

Equation chimique et bilans de matière

Fiche n°

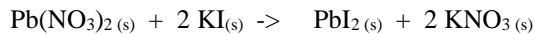
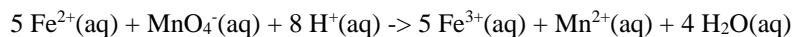
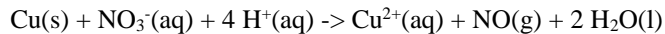
I Ecriture d'une réaction chimique

L'équation chimique correspondant à une certaine réaction chimique permet de la symboliser. Réactifs et produits sont séparés par une flèche qui signifie de part et d'autre qu'il y a :

- conservation
- conservation

Les produits et réactifs sont précisés en tant qu'espèces physicochimiques (c'est-à-dire qu'on met des indices entre parenthèses) :

Exemples : les équations suivantes sont-elles correctes ?

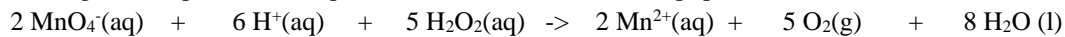


Lorsque je recherche une équation chimique, je vérifie toujours à la fin qu'elle respecte ces deux conservations avant de passer à la question d'après.

II Signification de l'équation chimique et calculs immédiats

Rappel : signification de la mole :

Que signifie l'équation chimique suivante au niveau macroscopique ?



Ainsi, si $n_{\text{MnO}_4^-, \text{réagi}}$ mol de $\text{MnO}_4^-(\text{aq})$ **ont réagi (c'est-à-dire aussi ont disparu notée $n_{\text{MnO}_4^-, \text{disparu}}$)**, quelle quantité $n_{\text{H}_2\text{O}_2}$ de $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$ **ont réagi (c'est-à-dire ont disparu)** ? (expressions littérales)

Quelle quantité $n_{\text{H}_2\text{O}, \text{apparu}}$ **est apparue** en $\text{H}_2\text{O(l)}$? (expression littérale)

Quelles sont alors les 5 égalités qu'on peut directement écrire à partir de l'équation chimique ?

$$\text{AN : } n_{\text{MnO}_4^-, \text{réagi}} = 8,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Quelle quantité des 3 réactifs et des 3 produits y a-t-il alors dans le milieu réactionnel si les quantités initiales sont notées avec l'indice i ?

$$\text{AN : } n_{\text{MnO}_4^-, i} = 3,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol et } n_{\text{H}_2\text{O}_2, i} = 4,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol, } n_{\text{Mn}^{2+}, i} = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

On peut tout réunir dans un tableau d'avancement :

Etats du système		$2 \text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 6 \text{H}^+(\text{aq}) + 5 \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 5 \text{O}_2(\text{g}) + 8 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$					
EI							
Ex :		$3,0 \cdot 10^{-2}$	$100 \cdot 10^{-2}$	$4,0 \cdot 10^{-2}$	$1,0 \cdot 10^{-2}$	0	solvant
E intermédiaire							
Ex :							
EF							
Ex							

III Un outil bien pratique : l'avancement x de la réaction

Réécrire les 5 égalités obtenues directement à partir de l'équation chimique :

Comme ces six quotients sont égaux, on peut l'appeler « x », il est le même pour les 6 espèces. On constate alors que $\frac{n_{\text{MnO}_4^- \text{réagi}}}{2} = x$ donc $n_{\text{MnO}_4^- \text{réagi}} = \dots$. Et de la même façon :

On peut donc compléter le tableau d'avancement d'une autre manière en faisant intervenir x de façon littérale.

Exemple : calculer les quantités de matières dans l'état intermédiaire n°2 quand il y a en tout $n_{\text{MnO}_4^{2-}} = 2,0 \cdot 10^{-2}$ mol de $\text{Mn}^{2+}(\text{aq})$ dans le milieu réactionnel.

Première étape : on traduit d'abord l'énoncé (le renseignement fourni) en trouvant l'avancement correspondant.

L'avancement peut être à trouver à partir de plusieurs renseignements : qté qui a réagi ou qté qui est apparue, ou qté d'une espèce qui existe à l'instant considéré ou masse d'une espèce, ou concentration d'un soluté etc. Il faut toujours revenir à la case du tableau d'avancement qui nous intéresse et donner l'expression littérale de x en fonction du renseignement fourni. ATTENTION A BIEN INTERPRETER LE RENSEIGNEMENT FOURNI !

Deuxième étape : on utilise à nouveau le tableau d'avancement, connaissant l'expression littérale de x (et éventuellement sa valeur) pour alors déterminer toutes les quantités de matière mais aussi, si on veut, les

.....

Exemple : calculer la masse de H_2O_2 dans cet état intermédiaire n°2 (rappel $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$)

IV Quand la réaction finit-elle ? Et comment faire un bilan de matière à l'état final ?

1) Critère en 1èreS et début de terminale

La transformation atteint son état final, lorsqu'au moins un des réactifs a totalement disparu c'est-à-dire quand sa quantité.....

2) Réactif limitant

Le(s) réactif(s) limitant(s) sont le(s) réactif(s) qui

Cela se traduit mathématiquement par

Les autres réactifs sont dits « ».

En considérant les quantités de réactifs mises en jeu, quel(s) est(sont) le(s) réactif(s) limitant(s) de la transformation précédente ?

Méthode : on suppose tour à tour que tel réactif est limitant. On calcule alors l'avancement maximal x_{\max} correspondant puis on choisit le x_{\max} ou x_f le plus.....

Supposons $\text{MnO}_4^-(\text{aq})$ comme réactif limitant.

Il faut faire ce travail complet à chaque fois que l'on recherche un réactif limitant ou alors former directement les quotients et regarder celui qui est le plus.....

Pourquoi doit-on choisir le x_{\max} (ou x_f) le plus faible ?

Connaissant x_{\max} (ou x_f), on peut alors calculer
..... pour l'EF.

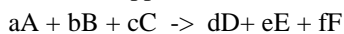
V Réactifs introduits en proportions stoechiométriques

1) Définition

Deux réactifs sont dits introduits en proportions stoechiométriques si, en considérant la transformation comme totale, lorsque l'un est limitant l'autre l'est aussi. Cela se traduit mathématiquement par

2) Propriété

Supposons ainsi la réaction symbolisée comme suit :



Les réactifs A et B sont introduits en proportions stoechiométriques ssi leurs quantités initiales vérifient :

Preuve :

3) Exemple

Dans la réaction précédente, y a-t-il des réactifs introduits en quantités stoechiométriques ?

Calculer la quantité de $\text{MnO}_4^-(\text{aq})$ à apporter initialement pour être introduit en proportions stoechiométriques avec 4.10^{-2} mol de $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$.