

Transformation chimique d'un système (10h)

I- Modélisation d'une transformation chimique

1. Système chimique :

<p>a. Activité :</p> <p>On considère l'expérience suivante :</p> <div style="text-align: center;"> </div> <p>Solide(S), liquide (l), gazeuse (z) et aqueuse (aq),</p>	<p>b. Remarque : On remarque que la réaction des ions d'argent Ag^+ avec le métal de Zinc Zn donne un dépôt du métal d'argent Ag et des ions du Zinc Zn^{2+}. Donc on peut schématiser cette activité comme suivant :</p> <div style="text-align: center; border: 1px solid black; padding: 10px; margin: 10px auto; width: fit-content;"> <table style="border-collapse: collapse;"> <tr> <td style="border: 1px solid red; padding: 5px; width: 50%;"> Etat initial (E.I) $Zn(s)$ $Ag^+(aq)$ $NO_3^-(aq)$ $T_i=25^\circ C$ $P_i=1bar$ </td> <td style="text-align: center; padding: 5px; width: 10%;"> $\xrightarrow{\text{Transformation Chimique}}$ </td> <td style="border: 1px solid red; padding: 5px; width: 50%;"> Etat final (E.F) $Zn(s)$ $Ag(s)$ $Zn^{2+}(aq)$ $NO_3^-(aq)$ $T_f=25^\circ C$ $P_f=1bar$ </td> </tr> </table> </div>	Etat initial (E.I) $Zn(s)$ $Ag^+(aq)$ $NO_3^-(aq)$ $T_i=25^\circ C$ $P_i=1bar$	$\xrightarrow{\text{Transformation Chimique}}$	Etat final (E.F) $Zn(s)$ $Ag(s)$ $Zn^{2+}(aq)$ $NO_3^-(aq)$ $T_f=25^\circ C$ $P_f=1bar$
Etat initial (E.I) $Zn(s)$ $Ag^+(aq)$ $NO_3^-(aq)$ $T_i=25^\circ C$ $P_i=1bar$	$\xrightarrow{\text{Transformation Chimique}}$	Etat final (E.F) $Zn(s)$ $Ag(s)$ $Zn^{2+}(aq)$ $NO_3^-(aq)$ $T_f=25^\circ C$ $P_f=1bar$		

2. Réaction chimique :

- Une réaction chimique est une modélisation de la transformation chimique subie par un système chimique,
- Elle sera donc modélisée par une équation chimique équilibrée de la forme : $aA + bB \rightarrow cC + dD$ telle que :
- A et B : sont des réactifs ; C et D : sont des produits ; a, b, c et d sont des coefficients stœchiométriques.

Application 1 : Equilibrer les équations chimiques suivantes, et identifier les réactifs et les produits :



II- Bilan de la matière de la réaction chimique :

1. Tableau d'avancement :

a- Activité :

- La réaction de 20mol de $N_{2(g)}$ avec 30mol de $H_{2(g)}$ conduit vers la formation du $NH_{3(g)}$,
- On modélise cette réaction par l'équation chimique suivante : $1 N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \square 2NH_{3(g)}$

b- Remarques :

Disparition de :	Quantité restant de $N_{2(g)}$	Quantité restant de $H_{2(g)}$	Quantité formée de $NH_{3(g)}$
1mol de $N_{2(g)}$	20-1×1	30-3×1	2×1
2mol de $N_{2(g)}$	20-1×2	30-3×2	2×2
3mol de $N_{2(g)}$	20-1×3	30-3×3	2×3
xmol de $N_{2(g)}$	20-1×x	30-3×x	2×x

• L'état final :

La transformation chimique arrive à son état final dès que l'un des réactifs (**réactif limitant**) se disparaît totalement. Dans ce cas, x prend une valeur maximale, notée x_{max} .

c- Conclusion :

Pour simplifier les choses, on va organiser ces étapes dans un tableau, appelé tableau d'avancement :

Equation chimique		$1 N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \square 2NH_{3(g)}$		
Etat du système	avancement	Quantités de matière (en mol)		
Etat initial	0	20	30	0
Etat intermédiaire	X	20-1×x	30-3×x	2×x
Etat final	x_{max}	20-1× x_{max}	30-3× x_{max}	2× x_{max}

2. Avancement :

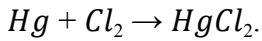
L'avancement x s'exprime en mol, il permet de déterminer les quantités de réactifs transformées et les quantités de produits formées, Il vaut $x = 0mol$ à l'état initial et atteint sa valeur maximale à l'état final.

3. Le réactif limitant :

Dans l'état final, au moins un des réactifs a disparu : sa quantité de matière à cette état est nulle, ce réactif est appelé réactif limitant, et les autres réactifs, dont les quantités de matière n'est pas nulles, sont dits en excès,

Application 2 :

On considère l'équation chimique suivante décrivant une réaction possible entre le mercure et le dichlore :



On réalise la transformation chimique associée à cette équation à partir d'un système composé à l'état initial de 1 mol de Hg et de 1,5 mol de Cl₂ :

- 1- Réaliser un tableau présentant un bilan de matière,
- 2- Faire un bilan de matière lorsque l'avancement est égal à 0,5 mol,
- 3- Déterminer le réactif limitant en calculant l'avancement maximal x_{\max} ,
- 4- Faire un bilan de matière à l'état final,
- 5- Calculer, m, la masse du produit HgCl₂ formé à l'état final,

On donne : M(Cl)=35,5g/mol et M(Hg)=200,6g/mol.

Application 3 :

Dans un tube à essai, on introduit 1,0mL d'une solution de sulfate de Cuivre, contenant les ions sulfate

SO_4^{2-} et les ions Cuivre Cu^{2+} de concentration $C_1 = 0,1 \text{ mol/l}$. A cette solution, on ajoute 2,0mL d'une

solution d'hydroxyde de sodium contenant les ions hydroxyde HO^- et les ions sodium Na^+ de concentration molaire $C_2 = 0,01 \text{ mol/l}$. Il se forme alors un précipité d'hydroxyde de Cuivre de formule $Cu(OH)_{2(s)}$. Sachant

que l'équation chimique modélisant la réaction est : $Cu^{2+}_{(aq)} + 2HO^-_{(aq)} \rightarrow Cu(OH)_{2(s)}$

- 1- Identifier le(s) ions inactifs, puis identifier les réactifs et les produits,
- 2- Calculer les quantités de matière initiales des réactifs,
- 3- Construire le tableau d'avancement de la transformation,
- 4- Calculer l'avancement maximal de la réaction en déduire le réactif limitant,
- 5- Faire le bilan de matière à l'état final.