PHYSIQUE-CHIMIE · PREMIÈRE / COURS

Avancement, réactif limitant et titrage

Astrolab Cours · astrolabcours.fr

01 Le problème

On mélange deux réactifs. Lequel va s'épuiser en premier ? Combien de produit va-t-on obtenir ? Et à l'inverse, en faisant réagir une solution de concentration inconnue jusqu'à épuisement, peut-on retrouver sa concentration ? Il faut un outil de comptabilité : l'**avancement**.

01 L'idée : la chaîne de sandwichs

Une cantine fabrique des sandwichs selon une recette fixe : **2 tranches de pain + 1 tranche de jambon → 1 sandwich**. En réserve : 10 tranches de pain et 7 tranches de jambon.

- Avec 10 tranches de pain, on peut faire 5 sandwichs.
- Avec 7 tranches de jambon, on pourrait en faire 7.

On s'arrête à 5 : le **pain** manque le premier. C'est le **réactif limitant**. Il reste 2 tranches de jambon : le jambon est **en excès**. Le nombre de sandwichs réalisés, c'est l'**avancement**.

Remarque que le jambon était pourtant en plus petite quantité… mais la recette en demande deux fois moins.

L'avancement et le tableau

Pour la réaction $a\,\mathrm{A} + b\,\mathrm{B} \longrightarrow c\,\mathrm{C} + d\,\mathrm{D}$, l'**avancement** x (en mol) compte le nombre de « recettes » réalisées.

État	Avancement	$n(\mathrm{A})$	$n(\mathrm{B})$	$n(\mathrm{C})$	$n(\mathrm{D})$
initial	0	n_A	n_B	0	0
en cours	x	$n_A - a\,x$	$n_B - b\,x$	$c\,x$	$d\,x$
final	x_f	$n_A - a\,x_f$	$n_B - b\,x_f$	$c\,x_f$	$d\,x_f$

Pour une transformation **totale**, l'avancement final est l'**avancement maximal** $x_{\max}$: la plus petite valeur qui annule la quantité d'un réactif.

$$x_{\max} = \min\left(\frac{n_A}{a}\,;\,\frac{n_B}{b}\right)$$

Le réactif qui donne cette plus petite valeur est le **réactif limitant**. Si $\frac{n_A}{a} = \frac{n_B}{b}$, les deux s'épuisent en même temps : le mélange est **stœchiométrique**.

Le titrage

© Astrolab Cours · astrolabcours.fr/physique/premiere/avancement-et-titrage/ · Tous droits réservés : usage personnel uniquement, republication et usage commercial interdits

Titrer une espèce, c'est déterminer sa quantité (ou sa concentration) en la faisant réagir avec une espèce de concentration **connue**, versée progressivement à la burette.

La réaction support doit être **totale**, **rapide** et **unique**.

Équivalence : les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques. Avant, le réactif titrant est limitant ; après, c'est l'espèce titrée. Pour $a\,\mathrm{A}$ (titré) $+b\,\mathrm{B}$ (titrant) :

$$\frac{n_A}{a} = \frac{n_{B,E}}{b} \quad \Longleftrightarrow \quad \frac{c_A \times V_A}{a} = \frac{c_B \times V_E}{b}$$

Repérage colorimétrique : l'équivalence se voit à un **changement de couleur**. Par exemple, dans le titrage des ions fer(II) par les ions permanganate (violets), le permanganate est décoloré tant qu'il reste des ions fer(II) ; à la première goutte en excès, la solution reste **rose-violet**. Ou on ajoute un indicateur coloré.

En pratique : un premier titrage rapide pour encadrer V_E, puis un titrage précis, goutte à goutte, près de l'équivalence.

Exemple guidé

On brûle $0{,}20\ \mathrm{mol}$ de méthane avec $0{,}30\ \mathrm{mol}$ de dioxygène : $\mathrm{CH_4} + 2\,\mathrm{O_2} \rightarrow \mathrm{CO_2} + 2\,\mathrm{H_2O}$. Quel réactif s'épuise, et que reste-t-il ?

1. **En cours de réaction**, pour un avancement x : il reste $0{,}20 - x$ de méthane et $0{,}30 - 2x$ de dioxygène. Il s'est formé x de $\mathrm{CO_2}$ et $2x$ d'eau.
2. **Si le méthane s'épuise** : $0{,}20 - x = 0$, donc $x = 0{,}20$. **Si le dioxygène s'épuise** : $0{,}30 - 2x = 0$, donc $x = 0{,}15$.
3. **On garde la plus petite valeur** : $x_{\max} = 0{,}15\ \mathrm{mol}$. Le dioxygène est le réactif limitant.
4. **L'état final** : $0{,}05\ \mathrm{mol}$ de méthane en excès, plus de dioxygène, $0{,}15\ \mathrm{mol}$ de $\mathrm{CO_2}$ et $0{,}30\ \mathrm{mol}$ d'eau.

Le réactif limitant n'est pas forcément celui qu'on a en plus petite quantité : il faut tenir compte des coefficients.

Retour au problème

Le tableau d'avancement dit qui s'épuise et combien on obtient. Pour le titrage, on s'arrête à l'**équivalence**, quand les réactifs ont été introduits dans les proportions de l'équation. Avec une réaction 1 pour 1, $10{,}0\ \mathrm{mL}$ de solution inconnue et $12{,}5\ \mathrm{mL}$ versés d'une solution à $0{,}100\ \mathrm{mol/L}$: $c = \dfrac{0{,}100 \times 12{,}5}{10{,}0} = 0{,}125\ \mathrm{mol/L}$.

Les pièges

- Réactif limitant : comparer n_A/a et n_B/b, pas n_A et n_B.
- L'avancement est en **moles**, et on lit les quantités **finales** dans la dernière ligne.
- À l'équivalence, ce sont les **quantités de matière** qui sont proportionnelles, avec les coefficients.
- Le volume dans $c_A V_A$ est celui de la **prise d'essai** titrée, pas le volume total du bécher.

© Astrolab Cours · astrolabcours.fr/physique/premiere/avancement-et-titrage/ · Tous droits réservés : usage personnel uniquement, republication et usage commercial interdits