EXERCICES DU CHAPITRE 2

Les transformations chimiques

Corrigés des exercices

Transformations chimiques

Exercice 13 : solutions aqueuses de phénol

Le phénol est un composé organique moléculaire de formule C_6H_6O, se présentant sous la forme d'un solide cristallin incolore.

Voici quelques données sur le phénol :
Masse molaire : M = 94,1 g.mol^{-1}
Solubilité massique dans l'eau à 25°C : s_m = 98 g.L^{-1}

1) Quelle est la concentration molaire maximale que l'on peut obtenir en dissolvant du phénol dans l'eau à 25°C ?

D'après l'énoncé, il est possible de dissoudre s_m = 98 g.L^{-1}.
Et la masse molaire du phénol est : $M_{Phénol}$ = 94,1 g.mol^{-1}.

Ainsi, la solubilité du phénol dans l'eau est égale à s = s_m/M mol.L^{-1}.

La solubilité du phénol dans l'eau à 25°C est égale à s = 98/94,1 = 1,04 mol.L^{-1}.

On prépare 100 mL d'une solution aqueuse (S1) de phénol de concentration C_1 = 0,0200 mol.L^{-1}.

On mélange un volume V_1 = 20,0 mL de la solution (S_1) avec un volume V_2 = 80,0 mL d'une solution (S_2) de soude (solution d'hydroxyde de sodium, Na^+ et HO^-) de concentration C_2 = 0,0800 mol.L^{-1}.
Il se produit une transformation chimique, modélisable par la réaction d'équation :

$$C_6H_5OH_{(aq)} + HO^-_{(aq)} = C_6H_5O^-_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

La constante d'équilibre associée à cette équation vaut $K° = 1{,}0.10^4$

2) Calculer les concentrations apportées des différentes espèces chimiques dans l'état initial (juste après le mélange des solutions, avant que la réaction chimique n'ait lieu).

Les concentrations sont avant que la réaction chimique n'ait lieu :

n_0(Phénol) = $C_1.V_1$ = 0,0200 x 20,0.10^{-3} mol = 0,0004 mol
$n_0(HO^-) = C_2.V_2$ = 0,0800 x 80,0.10^{-3} mol = 0,0064 mol

Alors :

[Phénol]$_0$ = $(C_1.V_1)/(V_1+V_2)$ = 0,0004 / 100,0.10^{-3} mol = 0,004 mol.L^{-1}
$[HO^-]_0 = (C_2.V_2)/(V_1+V_2)$ = 0,0064 / 100,0.10^{-3} mol = 0,064 mol.L^{-1}

3) Expliquer pourquoi la réaction ne peut en aucun cas être rigoureusement totale.

La réaction ne peut pas être rigoureusement totale car dans ce cas, l'un des réactifs disparaîtrait totalement, et son activité deviendrait nulle. Avant être nulle, cette activité passerait par valeur très faible, telle que quotient réactionnel serait juste égal à K°. Alors l'évolution serait stoppée, car l'équilibre serait atteint.

Ainsi, ici, il ne peut pas y avoir disparition TOTALE d'un réactif en solution, il en restera toujours « un peu », même si c'est en concentration très très faible.

4) Déterminer la composition complète de la solution à l'équilibre.

Quel sera l'état final (état d'équilibre chimique) ? Calculons l'avancement VOLUMIQUE noté x (= ξ/V) qui permet d'atteindre l'état d'équilibre chimique à la fin de l'évolution ; dressons pour cela un tableau d'avancement en concentration :

	$C_6H_5OH_{(aq)}$ +	$HO^-_{(aq)}$ =	$C_6H_5O^-_{(aq)}$ +	$H_2O_{(l)}$
à t = 0 :	**0,004**	**0,064**	**0**	**solvant**
à t = 0 :	**0,004 - x**	**0,064 - x**	**x**	**solvant**
à $t_{éq}$:	**0,004 - $x_{éq}$**	**0,064 - $x_{éq}$**	**$x_{éq}$**	**solvant**

Le réactif limitant est le phénol, et comme la constante K° a une valeur supérieure à 10^3 (même supérieure à 104), la transformation peut être considérée totale (« à l'abus de langage près de la question précédente) et nous pouvons compléter le tableau d'avancement : $x_{éq}$ = 0,004 mol.

	$C_6H_5OH_{(aq)}$ +	$HO^-_{(aq)}$ =	$C_6H_5O^-_{(aq)}$ +	$H_2O_{(l)}$
à t = 0 :	0,004	0,064	0	solvant
à t = 0 :	0,004 - x	0,064 - x	x	solvant
à $t_{éq}$:	ε	0,060	0,004	solvant

Utilisons l'expression de la constante d'équilibre :

$$K° = \frac{[C_6H_5O^-]_{éq}.c°}{[C_6H_5OH]_{éq}[HO^-]_{éq}}$$

$$K° = \frac{0,004.c°}{\varepsilon.0,060} = 1,0.10^4$$

D'où :

$\varepsilon = 6,7.10^{-6}$ mol.L^{-1}.

Nous voyons bien qu'il reste une quantité extrèmement faible d'acide benzoïque en solution.

5) Calculer le taux de transformation du réactif limitant, conclure.

Notons τ ce taux de transformation :

$$\tau = \frac{\text{quantité de matière transformée}}{\text{quantité de matière initiale}}$$

$$\tau = \frac{(0,004 - 6,7.10^{-6}).(V_1 + V_2)}{(0,004).(V_1 + V_2)}$$

$$\tau = \frac{(0,004 - 6,7.10^{-6})}{(0,004)}$$

$$\tau = 0,9983$$

Ainsi 99,83 % du phénol initialement introduit a été consommé, transformé : nous avons eu raison de considérer la réaction comme étant quasi-totale.