

L'avancement d'une réaction

Objectif et intérêt de la méthode :

Découvrir la notion d'avancement d'un système chimique dans le cas d'une réaction totale puis dans le cas plus général d'un système en équilibre chimique. Cette notion permet de faire une synthèse et apporte plus de clarté à l'étude quantitative d'une réaction.



I- Un premier sujet d'exercice à résoudre:

On mélange 10,0g de propane C_3H_8 avec 40L de gaz dioxygène pris dans les conditions habituelles de température et de pression (soit $P=1\text{atm}$ et $t=20^\circ\text{C}$). Une étincelle déclenche une combustion complète de ce mélange. **On précise que la réaction est totale.**

1-Préciser la signification des termes: combustion **complète**, réaction **totale**.

2-Ecrire l'**équation bilan** équilibrée de la réaction.

3-Calculer les quantités de matière initiales des deux réactifs.

On donne:

-les masses molaires atomiques en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$: $C=12,0$; $H=1$; $O=16,0$

-le volume molaire des gaz dans les conditions habituelles $V_m=24\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$

4-Définir la grandeur avancement x de la réaction et préciser son unité.

5-Qu'appelle-t-on «réactif limitant»? Quel est le réactif limitant de cette réaction?

Justifier la réponse.

6-Construire un tableau d'avancement indiquant l'évolution du système en fonction de x entre l'état initial (avant le déclenchement de la réaction) et l'état final (état où la réaction cesse par absence de l'un des réactifs).

-Déterminer l'avancement maximum x_m correspondant à l'état final.

7-Tracer sur le même graphe l'évolution des quantités de matière de chacun des réactifs et produits en fonction de x .

II –Un deuxième exercice: une transformation chimique est-elle toujours totale?

On décide de préparer une solution aqueuse d'acide éthanoïque par dilution dans l'eau d'une petite quantité de solution commerciale stockée au laboratoire.

Sur l'étiquette de la bouteille contenant cette solution d'acide éthanoïque commerciale concentrée sont inscrits les renseignements suivants:

Acide Acétique $C_2H_4O_2$, $M = 60,05g/mol$

$CH_3COOH\% = 99,5$; $d = 1,05$

On propose de réaliser les opérations suivantes:

Dans une fiole jaugée de volume $V_0 = 500,0mL$, partiellement remplie d'eau distillée, verser avec précaution un volume $V = 1,00mL$ de la solution commerciale d'acide éthanoïque CH_3COOH . Compléter ensuite jusqu'au trait de jauge et agiter doucement. On prélève 20mL environ de la solution pour mesurer son pH. On obtient $pH = 3,00$.

Questions:

- 1-Calculer la concentration C_0 de la solution commerciale
- 2-Pourquoi faut-il remplir partiellement d'eau la fiole avant de verser l'acide ?
- 3-Ecrire l'équation de la réaction chimique qui se produit lors de la dilution dans l'eau de la solution commerciale.
- 4-Calculer l'avancement maximum x_m de la réaction.
- 5-En utilisant la valeur du pH montrer que la réaction n'est pas totale. Calculer l'avancement réel à l'état final x_F de la réaction.
- 6-Comparer les avancements maximal x_m et final x_F . En déduire le taux d'avancement final $t = x_F/x_m$. Noter les résultats de calcul dans un tableau d'avancement.



Quelques rappels avant de commencer! :

1-Sur les unités et les symboles utilisés:

La **quantité de matière** (symbole n) est en mole (abréviation de l'unité: mol)

(éviter l'appellation «nombre de moles» ce qui revient à confondre la grandeur avec son unité! On ne remplace pas en général le mot «masse» par son «nombre de grammes»!

La **masse molaire atomique** et la **masse molaire moléculaire** (symbole M) sont en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

La **concentration** d'une solution est en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

2-Sur les expressions courantes:

Expression de la quantité de matière d'un échantillon en fonction de sa masse:

$$n(\text{mol}) = \frac{m(\text{g})}{M(\text{g}\cdot\text{mol}^{-1})}$$

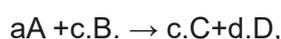
Expression de la quantité de matière d'un échantillon en fonction de son volume:

$$n(\text{mol}) = \frac{V(\text{L})}{V_m(\text{L}\cdot\text{mol}^{-1})}$$

Cette dernière expression est utilisée le plus souvent pour les gaz. Dans ce cas V_m est indépendant de la nature du gaz (en toute rigueur si on le considère «parfait»). V_m ne dépend que des conditions de température et de pression.

Mélange stœchiométrique:

Pour la réaction d'équation: :



les proportions de réactifs à l'état initial sont stœchiométriques si les quantités de A et de B respectent les relations:

$$\frac{n_A}{n_B} = \frac{a}{b} \Rightarrow \frac{n_A}{a} = \frac{n_B}{b}$$

(**a** et **b** sont appelés «coefficients stœchiométriques»)

Au contraire si le réactif A est en excès (et B est en défaut), on obtient l'inégalité:

$$\frac{n_A}{a} > \frac{n_B}{b}$$

La concentration d'une solution aqueuse:

Une solution **aqueuse** est obtenue en versant un peu de produit (soluté) soluble **dans l'eau** (solvant). Après homogénéisation on obtient une solution aqueuse de ce soluté.

La concentration est, par définition, la quantité (mol) de soluté introduite dans l'eau divisée par le volume final (L) de la solution après homogénéisation.

Si l'on mesure la masse m de soluté, la concentration dépend de la masse molaire M de ce dernier :

$$C(\text{mol.L}^{-1}) = \frac{n_{\text{soluté}}(\text{mol})}{V(\text{L})} = \frac{m_{\text{soluté}}(\text{g})}{M(\text{g mol}^{-1}) \cdot V(\text{L})}$$

La densité par rapport à l'eau d'une solution:

d est le rapport de la masse d'un certain volume de la solution sur la masse du même volume d'eau pure.

C'est aussi le rapport des masses volumiques.

$$d = \frac{m}{m'} = \frac{\frac{m}{V}}{\frac{m'}{V}} = \frac{\mu_{\text{sol}}}{\mu_{\text{eau}}}$$