PROGRAMME DE COLLES - SEMAINE DU 9 MAI

## Questions de cours

## Réactions acido-basiques

- ⚡ Écrire la réaction de l'ammoniac  $NH_3$  avec l'eau. Exprimer sa constante d'équilibre  $K$  en fonction des concentrations puis en fonction de  $K_a$  et  $K_e$ . A partir de soude ( $NaOH$ ) solide  $m = 100$  mg, on prépare une solution de volume  $V = 100$  mL. On donne  $M(NaOH) = 40,0$  g/mol, calculer le  $pH$  de cette solution.
- ⚡ Déterminer le  $pH$  d'un mélange de  $V_1 = 100$  mL de solution d'ammoniac  $NH_3$  de concentration  $c = 1,0 \cdot 10^{-3}$  mol/L ( $pK_a(NH_4^+/NH_3) = 9,2$ ) et de  $V_2 = 50$  mL de solution d'acide formique de concentration  $c = 0,01$  mol/L ( $pK_a(HCOOH/HCOO^-) = 3,8$ ). Déterminer la concentration en soluté apporté d'une solution de  $HCOOH$  de  $pH = 3,0$ .

## Oxydoréduction

- ⚡ En utilisant la réaction  $Cu^{2+} + Zn \rightarrow Cu + Zn^{2+}$ , définir oxydant, réducteur, oxydation et réduction. Donner la demi-équation du couple  $MnO_4^-/Mn^{2+}$ , et calculer le nombre d'oxydation du manganèse dans les deux espèces. Justifier que  $MnO_4^-$  est l'oxydant. Ecrire l'équation de réaction entre  $MnO_4^-$  et  $Fe^{2+}$ .
- ⚡ En utilisant la réaction  $Cu^{2+} + Zn \rightarrow Cu + Zn^{2+}$ , définir oxydant, réducteur, oxydation et réduction. Donner la demi-équation du couple  $Cr_2O_7^{2-}/Cr^{2+}$ , et calculer le nombre d'oxydation du chrome dans les deux espèces. Justifier que  $Cr_2O_7^{2-}$  est l'oxydant. Ecrire l'équation de réaction des éthylotests entre  $Cr_2O_7^{2-}$  et  $CH_3CH_2OH$  du couple  $CH_3CO_2H/CH_3CH_2OH$ .
- ⚡ Utiliser la relation de Nernst pour calculer le potentiel d'une solution contenant  $[Cu^{2+}] = 0,1$  mol/L, on donne  $E^0(Cu^{2+}/Cu) = 0,34$  V. Décrire une pile Daniell, et dire quelle réaction se produit à chaque électrode. Expliquer comment calculer sa capacité.
- ⚡ Utiliser la relation de Nernst pour calculer le potentiel d'une solution contenant  $[Cu^{2+}] = 0,1$  mol/L, on donne  $E^0(Cu^{2+}/Cu) = 0,34$  V. Calculer la constante de la réaction entre  $Fe^{3+}$  et  $S_2O_3^{2-}$  des couples  $Fe^{3+}/Fe^{2+}$  ( $E_1^0 = 0,77$  V) et  $S_4O_6^{2-}/S_2O_3^{2-}$  ( $E_2^0 = 0,08$  V). Donner un critère arbitraire sur les potentiels standards pour avoir une réaction totale.
- ⚡ On donne  $E^0(S_4O_6^{2-}/S_2O_4^{2-}) = 0,08$  V et  $E^0(S_2O_3^{2-}/S) = 0,50$  V. Montrer que  $S_2O_3^{2-}$  se dismute et écrire l'équation bilan de dismutation. Donner la constante d'équilibre, et dire à quelle condition les ions thiosulfates  $S_2O_3^{2-}$  sont instables. Expliquer ce qu'est une médiamutation (+exemple).

## Pour la semaine suivante...

- ★ Oxydo-réduction. Thermodynamique.