

I Cours et exercices

A Chimie chapitre 2 – Transformation et équilibre chimique

- I **Avancement d'une réaction** : présentation, avancements molaire et volumique, tableau d'avancement, coefficients stœchiométriques algébriques.
- II **États final et d'équilibre d'un système chimique** : réactions totales et limitées et exercice d'application, quantifications de l'avancement : taux de conversion, coefficient de dissociation, rendement ; quotient de réaction et exercice d'application, constante d'équilibre et exercice d'application, réactions quasi-nulles et quasi-totales.
- III **Évolution d'un système chimique** : quotient réactionnel et évolution et exercice d'application, cas des ruptures d'équilibre, résumé pratique de résolution.

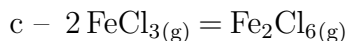
B Chimie chapitre 3 – Cinétique chimique

- I **Introduction** : réactions lentes et rapides, méthodes de suivi, exemple de suivi cinétique, facteurs cinétiques.
- II **Vitesse(s) de réaction** : hypothèses de travail, vitesse de réaction, vitesses de formation/disparition.
- III **Concentration et ordre de réaction** : ordre d'une réaction, ordre initial et courant, cas particulier des réactions simples loi de VAN'T HOFF, cas particulier dégénérescence de l'ordre et proportions stœchiométriques.
- IV **Méthodes de résolution** : temps de demi-réaction, ordres 0, 1 et 2 par rapport à un réactif : hypothèse de départ, unité de k , équation différentielle, résolution et $t_{1/2}$; résumé méthodes en pratique et résumé.
- V **Température et loi d'ARRHÉNIUS** : phénoménologie, expression de $k(T)$, exemple d'utilisation pour deux températures et pour une succession de températures
- VI **Méthodes de suivi cinétique expérimental** : dosage par titrage et trempe chimique, dosage par étalonnage : loi de BEER-LAMBERT et loi de KOHLRAUSCH.

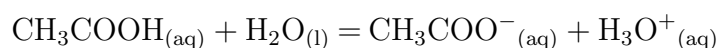
II Questions de cours possibles

A Chapitre 2

- 1) Réaction et avancement : **définir le taux de conversion, le coefficient de dissociation et le rendement** et refaire l'exemple du cours sur la combustion totale du méthane $\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ avec $n_{\text{CH}_4}^0 = 2 \text{ mol}$ et $n_{\text{O}_2}^0 = 3 \text{ mol}$.
- 2) Donner les différentes expressions de l'activité d'un constituant selon sa nature, exprimer le quotient de réaction d'une équation-bilan générale $0 = \sum_i \nu_i X_i$ ou $\alpha_1 \text{R}_1 + \alpha_2 \text{R}_2 + \dots = \beta_1 \text{P}_1 + \beta_2 \text{P}_2 + \dots$ et la constante d'équilibre associée, et exprimer Q_r pour les réactions :
 - a – $2 \text{I}^-_{(\text{aq})} + \text{S}_2\text{O}_8^{2-}_{(\text{aq})} = \text{I}_{2(\text{aq})} + 2 \text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$
 - b – $\text{Ag}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})} = \text{AgCl}_{(\text{s})}$



- 3) Soit la réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau :



de constante $K = 1,78 \times 10^{-5}$. On introduit $c = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ d'acide éthanoïque et on note V le volume de solution. **Déterminer la composition à l'état final.**

- 4) Indiquer comment prévoir le sens d'évolution d'un système. Soit la synthèse de l'ammoniac :



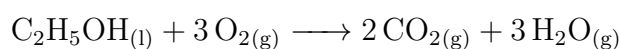
On introduit 3 mol de diazote, 5 mol de dihydrogène et 2 mol d'ammoniac sous une pression de 200 bars. **Déterminer les pressions partielles des gaz et indiquer dans quel sens se produit la réaction.**

- 5) Considérons la dissolution du chlorure de sodium, de masse molaire $M(\text{NaCl}) = 58,44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$:



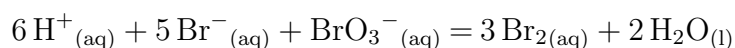
On introduit 2,0 g de sel dans 100 mL d'eau. **Déterminer l'état d'équilibre.**

- 6) Déterminer, à l'aide d'un tableau d'avancement, la **composition à l'état final** de la réaction totale de la combustion de 2,00 mol d'éthanol dans l'air. On précise que les réactifs sont introduits dans les proportions stœchiométriques, et que le dioxygène provient de l'air (20% O_2 et 80% N_2 en mole). Quelle est la **pression finale** pour $V = 1,00 \text{ m}^3$ et $T = 293 \text{ K}$, $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$?



B Chapitre 3

- 7) Définir la vitesse d'une réaction, de formation d'un produit, de disparition d'un réactif et le lien entre vitesse de réaction et variation de la concentration d'un constituant en fonction de son nombre stœchiométrique algébrique, puis exprimer v en fonction des concentrations pour la réaction



- 8) Donner la loi de vitesse d'une réaction $aA + bB = cC + dD$ admettant un ordre, la loi de vitesse de la même réaction si elle est simple, montrer l'intérêt de la dégénérescence de l'ordre et des proportions stœchiométriques.
- 9) À partir d'une loi de vitesse d'ordre **choisi par l'interrogatoire** par rapport à un unique réactif $[A]$, donner l'unité de k , démontrez l'équation différentielle vérifiée par $[A]$ et la solution associée, indiquer quelle régression linéaire pourrait permettre de vérifier cette loi et donner le temps de demi-réaction.
- 10) Énoncer la loi d'ARRHÉNIUS, indiquer une manière d'utiliser deux constantes de vitesse à deux températures différentes pour déterminer l'énergie d'activation, et une autre manière d'utiliser plusieurs constantes de vitesse à différentes températures pour déterminer l'énergie d'activation.