AlloSchool

Physique et Chimie : 1ère Année Bac

Séance 8 (Suivi d'une transformation chimique)

Professeur : Mr EL GOUFIFA Jihad

Sommaire

I- Transformation chimique et réaction chimique

1-1/ Système chimique

1-2/ Transformation chimique

1-3/ Réaction chimique

II- Évolution des quantités de matière au cours d'une transformation chimique

2-1/ Avancement d'une réaction chimique

2-2/ Tableau d'avancement

2-3/ Avancement maximal et réactif limitant

2-4/ Quantités de matière en fonction de l'avancement

2-5/ Bilan de matière à l'état final

2-6/ Mélange stœchiométrique

III- Détermination de la pression d'un gaz résultant d'une réaction chimique

3-1/ Activité expérimentale

3-2/ Prévoir l'état final

IV- Exercices

4-1/ Exercice 1

4-2/ Exercice 2

4-3/ Exercice 3

4-4/ Exercice 4

I- Transformation chimique et réaction chimique

1-1/ Système chimique

Un système chimique est un ensemble d'espèces chimiques susceptibles de réagir entre elles.

Son état sera décrit en précisant :

- La nature et la quantité de matière des espèces chimiques présentes ;
- L'état physique : solide (s), liquide (l), gazeux (g), en solution aqueuse (aq)
- La température T et la pression P du système

Un système chimique peut évoluer et subir une transformation chimique qui modifie son état.

1-2/ Transformation chimique

Un système chimique subit une transformation chimique, la nature et la quantité de matière des espèces chimiques sont différentes à l'état initial et à l'état final.

Les espèces introduites sont appelées « réactifs », et les espèces obtenues après la transformation à l'état final sont appelées « produits ».

Exemple

On verse quelques gouttes de solution de nitrate d'argent dans l'acide chlorhydrique.



1-3/ Réaction chimique

La réaction chimique rend compte, à l'échelle macroscopique de l'évolution d'un système subissant une transformation.

- On représente la réaction chimique par une équation.
- On note à gauche la formule des réactifs et à droite la formule des produits.
- Entre les réactifs et les produits, une flèche indique le sens d'évolution du système.

$$\text{Réactifs} \rightarrow \text{Produits}$$

Exemple : $Ag^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)} \rightarrow AgCl_{(s)}$

Au cours d'une transformation chimique il y a conservation :

- des éléments chimiques : les éléments présents dans les réactifs et les produits sont les mêmes.
- de la masse des réactifs est égale à la masse des produits.
- de la charge électrique : la somme des charges des réactifs est égale à la somme des charges des produits.

Il faut ajuster les nombres stœchiométriques pour respecter les lois de conservations.

II- Évolution des quantités de matière au cours d'une transformation chimique

2-1/ Avancement d'une réaction chimique

L'avancement x d'une transformation chimique est une grandeur exprimée en mole qui permet de décrire l'état du système au cours de la transformation.

Il permet d'exprimer les quantités de matière de réactifs et de produits présents dans le système chimique à chaque instant.

L'avancement x est une quantité de matière. Elle s'exprime en mol :

- Dans l'état initial : $x = 0$
- Au cours de la transformation : $0 \leq x \leq x_{max}$
- À l'état final : $x = x_{max}$

Exemple : $Cu_{(s)} + 2Ag^{+}_{(aq)} \rightarrow Cu^{2+}_{(aq)} + 2Ag_{(s)}$

Au cours de la transformation, elle consomme $x\ mol$ de $Cu_{(s)}$ et $2x\ mol$ de $Ag^{+}_{(aq)}$, et elle forme $x\ mol$ de $Cu^{2+}_{(aq)}$ et $2x\ mol$ de $Ag_{(s)}$.

2-2/ Tableau d'avancement

Pour suivre l'évolution de la quantité de matière des réactifs et des produits au cours d'une transformation chimique, on construit un tableau descriptif utilisant l'avancement :

Dans un tableau d'avancement donné on doit écrire l'équation de la réaction équilibrée, puis on trace le tableau de la manière suivante :

L'équation de la réaction	αA	+	βB	→	γC	+	δD
L'état du système	L'avancement de la réaction	La quantité de matière en (mol)					
Etat initial	0	$n_i(A)$		$n_i(B)$	0		0
En cours	x	$n_i(A) - \alpha x$		$n_i(B) - \beta x$	γx		δx
Etat final	x_{max}	$n_i(A) - \alpha x_{max}$		$n_i(B) - \beta x_{max}$	γx_{max}		δx_{max}

L'équation de la réaction	$Cu_{(s)}$	+	$2\,Ag^{+}_{(aq)}$	→	$Cu^{2+}_{(aq)}$	+	$2\,Ag_{(s)}$
L'état du système	L'avancement de la réaction	La quantité de matière en (mol)					
Etat initial	0	$n_i(A) = 2$		$n_i(B) = 2$	0		0
En cours	x	$2 - x$		$2 - 2.x$	x		$2.x$
Etat final	x_{max}	$2 - x_{max}$		$2 - 2.x_{max}$	x_{max}		$2.x_{max}$

2-3/ Avancement maximal et réactif limitant

L'état final d'un système chimique en évolution est atteint, lorsque la quantité de matière d'au moins un des réactifs devient nulle.

Le réactif qui disparaît (sa quantité de matière s'annule) est appelé réactif limitant.

L'avancement maximal x_{max} est l'avancement de la réaction qui correspond à la disparition totale du réactif limitant.

Il se peut que lorsque la réaction s'arrête, tous les réactifs soient entièrement consommés. On dit qu'initialement, les réactifs étaient dans les proportions stœchiométriques.

L'équation de la réaction	$Cu_{(s)}$	+	$2\,Ag^{+}_{(aq)}$	→	$Cu^{2+}_{(aq)}$	+	$2\,Ag_{(s)}$
L'état du système	L'avancement de la réaction	La quantité de matière en (mol)					
Etat initial	0	$n_i(A) = 2$		$n_i(B) = 2$	0		0
En cours	x	$2 - x$		$2 - 2.x$	x		$2.x$
Etat final	x_{max}	$2 - x_{max}$		$2 - 2.x_{max}$	x_{max}		$2.x_{max}$

Si $Cu_{(s)}$ est le réactif limitant, alors $n_f\left(Cu_{(s)}\right) = 2 - x_{max}\left(Cu_{(s)}\right) = 0$, d'où $x_{max}\left(Cu_{(s)}\right) = 2mol.$

Si $Ag^+_{(aq)}$ est le réactif limitant, alors $n_f\left(Ag^+_{(aq)}\right) = 2 - 2x_{max}\left(Ag^+_{(aq)}\right) = 0$, d'où $x_{max}\left(Ag^+_{(aq)}\right) = 1mol.$

Puisque $x_{max}\left(Ag^+_{(aq)}\right) < x_{max}\left(Cu_{(s)}\right)$, alors le réactif limitant est $Ag^+_{(aq)}$ et l'avancement maximal est $x_{max} = 1mol.$

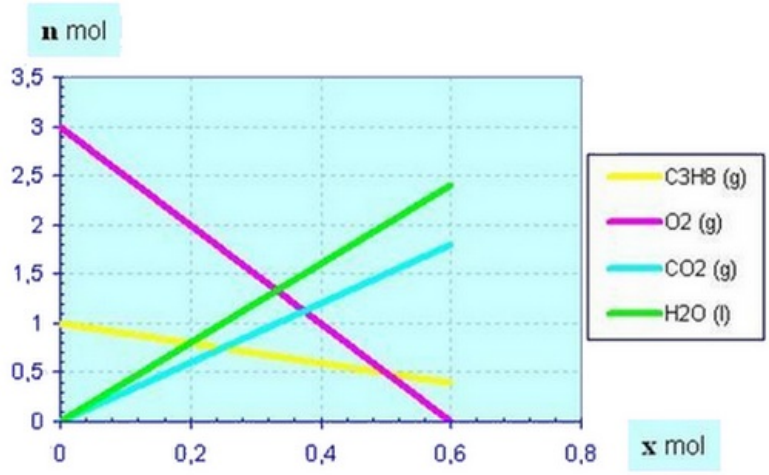
2-4/ Quantités de matière en fonction de l'avancement

On peut déterminer x_{max} en traçant les droites représentant les variations des quantités de matière des réactifs en fonction de l'avancement x de la réaction.

Exemple : $C_3H_{8(g)} + 5O_{2(g)} \rightarrow 3CO_{2(g)} + 4H_2O_{(l)}$

On a : $n\left(C_3H_{8(g)}\right) = 1 - x$ et $n\left(O_{2(g)}\right) = 3 - 5x$

Les deux droites coupent l'axe horizontal et x_{max} est égal à la plus petite abscisse des deux points d'intersection.



2-5/ Bilan de matière à l'état final

L'état final d'un système chimique en évolution est atteint lorsque la quantité de matière d'un des réactifs est nulle, celle du réactif limitant.

Exemple : $Cu_{(s)} + 2Ag^+_{(aq)} \rightarrow Cu^{2+}_{(aq)} + 2Ag_{(s)}$

L'équation de la réaction		$Cu_{(s)}$	+ 2 $Ag^+_{(aq)}$	→ $Cu^{2+}_{(aq)}$	+ 2 $Ag_{(s)}$
bilan de la matière	$x_{max} = 1$ mol	1 mol	0 mol	1 mol	2 mol

2-6/ Mélange stœchiométrique

Un mélange est stœchiométrique si les quantités de matière initiales sont proportionnelles aux coefficients stœchiométriques de l'équation chimique.

Dans l'état final les réactifs disparaissent complètement.

Pour la réaction suivante $\alpha A + \beta B \rightarrow \gamma C + \delta D$, le mélange est stœchiométrique si la condition suivante $\frac{n_i(A)}{\alpha} = \frac{n_i(B)}{\beta}$ est vérifiée.

III- Détermination de la pression d'un gaz résultant d'une réaction chimique

3-1/ Activité expérimentale

Dans les conditions de l'expérience, à la température $\theta = 20^{\circ}C$ et sous une pression P_{atm}, on introduit dans un ballon de volume $500mL$ qui contient $10mL$ d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C = 0,5mol.L^{-1}$, un morceau de zinc de masse $m = 32,7mg$.

On ferme le ballon et on mesure la pression $P = P_{H_2} + P_{atm}$ de dihydrogène formé dans le ballon.

On donne l'équation de la réaction qui se produit dans le flacon :

$$Zn_{(s)} + 2H^{+}_{(aq)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + H_{2(g)}$$

3-2/ Prévoir l'état final

On peut prévoir la pression finale du gaz dihydrogène qui se produit à la fin de cette réaction par l'une des deux méthodes suivantes :

- En utilisant un appareil de mesure de la pression.
- Théoriquement en utilisant le tableau d'avancement de la réaction.

Méthode 1

Expérimentalement en mesurant la pression par un manomètre, dans l'état final, la pression est : $P_f = 1038hPa$

Méthode 2

L'utilisation des grandeurs liées aux quantités de matière permet de prévoir la pression du dihydrogène formé.

1. Composition des réactifs à l'état initial

$$n_i\,(Zn) = \frac{m}{M(Zn)} = 0,5mmol$$
$$n_i\,(H^{+}) = C.V = 5mmol$$

2. Construction du tableau d'avancement

Equation chimique		$Zn_{(S)}$ +	$2H^{+}_{(aq)}$ →		$Zn^{2+}_{(aq)}$ +	$H_{2\,(g)}$
Etat du système	Avancement	Quantité de matière en (mol)				
Etat initial	0	0,5	5	--	0	0
Etat intermédiaire	x	$0,5-x$	$5-2x$	--	x	x
Etat final	x_{max}	$0,5-x_{max}$	$5-2x_{max}$	--	x_{max}	x_{max}

3. Calcul de l'avancement maximal

Si le réactif limitant est Zn, alors $n_f\,(Zn) = 0$, et donc $x_{max1} = 0,5mmol$

Si le réactif limitant est H^{+}, alors $n_f\,(H^{+}) = 0$, et donc $x_{max2} = 2,5mmol$

L'avancement maximal correspond à la plus petite des deux valeurs : $x_{max} = 0,5mmol$

4. Calcul de la pression de H_2

D'après le tableau d'avancement, la quantité de matière de H_2 dans l'état final est :

$$n_f\left(H_2\right) = x_{max} = 0,5mmol$$

En appliquant l'équation des gaz parfait, on peut déterminer la pression de H_2 dans le ballon :

$$P_{H_2}.V = n_f\left(H_2\right).R.T$$
$$\Rightarrow P_{H_2} = \frac{n_f(H_2).R.T}{V} \approx 25hPa$$

La pression finale dans le ballon est :

$$P_f = P_{H_2} + P_{atm} = 1013 + 25 = 1038hPa$$

IV- Exercices

4-1/ Exercice 1

On verse dans un bécher $V = 20,0mL$ d'une solution de nitrate d'argent contenant des ions argent $Ag^+_{(aq)}$ et de concentration $\left[Ag^+\right] = 0,15mol.L^{-1}$, et on y ajoute $0,127g$ de poudre cuivre $Cu_{(s)}$.

La solution initialement incolore devient bleue et il se forme un dépôt d'argent Ag et les ions de cuivre $Cu^{2+}_{(aq)}$.

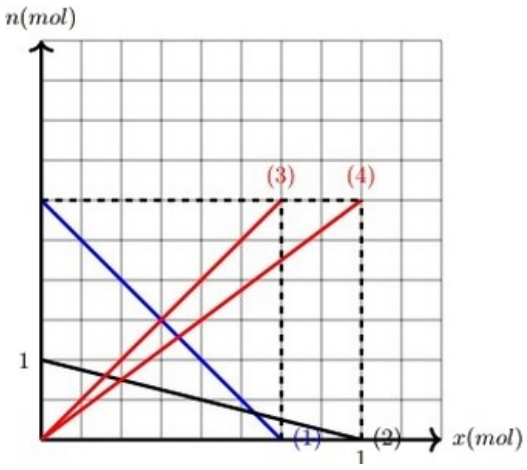
1. Écrire l'équation chimique modélisant la réaction.
2. Décrire l'état initial du système en quantité de matière.
3. Trouver le réactif limitant et calculer l'avancement maximal.
4. Décrire l'état final du système en quantité de matière.
5. Déterminer, à l'état final les concentrations molaires des ions en solution et les masses du (ou des) solide(s) présent(s).

Données :

$M\left(Cu\right) = 63,5\ g.mol^{-1}$
$M\left(Ag\right) = 107,9\ g.mol^{-1}$

4-2/ Exercice 2

Le graphe suivanté représente l'évolution, en fonction de l'avancement de la réaction x, des quantités de matière des réactifs et des produits d'une réaction se produisant dans le haut fourneau :



Les réactifs sont la magnétite Fe_3O_4, le monoxyde de carbone CO.

Les produits sont le fer et le dioxyde de carbone.

1. Écrire l'équation de cette réaction en utilisant les nombres stœchiométriques entiers les plus petits possibles.
2. Comparer le nombre stœchiométrique de chaque espèce et le coefficient directeur de la droite correspondante.
3. À partir du graphe déterminer l'avancement maximal de la réaction et le réactif limitant.
4. À partir du graphe déterminer la composition en mol de l'état initial et de l'état final.

Données :

- Courbe (1) : CO
- Courbe (2) : Fe_3O_4
- Courbe(3) : CO_2
- Courbe (4) : Fe

4-3/ Exercice 3

Le chlorate de potassium $KClO_3$ est une poudre utilisée dans les feux d'artifice pour obtenir des étincelles violettes.

Sa réaction avec du carbone (C) donne du dioxyde de carbone CO_2 et le chlorure de potassium KCl.

1. Écrire l'équation chimique de la réaction.

On réalise la transformation chimique à partir de $n_1 = 1mol$ de $KClO_3$ et de $n_2 = 1,5mol$ de carbone.

2. Construire le tableau d'avancement et déterminer l'avancement final.
3. Indiquer les quantités de chaque espèce dans le système à l'état final.

On réalise la transformation chimique à partir de $25g$ de $KClO_3$ et de $40g$ de carbone solides.

4. Calculer les quantités de matière initiales des réactifs.
5. Construire le tableau d'avancement de la réaction.
6. Déterminer l'avancement maximal de la réaction.

7. Calculer le volume de dioxyde de carbone gazeux obtenu dans les conditions de l'expérience.

Données :

- Volume molaire d'un gaz dans les conditions de l'expérience : $V_m = 24\ L.mol^{-1}$
- Masses molaires atomiques : $M(K) = 39,1 g.mol^{-1}$; $M(Cl) = 35,5 g.mol^{-1}$
  $M(O) = 16 g.mol^{-1}$; $M(C) = 12 g.mol^{-1}$

4-4/ Exercice 4

Les ions permanganate, violets, réagissent sur des ions fer II en milieu acide pour les transformer en ions fer III.

L'équation associée est : $MnO^{4-}_{(aq)} + 5Fe^{2+}_{(aq)} + 8H^{+}_{(aq)} \rightarrow Mn^{2+}_{(aq)} + 5Fe^{3+}_{(aq)} + 4H_2O_{(l)}$

Aux concentrations utilisées, seuls les ions permanganates sont notablement colorés.

Dans un bécher, on introduit $V_1 = 10,0\ mL$ de solution de sulfate de fer II de concentration $C_1 = 0,055 mol.L^{-1}$ et $v = 5mL$ d'acide sulfurique, dans lequel $\left[H^+\right] = 1,0 mol.L^{-1}$.

On ajoute $V_2 = 4,0 mL$ de solution de permanganate de potassium $C_2 = 0,025\ mol.L^{-1}$.

Le mélange devient incolore.

1. Faire le bilan des espèces présentes à l'état initial.
2. Calculer les quantités de matière de celles qui participent à la réaction.
3. Quelle espèce n'est plus présente à l'état final ?
4. Construire le tableau d'avancement de la réaction et trouver les quantités de matière des espèces à l'état final.
5. Construire un graphique représentant les variations des quantités de matières d'ions fer II et d'ions $MnO^{4-}_{(aq)}$ en fonction de l'avancement.