

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 sans que ce soit un simple changement d'état, et **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.

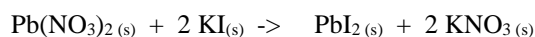
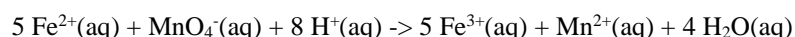
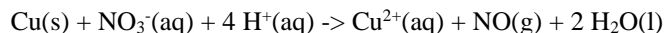
Une transformation chimique peut être modélisée par une ou plusieurs réactions chimiques qui indiquent que telle quantité de tel réactif réagit avec telle(s) quantité(s) de tel(s) réactif(s) pour donner telle(s) quantité(s) de tel(s) produit(s).

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 ?

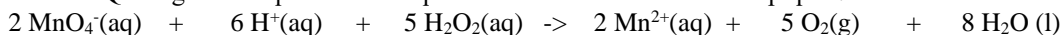


Lorsque je recherche une équation chimique, je vérifie toujours à la fin qu'elle respecte ces deux conservations avant de passer à la question d'après.

II Signification de l'équation chimique

1) Signification macroscopique des nombres stoechiométriques

Que signifie l'équation chimique suivante au niveau macroscopique ?



Si 6 mol de $\text{MnO}_4^-(\text{aq})$ ont réagi au temps t_1 , 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 ?

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

Même question, de manière générale, si $2x$ mol de $\text{MnO}_4^-(\text{aq})$ ont réagi au temps t :

On introduit alors les notations suivantes :

$n_{\text{MnO}_4^-,i}$: quantité de matière **initiale** des ions MnO_4^-

$n_{\text{MnO}_4^-,r\acute{e}agi}$ OU $n_{\text{MnO}_4^-,disparu}$: quantité de MnO_4^- qui a réagi (ou disparu, c'est la même chose) entre l'instant initial et l'instant t

$n_{\text{MnO}_4^-,t}$: quantité de matière de MnO_4^- dans le milieu réactionnel au temps t

Donner le lien entre ces trois grandeurs :

Si on note $2x = n_{\text{MnO}_4^-,r\acute{e}agi}$, donner le lien entre $n_{\text{MnO}_4^-,t}$, $n_{\text{MnO}_4^-,i}$ et x :

Faites de même pour H^+ et H_2O en utilisant x :

Dans le cas de Mn^{2+} , pourquoi ne peut-on pas introduire $n_{\text{Mn}^{2+},disparu}$?

On introduit ainsi $n_{\text{Mn}^{2+},apparu}$. Donner le lien entre $n_{\text{Mn}^{2+},i}$, $n_{\text{Mn}^{2+},apparu}$ et $n_{\text{Mn}^{2+},t}$

Puis le lien entre $n_{\text{Mn}^{2+},t}$, $n_{\text{Mn}^{2+},i}$ et x

De même pour O_2 et H_2O en utilisant x :

Il est parfois 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 mol . 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 :	$x(0) = \quad t_j \text{rs}$	$3,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$	$100 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$	$4,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$	$2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$	0 mol	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 quand il y a en tout $3,0 \cdot 10^{-2}$ mol de $Mn^{2+}(aq)$ dans le milieu réactionnel à cette date.

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

Faire ainsi un bilan de matière complet pour cet état intermédiaire.

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

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 $\text{MnO}_4^-(\text{aq})$ 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.

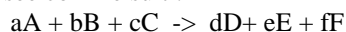
IV Réactifs introduits en proportions stoechiométriques

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 $\text{MnO}_4^-(\text{aq})$ à apporter initialement pour être introduit en proportions stoechiométriques avec $2 \cdot 10^{-2}$ mol de $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$.

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 apportée $c_1 = 4,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. 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 ?

V Synthèse chimique

1) Etapes d'une synthèse chimique

2) Rendement d'une synthèse

VI Une grande famille de réactions chimiques : les réactions d'oxydoréduction

1) Expériences

a) Arbre de Diane

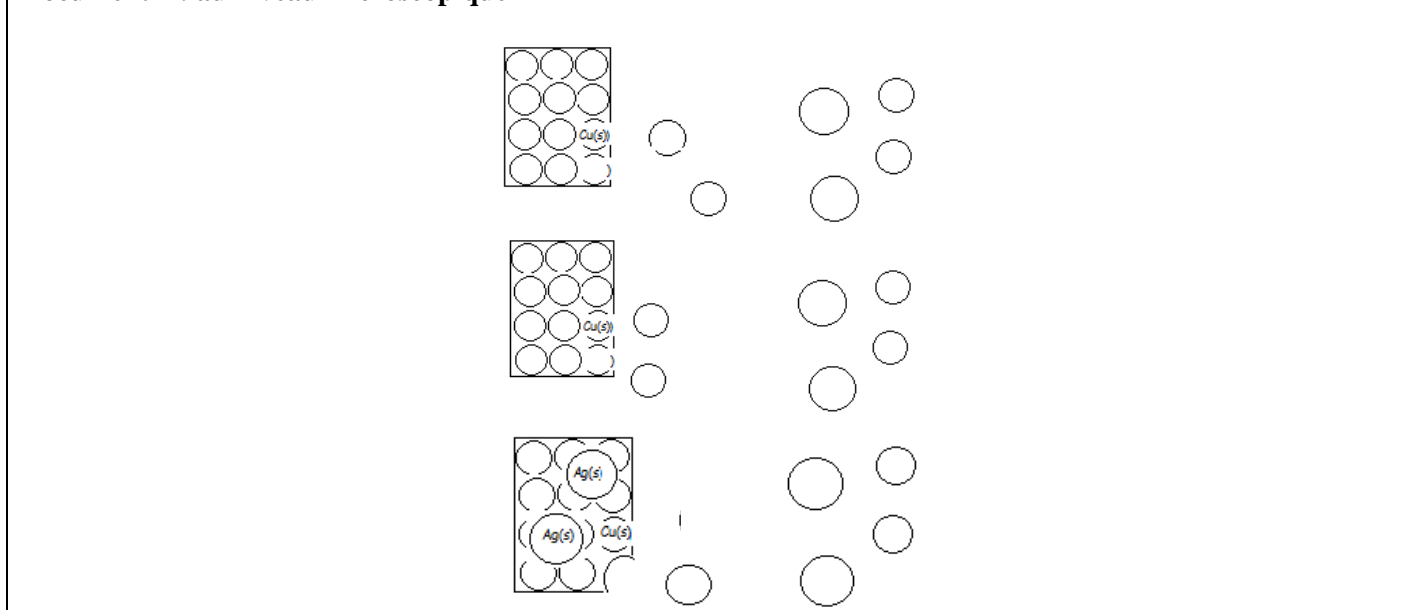
Verser environ 30 mL d'une solution de nitrate d'argent dans un erlenmeyer de 50 mL ou équivalent et y placer le bouchon en liège (ou tige en verre) sur lequel (laquelle) est attaché un tortillon de cuivre.

Rappel : les ions cuivre II $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$ sont bleus.

Document 1 : au niveau macroscopique

Description du système initial	Constitution du système final
$n_i(\text{Ag}^+_{(\text{aq})})$ $n(\text{NO}_3^-_{(\text{aq})})$ $n_i(\text{Cu}_{(\text{s})})$ solvant eau	$n_f(\text{Ag}_{(\text{s})})$ $n(\text{NO}_3^-_{(\text{aq})})$ $n_f(\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})})$ $n_f(\text{Ag}^+_{(\text{aq})})$ $n_f(\text{Cu}_{(\text{s})})$ solvant eau
T,P,V _{tot} pour chaque phase	T,P,V _{tot} pour chaque phase

Document 2 : au niveau microscopique



Que s'est-il passé pour le cuivre solide $\text{Cu}_{(\text{s})}$ initial ?

Que se passe-t-il pour les ions $\text{Ag}^+_{(\text{aq})}$ à votre avis ?

Equations symbolisant cet échange :

Compléter le schéma au niveau microscopique en faisant figurer ce qui est échangé entre les deux éléments.

b) Réaction des ions permanganate avec les ions fer II en milieu acide

Verser 10 ml de solution aqueuse de permanganate de potassium ($\text{K}^+_{(\text{aq})} + \text{MnO}_4^-_{(\text{aq})}$) à $1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ dans un bécher de 50 mL et y ajouter goutte à goutte une solution acidifiée de sulfate de fer(II) ($\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$) à $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$. Agiter.

Qu'observe-t-on ?

Données supplémentaires : les ions $\text{K}^+_{(\text{aq})}$ et $\text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$ sont spectateurs ; le milieu devient moins acide, des ions $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}$ apparaissent (mise en évidence par la soude avec un précipité rouille)

Description du système initial	Description du système final

Que s'est-il passé pour les différents réactifs ?

2) Oxydant et réducteur

Un **oxydant** est une espèce chimique capable de **capturer un ou plusieurs électrons** (on dit aussi gagner un ou plusieurs électrons). Un **réducteur** est une espèce chimique capable de **céder un ou plusieurs électrons** (on dit aussi perdre un ou plusieurs électrons)

Réécrire les équations d'échange précédentes et identifier les oxydants et les réducteurs.

On donne l'équation suivante : $2 \text{Cl}^-(\text{aq}) = \text{Cl}_2(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$

Qui est oxydant et qui est réducteur ?

3) Couple oxydant réducteur

Les équations précédemment décrites peuvent avoir lieu dans le sens de droite à gauche dans certains cas et dans le sens de gauche à droite dans d'autres cas.

Ce qu'il faut retenir est que les deux espèces susceptibles d'échanger des électrons intervenant dans chacune de ces équations forment un couple oxydant réducteur. On dit que les deux espèces sont **conjuguées** et elle possède forcément un même élément qui est donc soit sous sa forme oxydée pour l'oxydant soit sous sa forme réduite pour le réducteur. Un couple oxydant-réducteur se note conventionnellement Ox/Red (oxydant à gauche et réducteur à droite)

Donner les différents couples ox/red rencontrés depuis le début du II correctement écrits :

4) Demi-équation rédox ou électronique

Les équations précédemment écrites qui lient un oxydant avec son réducteur conjugué (et vice et vers) sont appelées demi-équations rédox ou électroniques. Les électrons n'existent pas en solution (ils sont échangés directement entre l'oxydant d'un premier couple et le réducteur d'un second couple sans « se promener » en solution), on ne met donc pas une flèche dans ces demi-équation rédox car elles ne correspondent pas à la réalité mais à un concept fictif de l'esprit. La flèche est remplacée par un signe égal « = » qui est à prendre au sens mathématique, à savoir, de part et d'autre du signe égal, il doit y avoir conservation, comme pour toute équation chimique des et de

Réécrire les demi-équations des quatre ou cinq couples précédents :

Avec l'oxydant à gauche du « = »

Avec le réducteur à droite du « = »

On pourra donc retenir, de façon très simpliste, l'équation suivante (à adapter) : $\text{Ox} + \text{ne}^- = \text{Red}$

Règles d'écriture d'une demi-équation rédox :

- Ecrire l'ébauche de la demi-équation sans les nombres stoechiométriques, avec un signe égal,
- Ajuster les nb stoechiométriques pour conserver, le cas échéant, les éléments communs à l'ox et au red autres que O et H,
- Conserver l'élément oxygène avec des molécules ,
- Conserver l'élément hydrogène avec des ions ,
- Ajuster le nb stoechiométrique des électrons e^- pour conserver la ,
- Vérifier la
- Vérifier la
- Vérifier la cohérence de l'équation (**aucune espèce commune de chaque côté de la flèche, nombres stoechiométriques entiers les plus faibles possibles**).

Ecrire la demi-équation des couples suivants : $\text{Br}_2(\text{aq}) / \text{Br}^-(\text{aq})$ puis $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) / \text{Cr}^{3+}(\text{aq})$

5) Modèle par transfert d'électrons et équation d'oxydoréduction entre deux couples

Lorsque l'on met en contact l'oxydant d'un couple et le réducteur d'un autre couple, une transformation chimique peut avoir lieu car le système contient à la fois un oxydant capable de capter un électron et un réducteur capable de céder un électron. Il y a alors **transfert direct d'électrons** entre les deux espèces chimiques.

Exemple pour l'arbre de Diane : réécrire les deux demi-équations rédox dans le sens d'évolution réelle de gauche à droite (espèce réactive à gauche et espèce produit à droite) :

Les deux demi-équations ont lieu simultanément : lorsqu'un atome de cuivre perd deux électrons, simultanément Il faut donc multiplier l'équation du couple $\text{Ag}^+(\text{aq})/\text{Ag}(\text{s})$ par

On écrit alors une seule équation appelée équation d'oxydoréduction entre les deux couples, avec une flèche, les réactifs toujours à gauche et les produits toujours à droite, de manière à ce que les électrons apparaissant fictivement dans les demi-équations rédox disparaissent dans l'équation d'oxydoréduction finale.

Un oxydant peut-il réagir avec un autre oxydant ?

Un réducteur peut-il réagir avec un autre réducteur ?

Une **réaction d'oxydoréduction** est la combinaison simultanée d'une oxydation et d'une réduction. Elle représente donc un **transfert d'électrons** entre l'oxydant ox1 d'un premier couple ox1/red1 le réducteur red2 d'un deuxième couple ox2/red2 qui réagissent ensemble pour donner red1 et ox2 .

Pour écrire l'équation d'oxydoréduction :

- On écrit les demi-équations rédox des deux couples dans le sens correspondant à la transformation.
- On les combine en les multipliant si besoin est par des nombres entiers de manière à ce que le nombre d'électrons perdus dans l'équation d'oxydation soit identique au nombre d'électrons gagnés dans l'équation de réduction. Ils disparaissent ainsi dans l'équation finale. Cette équation est écrite avec une flèche.
- On vérifie...
- On vérifie...
- On vérifie...

Ecrire l'équation d'oxydoréduction de la deuxième réaction du TP (réaction notée réaction 2)

Attention au vocabulaire et à la langue française (voie active et voie passive) !!!

Sur l'exemple ci-dessus, le réactif $\text{MnO}_4^-(\text{aq})$ est du couple Il (le commandant commande) en ou, ce qui revient au même, est (ou subit une qui est un d'électrons par définition) par en L'oxydant oxyde et est réduit.

De la même façon, le réactif $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ est du couple Il (l'instructeur instruit) en ou, ce qui revient au même, est (ou subit une qui est un d'électrons par définition) par en Le réducteur réduit et est oxydé.

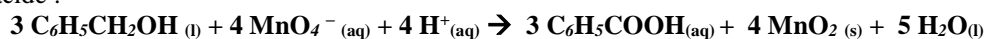
Faire le même travail entre $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq})$ et $\text{Br}^-(\text{aq})$ en donnant l'équation d'oxydoréduction et les phrases précédentes.

6) Evolution de l'acidité du milieu

Lors de la réaction 2, les ions $\text{H}^+(\text{aq})$ sont réactifs/produits (barrer) donc ils disparaissent/apparaissent(barrer). Le milieu devient alors plus acide/basique (barrer) et le pH baisse/augmente (barrer)

7) Oxydoréduction : quand les a-t-on déjà rencontrés ?

Reprendre les équations des deux TP de synthèse et montrer, sur une feuille séparée qu'il s'agit d'équations d'oxydoréduction en trouvant les couples notamment à considérer. Pour l'acide benzoïque, on prendra l'équation suivante en milieu acide :



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.

8) L'oxydoréduction en chimie organique

a) Définitions

Rappels : définitions anciennes à connaître chimie organique, molécule organique, hydrocarbures, alcanes, alcools, classe d'un alcool, fonction hydroxyle.

Oxydation ménagée des espèces organiques : une espèce organique subit une oxydation ménagée quand cette oxydation

La combustion est-elle une oxydation ménagée dans le cas général ?

b) Oxydation ménagée des alcools primaires

Un alcool primaire symbolisé schématiquement par _____ peut s'oxyder en un autre composé organique appelé aldéhyde symbolisé alors par _____

1/2 équation correspondante pour l'éthanol :
Formules développées :

Formules plus compactes usuelles :
Couple correspondant :

En regardant de plus près autour du carbone portant la fonction, on remarque que le H de cette fonction hydroxyle a disparu et un des H porté initialement par ce carbone également, et que surtout, en plus, la liaison C-O est devenue une liaison C=O

L'aldéhyde obtenu symbolisé par _____ peut à son tour être oxydé en un autre composé organique appelé acide carboxylique symbolisé alors par _____ .

1/2 équation correspondante pour l'éthanal :
Formules développées :

Formules plus compactes usuelles :
Couple correspondant :

En regardant toujours autour du même carbone, on remarque cette fois que

On peut directement écrire la demi-équation qui permet de passer de l'alcool primaire à l'acide carboxylique, exemple avec l'éthanol :

Formules développées :

Formules plus compactes usuelles :
Couple correspondant :

L'oxydation ménagée d'un alcool primaire s'arrête à l'aldéhyde si l'oxydant utilisé n'est pas trop « fort » ou/et s'il est utilisé en petite quantité (l'arrêt strict à l'aldéhyde par oxydation d'un alcool primaire est très difficile à réaliser, on s'en approche au mieux). On obtient l'acide carboxylique (après être passé furtivement par) si l'oxydant utilisé est en fort

Les oxydants utilisés usuellement sont les ions permanganates....., les ions dichromates, l'eau oxygénée Le dioxygène de l'air intervient souvent aussi.

c) Oxydation ménagée des alcools secondaires

Un alcool secondaire symbolisé schématiquement par _____ peut s'oxyder en un autre composé organique appelé cétone symbolisé alors par _____

1/2 équation correspondante avec le propan-2-ol :

Formules développées :

Formules plus compactes usuelles :

Couple correspondant :

En regardant de plus près autour du carbone portant la fonction, on remarque que le H de cette fonction hydroxyle a disparu et un des H porté initialement par ce carbone également, et que surtout la liaison C-O est devenue une liaison C=O

Peut-on envisager une oxydation ultérieure en acide carboxylique ?

d) Oxydation ménagée des alcools tertiaires

e) Groupements (ou groupes) caractéristiques

Classe fonctionnelle	Groupement caractéristique	remarques
alcool		
aldéhyde		
cétone		
Acide carboxylique		

f) Nomenclature

Le nom d'un **aldéhyde** est identique à celui de l'alcool dont il est issu en remplaçant la désinence « ol » par la désinence « ». On oublie la place de la fonction aldéhyde car elle est forcément

Le nom d'une **cétone** est identique à celui de l'alcool dont elle est issue en remplaçant la désinence « ol » par la désinence « ».

Le nom d'un acide **carboxylique** est identique à celui de l'alcool (ou de l'aldéhyde) dont il est issu en ajoutant le mot « acide » devant et en utilisant la désinence « ».

Alcool de départ : formule topologique, formule brute, nom et classe	Espèce résultante d'une première oxydation ménagée « douce » : formule topologique, formule brute et nom	Espèce résultante d'une deuxième oxydation ménagée : formule topologique, formule brute et nom
