- Interpréter des expériences mettant en jeu l'interaction électrostatique.
- Citer les analogies entre la loi de Coulomb et la loi d'interaction gravitationnelle.
- Utiliser les expressions vectorielles des force de gravitation, électrostatique et des champs de gravitation et électrostatique.
- Caractériser localement une ligne de champ électrostatique ou de champ de gravitation.
- Illustrer l'interaction électrostatique
- Cartographier un champ électrostatique.

Chapitre 4
Evolution d'un système chimique

I. La transformation chimique

Au cours d'une transformation chimique, des espèces chimiques sont modifiées :

✓ Des **réactifs** sont consommés et leurs quantités de matière **diminuent** ;

✓ Des **produits** sont formés et leurs quantités de matière **augmentent**.

A l'échelle macroscopique, on décrit le système chimique par le modèle de la **réaction chimique** et de l'**équation de réaction** qui lui est associée. L'équation de la réaction rend compte des **proportions** dans lesquelles les réactifs réagissent et les produits se forment.

L'écriture d'une équation de réaction respecte la **loi de conservation des éléments chimiques et de la charge électrique globale** de part et d'autre de la flèche.
Pour cela, les **coefficients stœchiométriques** doivent être tels que l'on retrouve autant d'atomes de chaque élément chimique dans les réactifs et dans les produits. En présence d'ions, il faut veiller à ce que la charge totale du côté des réactifs soit égale à la charge totale du côté des produits.

Exemples :

$CH_{4(g)} + 2\ O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + 2\ H_2O_{(g)}$

$C_6H_{12}O_{6(s)} + 6\ O_{2(g)} \rightarrow 6\ CO_{2(g)} + 6\ H_2O_{(l)}$

$2\ MgO_{(s)} + Si_{(s)} \rightarrow 2\ Mg_{(s)} + SiO_{2(s)}$

$4\ Fe_{(s)} + 3\ O_{2(g)} \rightarrow 2\ Fe_2O_{3(s)}$

$4\ NH_{3(g)} + 5\ O_{2(g)} \rightarrow 4\ NO_{(g)} + 6\ H_2O_{(l)}$

$3\ Fe_2O_{3(s)} + CO(g) \rightarrow 2\ Fe_3O_{4(s)} + CO_{2(g)}$

$Pb^{2+}_{(aq)} + 2\ I^-_{(aq)} \rightarrow PbI_{2(s)}$

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

II. Evolution des quantités de matière

II.1. Notion d'avancement

L'avancement noté « x » est une grandeur qui permet de suivre l'évolution des quantités de matière des réactifs et des produits au cours de la réaction chimique. Il s'exprime en mole.
A l'état initial, il est égal à 0 et augmente au cours de la réaction pour atteindre sa valeur finale quand la réaction est terminée.

Exemple : combustion du méthane : $CH_{4(g)} + 2\ O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + 2\ H_2O_{(l)}$

Au cours de la réaction : Il disparait x moles de CH_4 et $2\,x$ moles de O_2.

Il se forme x mol de dioxyde de carbone et $2\,x$ moles d'eau.

Si la quantité de matière initiale de CH_4 est $n_i(CH_4)$, alors la quantité de CH_4 qui reste est **$n_i(CH_4) - x$.**

Si la quantité de matière initiale de O_2 est $n_i(O_2)$, alors la quantité de O_2 qui reste est : **$n_i(O_2) - 2\,x$.**

II.2. Tableau d'avancement

Pour noter l'évolution des quantités de matière des réactifs et des produits, on utilise un tableau qui réalise, sur chaque ligne, le **bilan de matière** (composition en mol du système) :

à l'état initial, en cours de transformation, à l'état final.

L'équation générale d'une réaction s'écrit : **a A + b B → c C + d D**

où a, b, c, d sont des nombres stœchiométriques et A, B, C, D les formules des réactifs et des produits.

Equation de la réaction		a A +	b B →	c C +	d D
Etat du système	Avancement (en mol)	Quantité de matière (en mol)			
Etat initial	x = 0	n_{iA}	n_{iB}	0	0
En cours	x	$n_{iA} - a\,x$	$n_{iB} - b\,x$	$c\,x$	$d\,x$
Etat final	x_{max}	$n_{iA} - a\,x_{max}$	$n_{iB} - b\,x_{max}$	$c\,x_{max}$	$d\,x_{max}$

Pour calculer les quantités de matière des réactifs restant éventuellement et des produits formés à l'état final, il faut calculer l'avancement maximal xmax.

Pour déterminer la valeur de l'avancement maximal x_{max}, on calcule les valeurs des avancements qui annulent les quantités de matière de chacun des réactifs.

La plus petite de ces valeurs fournit l'avancement maximal x_{max}.

Le réactif qui lui est associé est le réactif limitant.

Pour déterminer x_{max}, il faut donc faire autant d'hypothèses qu'il y a de réactifs :

* Hypothèse 1 : si A est le réactif limitant, alors $n_{iA} - a\,x_{max} = 0$. Donc : $x_{max} = \frac{n_{iA}}{a}$

* Hypothèse 2 : si B est le réactif limitant, alors $n_{iB} - b\,x_{max} = 0$. Donc : $x_{max} = \frac{n_{iB}}{b}$

On choisit la plus petite valeur des deux pour xmax.

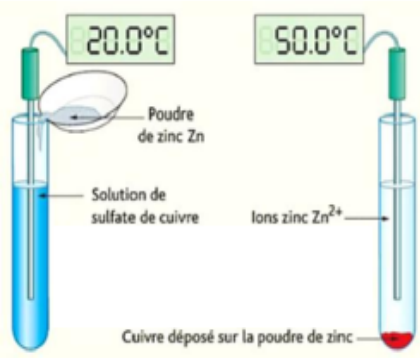
Quelques remarques importantes :

- Il faut bien prendre le temps d'**équilibrer l'équation** de réaction, en ayant pris soin d'identifier les réactifs et les produits concernés. Certaines espèces, par exemple, peuvent être spectatrices.
- Souvent, les quantités de matière des réactifs à l'état initial ne sont pas données : il faut les calculer. Le calcul des quantités de matière à l'état initial n'a rien à voir avec les coefficients stœchiométriques !
- Les calculs effectués doivent être clairement écrits en dessous du tableau.
- Certains réactifs sont parfois en très grande quantité. Dans ces cas, il est souvent inutile de remplir les colonnes correspondantes. On se contente d'écrire « **en excès** » dans la colonne de ce réactif.
- Ce n'est pas parce que l'un des réactifs est en plus petite quantité à l'état initial qu'il est nécessairement le réactif limitant ! Cela n'est vrai que si les réactifs ont le même coefficient stœchiométrique.

III. Exemples d'application

III.1. Réaction entre le zinc et les ions cuivre

On verse dans un tube 500 mg de poudre de zinc, ainsi que 50,0 mL de solution de sulfate de cuivre de concentration c = 0,100 mol.L^{-1}.
La solution, initialement bleue turquoise, se décolore, selon l'équation :



$$Cu^{2+}_{(aq)} + Zn_{(s)} \rightarrow Cu_{(s)} + Zn^{2+}_{(aq)}$$

1) *Calculer les quantités de matière des réactifs à l'état initial (appelé bilan de matière).* M(Zn) = 65,4 g.mol^{-1}

* Ions cuivre : $n_i(Cu^{2+}) = c \times V = 0{,}100 \times 50{,}0.10^{-3} = \underline{5{,}00.10^{-3}\ mol}$.

* Zinc métallique : $n_i(Zn) = \frac{m}{\ } = \underline{\frac{500 \times 10^{-3}}{\ }}$

2) *Compléter le tableau suivant de manière littérale :*

Equation de la réaction		$Cu^{2+}_{(aq)}$ +	$Zn_{(s)}$ →	$Cu_{(s)}$ +	$Zn^{2+}_{(aq)}$
Etat du système	Avancement (en mol)	Quantité de matière (en mol)			
Etat initial	$x = 0$	$5{,}00.10^{-3}$	$7{,}65.10^{-3}$	0	0
En cours	x	$5{,}00.10^{-3} - x$	$7{,}65.10^{-3} - x$	x	x
Etat final	x_{max}	$5{,}00.10^{-3} - x_{max}$	$7{,}65.10^{-3} - x_{max}$	x_{max}	x_{max}

3) *Calculer l'avancement maximal x_{max} de la réaction.*

* Hypothèse 1 : Cu^{2+} réactif limitant.
On a alors à l'état final : $5{,}00.10^{-3} - x_{max1} = 0$. Cela donne $x_{max1} = 5{,}00.10^{-3}$ mol.

* Hypothèse 2 : Zn réactif limitant.
On a alors à l'état final : $7{,}65.10^{-3} - x_{max2} = 0$. Cela donne $x_{max2} = 7{,}65.10^{-3}$ mol.
L'avancement maximal à garder est le plus faible, soit $\underline{x_{max} = 5{,}00.10^{-3}\ mol}$. Cu^{2+} est le réactif limitant.

4) *Calculer les quantités de matière des réactifs et des produits dans l'état final.*

* Ions cuivre : $n_f(Cu^{2+}) = 5{,}00.10^{-3} - x_{max} = 5{,}00.10^{-3} - 5{,}00.10^{-3} = \underline{0\ mol}$ (réactif limitant).

* Zinc métallique : $n_f(Zn) = 7{,}65.10^{-3} - x_{max} = 7{,}65.10^{-3} - 5{,}00.10^{-3} = \underline{2{,}65.10^{-3}\ mol}$.

* Cuivre métallique : $n_f(Cu) = x_{max} = \underline{5{,}00.10^{-3}\ mol}$.

* Ions zinc : $n_f(Zn^{2+}) = x_{max} = \underline{5{,}00.10^{-3}\ mol}$.

III.2. Réaction de combustion du propane

Le propane de formule C_3H_8 brûle dans le dioxygène de l'air en produisant du dioxyde de carbone et de l'eau. Tous les composés sont à l'état gazeux.
A l'état initial, on a 110g de propane C_3H_8 et 256g de dioxygène O_2.

1) *Calculer les quantités de matière initiales des réactifs*

$n_{i\,C3H8} = m / M = 110 / (3x12{,}0+8x1{,}0) = 2{,}5$ mol ; $n_{i\,O2} = m / M = 110 / (2x16{,}0) = 8{,}0$ mol

2) *Equilibrer l'équation de réaction dans le tableau suivant.*

3) *Compléter le tableau d'avancement ci-dessous:*

Equation de la réaction		$C_3H_{8(g)}$ +	5 $O_{2(g)}$ →	3 $CO_{2(g)}$ +	4 $H_2O_{(g)}$
Etat du système	Avancement (en mol)	Quantité de matière (en mol)			
Etat initial	$x = 0$	2,5	8,0	0	0
En cours	x	$2,5 - x$	$8,0 - 5\,x$	$3\,x$	$4\,x$
Etat final	x_{max}	$2,5 - x_{max}$	$8,0 - 5\,x_{max}$	$3\,x_{max}$	$4\,x_{max}$

3) Calculer l'avancement *maximal x_{max} de la réaction.*

● Hypothèse 1 : C_3H_8 réactif limitant.
On a alors à l'état final : $2,5 - x_{max1} = 0$. Cela donne $x_{max1} = 2,5$ mol.

● Hypothèse 2 : O_2 réactif limitant.
On a alors à l'état final : $8,0 - 5\,x_{max2} = 0$. Cela donne $x_{max2} = \frac{8,0}{5} = 1,6$ mol.

L'avancement maximal à garder est le plus faible, soit $x_{max} = 1,6$ mol. O_2 est le réactif limitant.

4) Calculer les quantités de matière des réactifs et des produits dans l'état final.

- Propane : $n_f(C_3H_8) = 2,5 - x_{max} = 2,5 - 1,6 = 0,9$ mol.
- Dioxygène : $n_f(O_2) = 8,0 - 5\,x_{max} = 8,0 - 5 \times 1,6 = 0$ mol (réactif limitant).
- Dioxyde de carbone : $n_f(CO_2) = 3\,x_{max} = 3 \times 1,6 = 4,8$ mol.
- Eau : $n_f(H_2O) = 4\,x_{max} = 4 \times 1,6 = 6,4$ mol.

III.3. Réaction entre les ions cuivre et les ions hydroxyde

On ajoute quelques gouttes de soude (hydroxyde de sodium) contenant des ions hydroxyde HO^- à une solution contenant des ions cuivre II Cu^{2+}. Un précipité bleu d'hydroxyde de cuivre II $Cu(OH)_2$ apparait.

$$Cu^{2+}_{(aq)} + 2\,HO^-_{(aq)} \rightarrow Cu(OH)_{2\,(s)}$$

Les quantités de matières initiales sont : $n_i(Cu^{2+}) = 3,0.10^{-3}$ mol et $n_i(HO^-) = 2,0.10^{-3}$ mol.

1) Compléter le tableau suivant de manière littérale :

Equation de la réaction		$Cu^{2+}_{(aq)}$ +	2 $HO^-_{(aq)}$ →	$Cu(OH)_{2(s)}$
Etat du système	Avancement (en mol)	Quantité de matière (en mol)		
Etat initial	$x = 0$	$n_i(Cu^{2+})$	$n_i(HO^-)$	0
En cours	x	$n_i(Cu^{2+}) - x$	$n_i(HO^-) - 2\,x$	x
Etat final	x_{max}	$n_i(Cu^{2+}) - x_{max}$	$n_i(HO^-) - 2\,x_{max}$	x_{max}

2) Calculer l'avancement maximal x_{max} de la réaction.

● Hypothèse 1 : Cu^{2+} réactif limitant.
On a alors à l'état final : $n_i(Cu^{2+}) - x_{max1} = 0$. Cela donne $x_{max1} = n_i(Cu^{2+}) = 3,0.10^{-3}$ mol.

● Hypothèse 2 : HO^- réactif limitant. A l'état final : $n_i(HO^-) - 2\,x_{max2} = 0$. Cela donne $x_{max2} = \frac{2,0.10^{-3}}{2} = 1,0.10^{-3}$ mol.

L'avancement maximal à garder est le plus faible, soit $x_{max} = 1{,}0.10^{-3}$ mol. HO^- est le réactif limitant.

3) Calculer les quantités de matière des réactifs restants et des produits formés.

- Ions cuivre : $n_f(Cu^{2+}) = 3{,}0.10^{-3} - x_{max} = 3{,}0.10^{-3} - 1{,}0.10^{-3} = 2{,}0.10^{-3}$ mol.
- Ions hydroxyde : $n_f(HO^-) = 2{,}0.10^{-3} - 2\ x_{max2} = 2{,}0.10^{-3} - 2 \times 1{,}0.10^{-3} = 0$ mol (réactif limitant).
- hydroxyde de cuivre II: $n_f(Cu(OH)_2) = x_{max} = 1{,}0.10^{-3}$ mol.

4) Calculer la masse de précipité obtenu. $M(Cu(OH)_2) = 97{,}5$ g.mol^{-1}.

Masse d'hydroxyde de cuivre : $m = n \times M = 1{,}0.10^{-3} \times 97{,}5 = 9{,}8.10^{-2}$ g.

IV. Cas particulier du mélange stœchiométrique

Lorsque les réactifs s'épuisent tous en même temps, on dit qu'ils ont été introduits dans les proportions stœchiométriques. Dans ce cas, x_{max} a la même valeur pour les deux hypothèses.

Cela implique que : $$x_{max} = \frac{n_{iA}}{a} = \frac{n_{iB}}{b}$$

Pour un mélange stœchiométrique, les quantités de matière finales des réactifs sont nulles. Seuls les produits de la réaction sont présents à l'état final.

IV.1. Réaction entre le diazote et le dihydrogène

On mélange 24 mL de diazote gazeux de formule N_2 et 72 mL de dihydrogène gazeux de formule H_2. Il se forme de l'ammoniac gazeux de formule NH_3. Volume molaire des gaz : $V_m = 24$ L.mol^{-1}

En utilisant le tableau d'avancement ci-dessous, calculer le volume d'ammoniac que l'on peut récupérer.

Calcul des quantités de matière à l'état initial :

$$n_i(N_2) = \frac{V}{V_m} = \frac{24.10^{-3}}{24} = 1{,}0.10^{-3}\ \text{mol} \qquad n_i(H_2) = \frac{V}{V_m} = \frac{72.10^{-3}}{24} = 3{,}0.10^{-3}\ \text{mol}$$

Remplissage du tableau d'avancement :

Equation de la réaction		$N_{2(g)}$ +	$3\ H_{2(g)}$ →	$2\ NH_{3(g)}$
Etat du système	Avancement (en mol)	Quantité de matière (en mol)		
Etat initial	$x = 0$	$1{,}0.10^{-3}$	$3{,}0.10^{-3}$	0
En cours	x	$1{,}0.10^{-3} - x$	$3{,}0.10^{-3} - 3\ x$	$2\ x$
Etat final	x_{max}	$1{,}0.10^{-3} - x_{max}$	$3{,}0.10^{-3} - 3\ x_{max}$	$2\ x_{max}$

Calcul de l'avancement maximal de la réaction :

- Hypothèse 1 : N_2 réactif limitant.

On a alors à l'état final : $1{,}0.10^{-3} - x_{max1} = 0$. Cela donne $x_{max1} = 1{,}0.10^{-3}$ mol.

- Hypothèse 2 : H_2 réactif limitant.

On a alors à l'état final : $3{,}0.10^{-3} - 3\ x_{max2} = 0$. Cela donne $x_{max2} = \frac{3{,}0.10^{-3}}{3} = 1{,}0.10^{-3}$ mol.

Les deux hypothèses conduisent à la même valeur d'avancement. Les réactifs sont donc **en proportions stœchiométriques**. Ils s'épuisent en même temps. A l'état final, il n'y a que le produit formé.

Calcul de la quantité de matière et du volume d'ammoniac formé : $n_f(NH_3) = 2\ x_{max} = 2 \times 1{,}0.10^{-3} = 2{,}0.10^{-3}$ mol.

$V(NH_3) = n \times V_m = 2{,}0.10^{-3} \times 24 = 0{,}048$ L = 48 mL.

IV.2. Transformations totale et non totale

De façon implicite, on s'attend à vérifier qu'à l'état final, on aura bien atteint l'avancement maximal x_{max} calculé dans le tableau d'avancement.

L'avancement maximal x_{max} n'est pas toujours atteint.
Pour une réaction non totale **(ou réaction équilibrée)**, l'avancement final x_{final} **déterminé expérimentalement** est inférieur à l'avancement maximal x_{max} **(théorique) calculé dans le tableau**.

- ✓ Si $x_{final} = x_{max}$, alors la réaction est totale.
- ✓ Si $x_{final} < x_{max}$, alors la réaction est non totale.

Une réaction non totale s'arrête avant d'avoir consommé tous ses réactifs. Le reste des réactifs et les produits formés coexistent et forment un équilibre.