

Transformations chimiques

I Critères et propriétés fondamentales des transformations chimiques

1) Rappels et définitions

Système : ensemble des constituants contenus dans une enceinte.

Chaque **état du système** est défini par la donnée pour chacune de ses phases :

des qdm des espèces physicochimiques présentes,
de la pression,
de la température
du volume.

Il y a **évolution d'un système** entre l'état initial (EI) et l'état final (EF) en passant par des états intermédiaires dès qu'il y a variation ou nulle d'une, au moins, des grandeurs précédentes.

Il ya **transformation** lorsqu'une des grandeurs qui varient est une quantité de matière.

Il y a **transformation chimique** plus précisément lorsqu'il y a variation d'une quantité de matière d'une espèce chimique (à différencier d'une transformation physique où les qdm globales des espèces chimiques restent les mêmes lors des changements d'état) et non pas seulement d'espèces physicochimiques, **sans que les noyaux ne soient touchés**.

Lors d'une transformation chimique (définition scientifique d'élève de 1S avec ce qui précède),

- les espèces
s'appellent **les réactifs**.

- les espèces
s'appellent les

- les espèces
s'appellent les espèces

Attention ! Les produits de la transformation peuvent être présents dans l'état initial. Certains réactifs peuvent très bien être présents dans l'état final.

2) Propriétés fondamentales des transformations chimiques

Les noyaux sont conservés donc on ne touche ni à Z ni à A pour chaque noyau. Notamment Z n'est pas touché donc est conservé.

On dit qu'il y a conservation des lors d'une transformation chimique.

Les noyaux sont conservés donc en particulier il n'y a ni création ni disparition de protons (ni de neutrons). Les électrons sont répartis différemment mais aucun ne disparaît et aucun n'apparaît non plus. On en déduit que le nombre total de protons reste constant et le nombre total d'électrons..... Ainsi la charge
reste

On dit qu'il y a conservation de lors d'une transformation chimique.

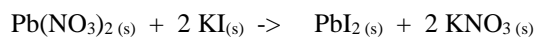
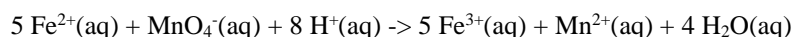
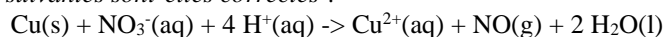
Une transformation chimique peut être modélisée par une ou plusieurs réactions chimiques qui indiquent que telle quantité de tel réactif réagit avec telle(s) quantité(s) de tel(s) réactif(s) pour donner telle(s) quantité(s) de tel(s) produit(s).

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.

Exemples : les équations suivantes sont-elles correctes ?

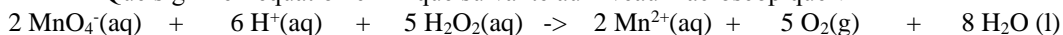


Lorsque je recherche une équation chimique, je vérifie toujours à la fin qu'elle respecte ces deux conservations avant de passer à la question d'après.

II Signification de l'équation chimique

1) Signification macroscopique des nombres stoechiométriques

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 $\text{H}_2\text{O} (\text{l})$? (expression littérale)

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

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

Quelle quantité des 3 réactifs et des 3 produits y a-t-il alors dans le milieu réactionnel à l'état intermédiaire 1 si les quantités initiales sont notées avec l'indice i (expression littérale)?

$n_{\text{MnO}_4^-, \text{i}} = \dots\dots\dots$; $\dots\dots\dots$; $\dots\dots\dots$

AN avec la même situation que précédemment et les quantités initiales suivantes :

$n_{\text{MnO}_4^-, \text{i}} = 3,0 \cdot 10^{-2}$ mol, $n_{\text{H}^+, \text{i}} = 100,0 \cdot 10^{-2}$ mol et $n_{\text{H}_2\text{O}_2, \text{i}} = 4,0 \cdot 10^{-2}$ mol, $n_{\text{Mn}^{2+}, \text{i}} = 1,0 \cdot 10^{-2}$ mol, $n_{\text{O}_2, \text{i}} = 0$ mol

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

On considère la même réaction : $2 \text{MnO}_4^- (\text{aq}) + 6 \text{H}^+ (\text{aq}) + 5 \text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Mn}^{2+} (\text{aq}) + 5 \text{O}_2 (\text{g}) + 8 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$

Si 2 mol de $\text{MnO}_4^- (\text{aq})$ ont réagi au temps t, quelle quantité de matière (càd combien de mol) de $\text{H}^+ (\text{aq})$ a disparu ? Quelle quantité de $\text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq})$ a disparu ? Quelles quantités de $\text{Mn}^{2+} (\text{aq})$, de $\text{O}_2 (\text{g})$ et de $\text{H}_2\text{O} (\text{l})$ sont apparues ?

Même question si $2 \cdot x$ mol de $\text{MnO}_4^- (\text{aq})$ ont réagi au temps t'

Quelles sont alors les quantités de matières des 6 espèces dans le milieu réactionnel au temps t', les quantités initiales étant indicées par « i » ?

Il est plus simple pour calculer d'un coup toutes les quantités de matières présentes à chaque instant de passer dans une première étape par le calcul de la grandeur « avancement » notée x dont l'unité est C'est un outil pratique que les élèves aiment bien mais dont il faut connaître la signification.

On peut en effet rassembler tous les résultats précédents dans un tableau appelé **tableau d'avancement** (savoir refaire un tableau d'avancement par cœur) :

Etats du système	Avancement x (en)	$2 \text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 6 \text{H}^+(\text{aq}) + 5 \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 5 \text{O}_2(\text{g}) + 8 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$					
EI	$x(0)$ noté x_i						
Ex :	$x(0) = \dots$	$3,0 \cdot 10^{-2}$	$100 \cdot 10^{-2}$	$4,0 \cdot 10^{-2}$	$1,0 \cdot 10^{-2}$	0	solvant
E intermédiaire	x ou $x(t)$		(1)		(2)		
Ex :							
EF	x_f ou x_{max} (même chose en lèreS)						
Ex							

Les lignes correspondant à l'exemple particulier numérique du cours ne sont pas indispensables. Mais les expressions littérales dans chaque case sont indispensables.

Dans les cases d'un tableau d'avancement apparaissent les expressions littérales des

Signification de la case notée (1) :

Signification de la case notée (2) :

La quantité d'une espèce dans le milieu réactionnel à la date t dépend donc (voir chaque case du tableau) de x , du nombre stoechiométrique et de la quantité initiale de l'espèce.

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 $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$)

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

1) Critère en lèreS

La transformation atteint son état final, en lèreS, 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 MnO_4^- (aq) comme réactif limitant.

Il faut faire ce travail complet à chaque fois que l'on recherche un réactif limitant.

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.

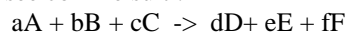
IV Réactifs introduits en proportions stoechiométriques

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 proportion stoechiométrique 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 MnO_4^- (aq) à apporter initialement pour être introduit en proportions stoechiométriques avec $2 \cdot 10^{-2}$ mol de H_2O_2 (aq).

4) TP de mise en évidence

Rédiger le TP sur une feuille séparée.

On fait réagir les ions $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$ d'une solution S_1 aqueuse de sulfate de cuivre préparée en dissolvant du sulfate de cuivre pentahydraté (cristal bleu qui a pour formule un peu compliquée $(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})_{(\text{s})}$ c'est-à-dire qu'autour d'un CuSO_4 , on trouve 5 molécules d'eau dans le cristal) dans de l'eau, avec les ions $\text{HO}^-_{(\text{aq})}$ d'une solution de soude notée S_0 . On obtient comme unique produit de la réaction le solide $\text{Cu}(\text{OH})_{2(\text{s})}$.

a) Préparation des deux solutions

i) (*) Déterminer la masse de sulfate de cuivre pentahydraté à utiliser pour préparer $V_1 = 100 \text{ mL}$ d'une solution S_1 de sulfate de cuivre de concentration $c_1 = 4,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. On vérifiera dans un premier temps que la masse molaire du solide à peser vaut $250 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et on introduira les grandeurs intermédiaires que l'on juge utiles.

ii) (*) Pourquoi la concentration effective des ions cuivre II dans S_1 est-elle égale à c_1 ? (donner l'équation de dissolution notamment). Rappeler comment on note cette concentration effective et donner sa valeur.

iii) Préparer ce volume de solution avec le matériel dans la salle.

La solution S_0 de soude est déjà prête. Sa concentration en ions $\text{HO}^-_{(\text{aq})}$ vaut $c_0 = 1,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

b) Réaction entre les ions cuivre II et les ions hydroxydes, partie théorique

On décide de faire réagir un volume $V = 8,0 \text{ mL}$ de la solution S_1 avec un volume V' variable de la solution de soude S_0 comme indiqué dans le tableau ci-dessous.

Expérience	A	B	C
Volume V de solution S_1	$V = 8,0 \text{ mL}$	$V = 8,0 \text{ mL}$	$V = 8,0 \text{ mL}$
Volume V' de solution de soude S_0	$V'_A = 3,5 \text{ mL}$	$V'_B = 6,4 \text{ mL}$	$V'_C = 10,0 \text{ mL}$

i) (*) Déterminer alors les expressions littérales des quantités initiales des deux réactifs. On pourra s'aider de dessins : **la quantité initiale de Cu^{2+} est celle dans le mélange avant réaction (quand on mélange les deux volumes) mais c'est celle aussi contenue uniquement dans le volume noté V car**

..... **Idem pour $\text{HO}^-_{(\text{aq})}$.** Calculer la quantité initiale $n_{\text{Cu}^{2+},i}$ de $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$ pour les trois expériences et celles de HO^- pour les trois expériences également notées $n_{\text{HO}^-,i,A}$, $n_{\text{HO}^-,i,B}$ et $n_{\text{HO}^-,i,C}$.

ii) (*) Donner l'équation de la réaction respectant le caractère chimique de cette réaction.

iii) (*) Etablir trois tableaux d'avancement concernant cette réaction pour chacune des expériences.

Rappel : on notera $n_{\text{HO}^-,i,A}$ la qdm de HO^- dans l'état initial pour l'expérience A etc. On fera trois lignes (EI, E intermédiaire, EF) pour chaque tableau et on donnera toutes les expressions littérales.

iv) (*) Pour les trois cas, déterminer proprement le réactif limitant et le réactif en excès si ces notions ont été vues en cours. Que peut-on dire du mélange B ?

c) Réaction, partie expérimentale

- Remplir correctement une des burettes de solution S_0 et l'autre burette de solution S_1 .
- Préparer 3 tubes à essais ou béchers marqués A, B et C
- Réaliser les trois expériences en commençant par ajouter le volume convenu de solution S_1 dans chacun des tubes ou béchers puis le volume de l'autre solution, avec les burettes
- Observer et comparer l'aspect du mélange une fois que la réaction a eu lieu entre les trois expériences.

Quelques indications :

- les ions $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$ sont mis en évidence par leur couleur bleue.

- (*) les ions $\text{HO}^-_{(\text{aq})}$ sont mis en évidence par le caractère basique de la solution ici donc un pH faible/élevé (barrer ce qui est faux).

i) Dans les trois expériences, quel ion, parmi les deux réactifs, doit-on retrouver théoriquement à l'EF d'après les tableaux d'avancement complétés ? Comment le vérifier expérimentalement ?

- Faites cette vérification, on pourra notamment attendre une décantation...

ii) Quelles quantités de matière de $\text{Cu}(\text{OH})_{2(\text{s})}$ sont attendues pour les trois EF ? A quelles masses cela correspond-il ? Comment pourrait-on le vérifier expérimentalement ?

Exercice sur les tableaux d'avancement

Aller chercher les données nécessaires (masses molaires...) dans le livre.

On reprend la réaction du II.2

1) Etablir un tableau d'avancement avec trois états intermédiaires correspondant aux temps t_1 , t_2 et t_3 en complétant avec des expressions littérales seulement et en notant $A(t_i)$ les grandeurs à t_i , etc., l'indice i pour l'état initial et l'indice f pour l'état final.

2) Les quantités de matières initiales sont celles présentes dans le tableau précédent du II.2. De plus le volume de solution noté V est égale à 500 mL. Déterminer le réactif limitant en rédigeant soigneusement.

3) Sachant que l'état intermédiaire n°1 correspond à un avancement $x_1 = x(t_1) = 5,00 \cdot 10^{-4}$ mol, calculer la quantité de matière de MnO_4^- (aq) qui a disparu, la qdm de H_2O_2 qui reste à l'état 1 et la concentration en Mn^{2+} à cet état. On utilisera des expressions littérales avant toute application numérique.

4) On indique que dans l'état n°2, il y a une concentration de MnO_4^- est égale à $[\text{MnO}_4^-](t_2) = 5,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Exprimer x_2 en fonction de $[\text{MnO}_4^-](t_2)$, de V et des quantités initiales. Ne pas faire le calculer. En déduire l'expression de la concentration en Mn^{2+} à cette même date en fonction des mêmes paramètres ; La calculer. Calculer x_2 .

5) L'état n°3 correspond au moment où $4,0 \cdot 10^{-3}$ mol de Mn^{2+} sont apparues. Déterminer x_3 . En déduire le volume de O_2 dégagé dans cet état n°3 sachant que le volume molaire vaut $V_m = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

6) La réaction est totale. Quelle est donc la valeur de x_f ? En déduire la concentration finale des différents ions en solution puis la masse totale de dioxygène dégagé.