



La réaction chimique

Prérequis



Réaction totale, réaction équilibrée, tau d'avancement x

Lycée



Tableau d'avancement

Lycée



Concentration en quantité de matière, concentration en masse

Lycée

I Modèle de l'équation de réaction



À connaître

- Une réaction chimique se modélise par l'équation : $\alpha A_{(e.p)} + \beta B_{(e.p)} = \gamma C_{(e.p)} + \delta D_{(e.p)}$;
- l'état physique $(e.p)$ rend du caractère macroscopique de cet échange ;
- Notation générique d'une équation chimique : $\sum_i \nu_i X_{i,(e.p)}$, où X_i représentent les différentes espèces, et ν_i les coefficients stoechiométriques.
- les coefficients sont comptés positivement pour les produits, et négativement pour les réactifs.



Savoir-faire

Équilibrer une équation de réaction.

II Avancement d'une réaction chimique

II.A Tableau d'avancement



À connaître

- Avancement en quantité de matière (mol) ξ et avancement en concentration (mol L⁻¹) x
- On peut faire un avancement en concentration uniquement si :
 - ▶ le volume est constant ;
 - ▶ toutes les espèces, hormis le solvant (l'eau en général), sont dissoutes.



Savoir-faire

Compléter un tableau d'avancement à partir de l'équation de réaction et des données d'un énoncé.



Application 1 : recette de cuisine

Pour faire 12 cookies, il faut 100 g de farine, 2 œufs et 50 g de chocolat. Dans mes placards, j'ai 500 g de farine, 7 œufs et 275 g de chocolat.



① Faire un tableau d'avancement.



② Combien de cookies puis-je préparer ?

③ Que reste-t-il dans le placard.

Solution

①

② $\xi_f = 3,5$ les œufs sont limitants, soit 42 cookies

③ Il restera :

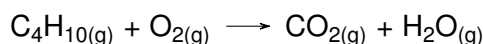
↪ œufs : 0

↪ farine : 150 g

↪ chocolat : 100 g

Application 2 : tableau d'avancement | combustion

Nous brûlons $n_0 = 1$ mol de butane dans de l'air selon la réaction suivante :



① Équilibrer l'équation de réaction.

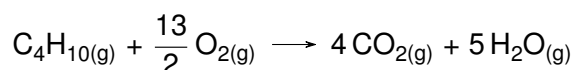
② La réaction est totale, déterminer l'avancement final.

③ En déduire les quantités de matière de toutes les espèces à l'état final.

④ Mêmes questions dans $n_1 = 4$ mol de dioxygène

Solution

①



② C_4H_{10} est le réactif limitant car dans l'air O_2 est en excès. Donc $\xi_f = 1$ mol.

③

↪ $n_f(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 0$ mol

↪ $n_f(\text{O}_2) = \text{excès}$

↪ $n_f(\text{CO}_2) = 4$ mol

↪ $n_f(\text{H}_2\text{O}) = 5$ mol

④ Si le dioxygène n'est pas en excès, il faut déterminer le réactif limitant : $\xi_f = n_0$ ou $\xi_f = 2n_1/13$. Nous gardons le plus petit des deux : $\xi_f = \frac{8}{13}$ mol.

II.B Réaction totale ou équilibrée ?

À connaître

- une réaction est totale si un des réactifs est totalement consommé à la fin de la réaction, l'avancement est alors égal à l'avancement maximal ;
- une réaction est équilibrée si aucun des réactifs n'est entièrement consommé : l'avancement final est inférieur à l'avancement maximal $\xi_f < \xi_{max}$
- définition du réactif limitant

Savoir-faire

déterminer le réactif limitant

III Caractérisation de l'avancement

III.A Quotient de réaction Q

À connaître

- À tout instant, le quotient de réaction est défini par : $Q = \frac{a(C)^\gamma a(D)^\delta}{a(A)^\alpha a(B)^\beta}$;
- les activités sont données par :
 - solide : $a(X_{(s)}) = 1$
 - solvant : $a(X_{(solvant)}) \simeq 1$
 - soluté (espèce dissoute) : $a(X_{(aq)}) = \frac{[X]}{C^\circ}$
 - gaz (espèce dissoute) : $a(X_{(g)}) = \frac{p(X)}{P^\circ}$
- formule de la concentration : $[X] = C_X = \frac{n(X)}{V_{\text{solution}}}$
- formule de la pression partielle : $p(X) = \frac{n(X)}{n_{\text{tot,g}}} P_{\text{tot}}$ et $\sum_X p(X) = 1$

Savoir-faire

Déterminer le quotient de réaction à l'état initial ou à l'état final à partir des quantités de matière, concentration ou pression fournies.

Application 3 : calcul de quotient de réaction

Pour chacune des trois réactions suivantes,

- ① équilibrer l'équation de la réaction chimique ;
- ② exprimer le quotient de réaction en fonction des quantités de matière ou des concentrations de chaque espèce.

1. $\text{N}_{2(g)} + \text{H}_{2(g)} = \text{NH}_{3(g)}$
2. $\text{CH}_3\text{COOH}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} = \text{CH}_3\text{COO}^-_{(aq)} + \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$
3. $\text{Ag}^+_{(aq)} + \text{Fe}^{2+}_{(aq)} = \text{Ag}_{(s)} + \text{Fe}^{3+}_{(aq)}$

Solution

$$Q_{r,1} = \frac{P_{\text{NH}_3}^2 P^\circ{}^2}{P_{\text{N}_2} P_{\text{H}_2}^3}$$

$$Q_{r,2} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}] C^\circ}$$

$$Q_{r,3} = \frac{[\text{Fe}^{3+}] C^\circ}{[\text{Ag}^+] [\text{Fe}^{2+}]}$$

III.B Constante d'équilibre $K^\circ(T)$

À connaître

- Définition de la constante d'équilibre $K^\circ = Q_{\text{eq}}$;
- ne dépend que de la température, pas de quantité de matière ;

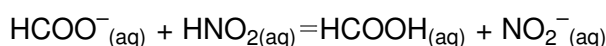
III.C Sens d'évolution du réaction

À connaître

- si $K^\circ > 1$, la réaction est favorable dans le sens direct (vers la droite) ;
- si $K^\circ < 1$, la réaction est favorable dans le sens indirect (vers la gauche) ;
- si $K^\circ > 10^4$ la réaction peut-être supposée totale (dans le sens direct) ;
- si $K^\circ \in [1, 10^4]$ la réaction est équilibrée (dans le sens direct) ;

Application 4 : constante d'équilibre

Énoncé Soit la réaction suivante :



① À l'équilibre $[\text{HCOO}^-] = [\text{HNO}_2] = 3,86 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$ et $[\text{HCOOH}] = [\text{NO}_2^-] = 6,14 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$. Déterminer la constante d'équilibre K° .

② Nous réalisons une expérience pour laquelle nous introduisons initialement :

- $\rightsquigarrow [\text{HCOO}^-] = 8,68 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$
- $\rightsquigarrow [\text{HNO}_2] = 6,80 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$
- $\rightsquigarrow [\text{HCOOH}] = 1,13 \times 10^{-1} \text{ mol L}^{-1}$
- $\rightsquigarrow [\text{NO}_2^-] = 1,32 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$

Ce système est-il à l'équilibre ? (Ne pas déterminer l'équilibre).

③ Nous réalisons une expérience pour laquelle nous introduisons initialement :

- $\rightsquigarrow [\text{HCOO}^-] = 4,03 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$
- $\rightsquigarrow [\text{HNO}_2] = 6,96 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$
- $\rightsquigarrow [\text{HCOOH}] = 2,23 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$
- $\rightsquigarrow [\text{NO}_2^-] = 1,48 \times 10^{-1} \text{ mol L}^{-1}$

Ce système est-il à l'équilibre ? (Ne pas déterminer l'équilibre).

Solution :

- ① $K^\circ = 2,53$
- ② oui, à justifier par le calcul de $Q_{\text{ini}} = K^\circ$
- ③ non, à justifier par le calcul de $Q_{\text{init}} < K^\circ$, évolution dans le sens direct.



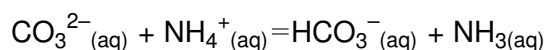
IV Méthode de détermination de l'état final d'une réaction

Savoir-faire

- déterminer l'avancement final et la composition finale du système pour une réaction quasi-totale ;
- déterminer l'avancement final et la composition finale du système pour une réaction équilibrée ;
- déterminer l'avancement final et la composition finale du système dans le cas d'une rupture d'équilibre ;

Application 5 : cas d'une réaction équilibrée

Énoncé Nous étudions la réaction acido-basique suivante :



dont la constante d'équilibre est : $K^\circ = 12,6$.

Nous introduisons initialement la même concentration en ions carbonate et ammonium $C_0 = 2,00 \text{ mol L}^{-1}$.

Déterminer les concentrations de toutes les espèces lorsque l'équilibre est atteint.

Solution

$$[\text{CO}_3^{2-}]_f = 0,44 \text{ mol L}^{-1}$$

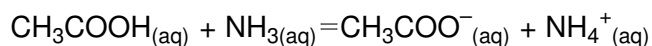
$$[\text{NH}_4^{1+}]_f = 0,44 \text{ mol L}^{-1}$$

$$[\text{HCO}_3^-]_f = 1,56 \text{ mol L}^{-1}$$

$$[\text{NH}_3]_f = 1,56 \text{ mol L}^{-1}$$

Application 6 : cas d'une réaction totale

Énoncé Nous étudions la réaction suivante :



dont la constante d'équilibre est : $K^\circ = 10^{4,4}$.

Nous introduisons initialement $C_1 = 1,5 \text{ mol L}^{-1}$ d'acide éthanoïque et $C_2 = 1,0 \text{ mol L}^{-1}$ d'ammoniac.

Déterminer les concentrations de toutes les espèces lorsque l'équilibre est atteint.

Solution

$$[\text{CH}_3\text{COOH}]_f = 0,5 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^{1-}]_f = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$$

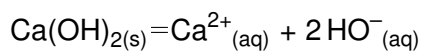
$$[\text{NH}_4^+]_f = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$$

$$[\text{NH}_3]_f = 8,0 \times 10^{-8} \text{ mol L}^{-1} \ll [\text{CH}_3\text{COOH}]_f$$

L'hypothèse de réaction quasi-totale est bien vérifiée.

Application 7 : cas d'une rupture d'équilibre

Énoncé Nous étudions la réaction suivante :



dont la constante d'équilibre est : $K^{\circ} = 10^{-5,2}$.

Nous introduisons initialement n_0 hydroxyde de calcium dans $V_0 = 100 \text{ mL}$ d'eau.

① Déterminer ξ_{eq} en fonction de K° et V_0 .

② Si $n_0 = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$, déterminer les quantités de matière de toutes les espèces à l'état d'équilibre final.

③ Si $n_0 = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$, déterminer les quantités de matière de toutes les espèces à l'état d'équilibre final.

Solution

①

$$\xi_{eq} = \sqrt[3]{\frac{K^{\circ}}{4} \frac{V_0}{C^{\circ}}}$$

A.N $\xi_{eq} = 1,16 \times 10^{-3} \text{ mol}$

② Il y a rupture d'équilibre car $\xi_{\max} < \xi_{eq}$:

$$n_{f,\text{Na(OH)}_2} = 0 \text{ mol}$$

$$n_{f,\text{Na}^{2+}} = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{f,\text{HO}^{-}} = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

③ La réaction est équilibrée car $\xi_{\max} > \xi_{eq}$:

$$n_{f,\text{Na(OH)}_2} = 3,84 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{f,\text{Na}^{2+}} = 1,16 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{f,\text{HO}^{-}} = 2,32 \times 10^{-3} \text{ mol}$$