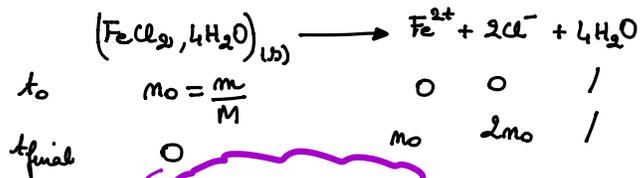


## Chimie Correction DS1

## Exercice 1 : Applications du cours

① Dissolution d'un solide

Réaction de dissolution :



il est bien précisé  
que la dissolution est  
totale

La concentration  $C$  de la solution obtenue s'écrit :

$$C = \frac{m_0}{V} = \frac{m}{M.V} \Leftrightarrow m = C.M.V$$

$$\text{AN: } m = 0,100.198,8.0,0100$$

$$m = 198,8 \text{ mg}$$

Δ bien considérer bien  
la masse molaire  
de  $(\text{FeCl}_2, 4\text{H}_2\text{O})$  !

$$\begin{aligned}
 M &= M_{\text{Fe}} + 2M_{\text{Cl}} + 8M_{\text{H}} + 4M_{\text{O}} \\
 &= 198,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}
 \end{aligned}$$

② Concentration de l'eau dans l'eau

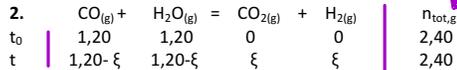
$$[\text{H}_2\text{O}] = \frac{m}{V} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}} \cdot V} = \frac{\rho_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}}$$

$$\begin{aligned}
 \text{AN: } [\text{H}_2\text{O}] &= \frac{1 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}}{18} = 55,6 \cdot 10^3 \text{ mol} \cdot \text{mL}^{-1} \\
 &= \underline{55,6 \cdot \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}}
 \end{aligned}$$

## Exercice 2 : Etude d'un équilibre homogène

1. Puisque V est constant ( $V = 20 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$ ), on exprime les pressions partielles à l'aide de la relation des GP :  $P_i \cdot V = n_i \cdot R \cdot T$ . Dans le cas présent, les RT/V se simplifient.

$$Q_r = \frac{P_{\text{CO}_2} \cdot P_{\text{H}_2}}{P_{\text{CO}} \cdot P_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{n_{\text{CO}_2} \cdot n_{\text{H}_2}}{n_{\text{CO}} \cdot n_{\text{H}_2\text{O}}}$$



*toujours faire cette colonne quand on a des gaz!*

$$Q_r = \frac{\xi^2}{(1,20 - \xi)^2}$$

3. Pour trouver  $K^{\circ}(500 \text{ K})$ , il faut trouver la valeur de  $\xi_{\text{eq}}$ .

A 500K, on sait que  $P_{\text{CO}_2, \text{eq}} = P_{\text{H}_2, \text{eq}} = 2,30 \text{ bar}$

Donc en appliquant la loi des gaz parfaits à chacun des gaz, on trouve que :

$$n_{\text{CO}_2, \text{eq}} = n_{\text{H}_2, \text{eq}} = \frac{P_{\text{CO}_2, \text{eq}} \cdot V}{RT}$$

$$\text{AN} : n_{\text{CO}_2, \text{eq}} = n_{\text{H}_2, \text{eq}} = \frac{2,30 \cdot 10^5 \cdot 20 \cdot 10^{-3}}{8,314 \cdot 500} = 1,11 \text{ mol} = \xi_{\text{eq}}$$

On remplace maintenant la valeur de  $\xi_{\text{eq}}$  dans l'expression de  $Q_{r, \text{eq}} = K^{\circ}$ .

$$K^{\circ} = \frac{\xi_{\text{eq}}^2}{(1,20 - \xi_{\text{eq}})^2} = \frac{1,11^2}{(1,20 - 1,11)^2} = 152$$

4. D'après le tableau d'avancement, quelle que soit la valeur de  $\xi_{\text{eq}}$ , la quantité totale de gaz à l'équilibre est :  $n_{\text{tot},g} = 2,40 \text{ mol}$ .

On peut retrouver la pression totale P en appliquant la loi des gaz parfaits à l'ensemble des gaz :

$$P = \frac{n_{\text{tot},g} \cdot RT}{V} = \frac{2,40 \cdot 8,314 \cdot 500}{20 \cdot 10^{-3}} = 4,9 \cdot 10^5 \text{ Pa} = 4,9 \text{ bar}$$

5.  $(n_{\text{tot},g})_{\text{eq}} = 2,40 \text{ mol}$

$$\text{Donc : } x_{\text{H}_2, \text{eq}} = x_{\text{CO}_2, \text{eq}} = n_{\text{H}_2, \text{eq}} / (n_{\text{tot},g})_{\text{eq}} = 0,46$$

$$x_{\text{CO}, \text{eq}} = x_{\text{H}_2\text{O}, \text{eq}} = n_{\text{CO}, \text{eq}} / (n_{\text{tot},g})_{\text{eq}} = 0,04$$

$$\Delta M_{\text{mél}} = \sum_i x_i M_i !$$

$$M_{\text{mélange}} = x_{\text{CO}} \cdot M_{\text{CO}} + x_{\text{H}_2\text{O}} \cdot M_{\text{H}_2\text{O}} + x_{\text{H}_2} \cdot M_{\text{H}_2} + x_{\text{CO}_2} \cdot M_{\text{CO}_2} = 23,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$d = M_{\text{mélange}} / 29 = 0,79$$

6. On utilise le même tableau d'avancement en changeant les quantités initiales. La valeur de  $K^{\circ}$  est la même : 152, puisque T ne varie pas.

$$K^{\circ} = 152 = \frac{\xi_{\text{eq}}^2}{(1,0 - \xi_{\text{eq}}) \cdot (2,0 - \xi_{\text{eq}})}$$

Après résolution de l'équation à la calculatrice, on trouve :

$$\xi_{\text{eq}} = 0,99 \text{ mol}$$

$$\text{ou } \xi_{\text{eq}} = 2,0 \text{ mol}$$

Seule la première proposition est acceptable.

Donc à l'état final :

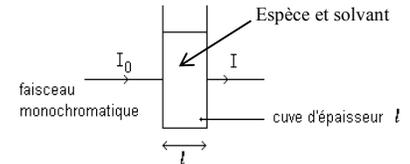
$$n(\text{CO}_2) = n(\text{H}_2) = 0,99 \text{ mol}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = n(\text{CO}) = 0,01 \text{ mol}$$

## Exercice 3 : La salive du fumeur

1. L'absorbance de la solution A à la longueur d'onde  $\lambda$  est définie par :

$$A(\lambda) = \log\left(\frac{I_0}{I}\right)$$



2. Avant de réaliser un spectre d'absorption, il faut **faire le blanc** pour retrancher à l'absorbance mesurée l'absorbance du solvant et de la cuve. Par soustraction, on obtient uniquement l'absorbance de l'espèce qui nous intéresse.
3. Le maximum d'absorption se situe à  $\lambda_{\text{max}} = 490 \text{ nm}$ . La couleur de la solution sera la **couleur complémentaire** de celle correspondant à  $\lambda_{\text{max}}$  soit la **couleur rouge orangée**.
4. On cherche à vérifier la loi de Beer Lambert  $A(\lambda) = \varepsilon(\lambda) L c$  avec :

$A(\lambda)$  absorbance de l'échantillon (sans unité)

$\varepsilon(\lambda)$  coefficient d'absorption molaire ( $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}$ )

L longueur de la cuve (cm)

c concentration de l'échantillon ( $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ )

La loi de Beer Lambert est vérifiée ici car **la courbe A = f(c) est modélisable par une droite passant par l'origine.**

5. Le coefficient directeur de la droite vaut :  $\epsilon \cdot L = 4,14 \cdot 10^3 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$   
 $\Rightarrow \epsilon_{(490 \text{ nm})} = 4,14 \cdot 10^3 \text{ cm}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$

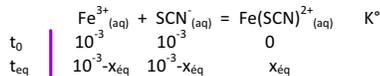
6. Concentration initiale en  $\text{Fe}^{3+}$  :  $C'_1 = C_1 \cdot V_1 / V = 1,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Concentration initiale en  $\text{SCN}^-$  :  $C'_2 = C_2 \cdot V_2 / V = 1,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

7. La mesure de l'absorbance à l'équilibre permet de déterminer la concentration en complexe à l'équilibre (on utilise la droite d'étalonnage) :

$$[\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}]_{\text{éq}} = 8,00 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Tableau d'avancement volumique (en mol/L) :



On a donc :  $[\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}]_{\text{éq}} = x_{\text{éq}} = 8,00 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$$[\text{Fe}^{3+}]_{\text{éq}} = [\text{SCN}^-]_{\text{éq}} = 1,00 \cdot 10^{-3} - x_{\text{éq}} = 9,2 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} > 0,1 \cdot C'_1$$

La réaction **n'est pas quantitative** dans ces conditions expérimentales.

8. On détermine la valeur de la constante d'équilibre  $K^\circ$  en appliquant la relation de Guldberg et Waage :

$$K^\circ = \frac{x_{\text{éq}}}{(10^{-3} - x_{\text{éq}})^2} = 94,5$$

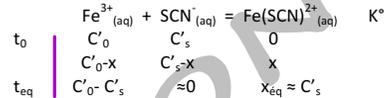
La valeur tabulée vaut  $K^\circ = 100$ . Les deux valeurs sont très proches mais la petite différence peut être due :

- probablement aux erreurs de mesure éventuelles : il faudrait calculer une incertitude associée pour conclure.
- peut-être au fait que la mesure est réalisée à une température différente de la température tabulée (la valeur  $K^\circ$  est modifiée si on modifie T).

9. On utilise la droite d'étalonnage :

$$A = 0,662 \Rightarrow [\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}] = 1,60 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

10. On effectue un tableau d'avancement volumique (en mol/L) en supposant la réaction quantitative comme le suggère l'énoncé :



$$\text{Avec : } C'_0 = \frac{C_0 \cdot V_0}{V_0 + V_s} = 0,976 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{ et } C'_s = \frac{C_s \cdot V_s}{V_0 + V_s}$$

$\Delta$  au calcul de la concentration appaît !

$$\text{On a donc : } [\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}] = x_{\text{éq}} = C'_s \text{ donc } C'_s = 1,60 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$\Rightarrow$

$$C'_s = \frac{C'_s \cdot (V_0 + V_s)}{V_s} = \frac{1,60 \cdot 10^{-4} \times 10,25 \cdot 10^{-3}}{250 \cdot 10^{-6}} = 6,56 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$C_s = 6,56 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$  : l'adolescent fume.

11. On utilise la relation de Guldberg et Waage :  $K^\circ = \frac{[\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}]_{\text{éq}}}{[\text{Fe}^{3+}]_{\text{éq}} \cdot [\text{SCN}^-]_{\text{éq}}}$

$$\Rightarrow [\text{SCN}^-]_{\text{éq}} = \frac{[\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}]_{\text{éq}}}{[\text{Fe}^{3+}]_{\text{éq}} \cdot K^\circ} = \frac{1,60 \cdot 10^{-4}}{(0,976 - 1,60 \cdot 10^{-4}) \times 100}$$

$$\Rightarrow [\text{SCN}^-]_{\text{éq}} \approx \frac{1,60 \cdot 10^{-4}}{0,976 \times 100} = 1,64 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{SCN}^-]_{\text{éq}} = 1,64 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \ll C'_s = 1,60 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La réaction est bien quantitative

## CORRECTION EXERCICE 4 : La cocotte minute

- ② D'après la relation de Duperray, ou le diagramme de chgt d'état de l'eau, la température d'ébullition de l'eau est égale à  $100^\circ\text{C}$ .
- ③ Elle se déclenche lorsque la différence de pression entre l'intérieur et l'extérieur est égale à 1 bar : elle se déclenche donc lorsque la pression dans l'enceinte est égale à 2 bar.
- ④ L'eau liquide est soumise à la pression  $P$  des deux gaz : celle de l'air et celle de l'eau. Lorsque la soupape se déclenche,  $P = 2\text{ bar}$ .  
D'après la loi de Duperray :
- $$P = P^0 \left( \frac{\theta}{100} \right)^4 \Rightarrow \theta = 119^\circ\text{C}$$

Si l'on souhaite que la pression soit plus élevée, deux problèmes se posent :

- ⊗ le premier, de sécurité : il ne faut pas que la pression soit trop forte car cela rendrait la manipulation délicate.
- ⊗ le second, d'ordre gustatif : aliments trop cuits  $\rightarrow$  pas extra! 😞

- ⑤ Lorsque la soupape se déclenche, il y a alors dans la cocotte  $n_{\text{air}}$  moles d'air qui occupent le volume disponible :  $V = 8 - 1 = 7\text{ L}$ .  
La température est connue.

Pour calculer  $n_{\text{air}}$ , utilisons l'instant initial où l'on ferme la cocotte.

$$\left. \begin{array}{l} V = 7\text{ L} \\ \theta = 20^\circ\text{C} \\ P_0 = P^0 = 1\text{ bar} \end{array} \right\} \text{ Relation des GP: } P_0 V = n_{\text{air}} \cdot R T \Rightarrow n_{\text{air}} = \frac{P_0 V}{R T}$$
$$\text{AN: } n_{\text{air}} = \frac{1 \cdot 10^5 \times 7 \cdot 10^{-3}}{8,314 \times (20 + 273,15)} = 0,29 \text{ mol}$$

A lors, quand la soupape se déclenche :  $P_{\text{air}} \cdot V = n_{\text{air}} \cdot R T \Rightarrow P_{\text{air}} = \frac{n_{\text{air}} \cdot R T}{V}$

$$\Rightarrow \text{AN: } P_{\text{air}} = \frac{0,29 \cdot 8,314 \cdot (119 + 273,15)}{7 \cdot 10^{-3}} = 1,35 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$
$$= 1,35 \text{ bar}$$