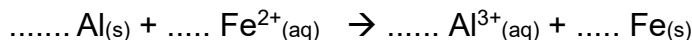
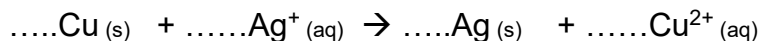
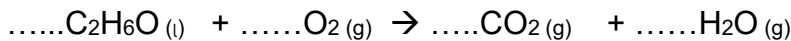
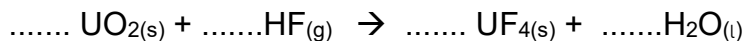


1. Écriture d'une transformation chimique

Définitions à connaître :

- **Un réactif** est une espèce chimique dont la quantité diminue lors d'une transformation chimique
- **Un produit** est une espèce chimique dont la quantité augmente lors d'une transformation chimique
- Au cours d'une transformation chimique, il y a **conservation des éléments chimiques** et **conservation de la charge électrique**.
- On symbolise la transformation chimique par une **équation chimique** en plaçant à gauche les réactifs et à droite les produits, séparés par une flèche indiquant le sens de la transformation.
- L'équation chimique doit être **ajustée** (on dit aussi **équilibrée**) en plaçant des coefficients appelés **nombre stœchiométriques** devant réactifs et produits pour rendre compte de la conservation des éléments et de la charge électrique.

Entraînement : Ajuster les équations suivantes :



Pour vous entraîner, sur le netboard, il y a un lien vers des équations en ligne à ajuster.

2. Bilan de matière et tableau d'avancement réactionnel

Le bilan de matière consiste à déterminer la quantité de matière des espèces chimiques présentes dans le milieu réactionnel à différents instants de la transformation chimique.

Lorsqu'on réalise le bilan de matière d'une transformation chimique, on présente souvent les résultats sous la forme d'un tableau appelé **tableau d'avancement réactionnel**.

C'est un tableau présentant les quantités des espèces chimiques (en colonne) pour différents moments de la réaction (en ligne). **Il se remplit avec des grandeurs en mol** (ce qui implique de parfaitement maîtriser le chapitre 1).

Allure générale d'un tableau d'avancement réactionnel

Reporter au-dessus du tableau l'équation chimique ajustée

Chaque case doit être remplie soit par une valeur numérique, soit par une expression littérale

L'état initial indique les quantités (en mol) de chaque espèce chimique juste avant que la réaction ne commence.

Equation chimique :	a A	+	b B	→	c C	+	d D
	n(A) (mol)		n(B) (mol)		n(C) (mol)		n(D) (mol)
Etat initial							
Etat intermédiaire							
Etat final							

L'état final indique les quantités (en mol) de chaque espèce chimique lorsqu'elles n'évoluent plus.

Pour une réaction totale, à l'état final, au moins un des réactifs a été totalement consommé, sa quantité est nulle, les autres sont positives ou nulles.

Entre ces deux lignes, on place parfois un **état intermédiaire** qui indique les quantités (en mol) de chaque espèce chimique à un instant quelconque entre l'état initial et l'état final.

3. Signification des nombres stœchiométriques

Les coefficients appelés nombres stœchiométriques rendent compte des proportions dans lesquelles les quantités (en mol) de réactifs sont consommés et quantités (en mol) de produits sont synthétisés.



- Les coefficients 2 devant I^{-} et 1 devant I_2 indiquent qu'il se forme 2 fois plus de I^{-} qu'il n'est consommé de I_2 .
- On a le même coefficient pour I_2 et pour $S_4O_6^{2-}$. Ça signifie qu'il se forme autant de $S_4O_6^{2-}$ qu'il se consomme de I_2
- De même, on a aussi le même coefficient pour $S_2O_3^{2-}$ et I^{-} Ça signifie qu'il se forme autant de I^{-} qu'il se consomme de $S_2O_3^{2-}$
- Et ainsi de suite

Application 1 : Compléter les phrases suivantes :

Il se forme de $S_4O_6^{2-}$ que de $S_2O_3^{2-}$ consommé

La consommation de $S_2O_3^{2-}$ estque celle de I_2

On synthétise que de

Application 2 : Compléter le tableau d'avancement réactionnel suivant (groupe 7 du TP)

Equation chimique : $I_{2(aq)} + 2 S_2O_3^{2-(aq)} \rightarrow 2 I^{-aq} + S_4O_6^{2-(aq)}$

	$n(I_2) (\mu\text{mol})$	$n(S_2O_3^{2-}) (\mu\text{mol})$	$n(I^{-}) (\mu\text{mol})$	$n(S_4O_6^{2-}) (\mu\text{mol})$
Etat initial	50	100	0	0
Etat final				

Dans cette situation on a

Application 3 : Compléter le tableau d'avancement réactionnel suivant (groupe 2 du TP)

Equation chimique : $I_{2(aq)} + 2 S_2O_3^{2-(aq)} \rightarrow 2 I^{-aq} + S_4O_6^{2-(aq)}$

	$n(I_2) (\mu\text{mol})$	$n(S_2O_3^{2-}) (\mu\text{mol})$	$n(I^{-}) (\mu\text{mol})$	$n(S_4O_6^{2-}) (\mu\text{mol})$
Etat initial	50	50	0	0
Etat final				

Dans cette situation on a

Application 4 : Compléter le tableau d'avancement réactionnel suivant (groupe 11 du TP)

Equation chimique : $I_{2(aq)} + 2 S_2O_3^{2-(aq)} \rightarrow 2 I^{-aq} + S_4O_6^{2-(aq)}$

	$n(I_2) (\mu\text{mol})$	$n(S_2O_3^{2-}) (\mu\text{mol})$	$n(I^{-}) (\mu\text{mol})$	$n(S_4O_6^{2-}) (\mu\text{mol})$
Etat initial	50	140	0	0
Etat final				

Dans cette situation on a

Vocabulaire à retenir :

- Le réactif entièrement consommé lors d'une transformation chimique est **le réactif en défaut ou réactif limitant**.
- Le réactif encore présent à la fin de la transformation chimique est le **réactif en excès**
- Lorsque les réactifs sont introduits dans les proportions idéales telles qu'aucun réactif n'est en excès, on dit qu'on est dans **les proportions stœchiométriques**

Remarque : Les raisonnements sont plus faciles à tenir avec le réactif limitant car il est entièrement consommé (sinon il faut raisonner avec la quantité de réactif qui a été consommée).

4. Avancement réactionnel x (en mol)

Les raisonnements précédents peuvent se mathématiser. On peut tout poser sous forme d'équations. On utilise une inconnue appelée avancement réactionnel, noté x , qui s'exprime en mol et qui représente l'état d'avancement de la réaction.

Voir l'animation suivante : <http://chimie.ostralo.net/avancement/>

- **A l'état initial la réaction n'a pas avancée et l'avancement x vaut 0.**
- **Lorsque la transformation se réalise, l'avancement x augmente.**
- **Dans le cas d'une réaction totale, à l'état final, l'avancement x prend une valeur maximale notée x_{\max} .** (cas des réactions non totales abordé au 5.)
 x varie entre 0 et x_{\max} .
- Le tableau complet doit rendre compte mathématiquement de l'évolution des quantités de chaque espèce chimique de l'état initial ($x = 0$) jusqu'à l'état final ($x = x_{\max}$)

Exemple d'un tableau d'avancement réactionnel rempli avec la grandeur x :

Equation chimique :	1 I_2 (aq)	+	2 $S_2O_3^{2-}$ (aq)	→	2 I^- (aq)	+	1 $S_4O_6^{2-}$ (aq)
	$n(I_2)$ (μmol)		$n(S_2O_3^{2-})$ (μmol)		$n(I^-)$ (μmol)		$n(S_4O_6^{2-})$ (μmol)
Etat initial $x = 0$	50		120		0		0
Etat intermédiaire x	$50 - 1x$		$120 - 2x$		$0 + 2x$		$0 + 1x$
Etat final $x = x_{\max}$	$50 - 1x_{\max}$		$120 - 2x_{\max}$		$0 + 2x_{\max}$		$0 + 1x_{\max}$

La diminution de $S_2O_3^{2-}$ est **2 fois** plus importante que celle de I_2

La production de I^- est **2 fois plus** importante que celle de $S_4O_6^{2-}$

La production de I^- est **égale** à la consommation de $S_4O_6^{2-}$

Méthode de résolution :

- ① Remplir le tableau en littéral à partir des grandeurs connues
- ② Rechercher la valeur numérique de x_{\max} telle que "au moins un des deux réactifs a une quantité nulle, et l'autre une quantité positive ou nulle."

Remarque : Pour calculer la valeur x_{\max} on pose en général des hypothèses successives sur le réactif limitant. Chaque hypothèse aboutit au calcul d'une valeur possible pour x_{\max} .

Pour qu'aucune quantité finale ne soit négative, il faut garder comme valeur pour x_{\max} la plus petite de toutes les valeurs calculées. Si toutes les déterminations donnent le même x_{\max} , on est alors dans les proportions stœchiométriques.

- ③ En utilisant la valeur numérique trouvée pour x_{\max} , calculer les valeurs numériques cherchées en remplaçant x_{\max} par sa valeur dans chaque case concernée.

Application : Compléter en littéral le tableau d'avancement réactionnel suivant puis déterminer les quantités de matière de toutes les espèces présentes à l'état final :

Equation chimique :	I_2 (aq)	+	2 $S_2O_3^{2-}$ (aq)	→	2 I^- (aq)	+	$S_4O_6^{2-}$ (aq)
	$n(I_2)$ (mol)		$n(S_2O_3^{2-})$ (mol)		$n(I^-)$ (mol)		$n(S_4O_6^{2-})$ (mol)
Etat initial	5×10^{-5}		2×10^{-5}		0		0
Etat final							

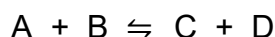
Application 2 : Compléter en littéral le tableau d'avancement réactionnel suivant puis déterminer les quantités de matière de toutes les espèces présentes à l'état final :

Equation chimique :	4 Fe _(s)	+	3 O _{2(g)}	→	2 Fe ₂ O _{3(s)}
	n _{Fe} (mol)		n _{O₂} (mol)		n _{Fe₂O₃} (mol)
Etat initial	0,0040		1,8×10 ⁻³		0
Etat final					

Quelle quantité de fer, aurait-il fallu pour que les réactifs soient dans les proportions stœchiométriques ?

5. Cas des réactions non totales

Un grand nombre de réaction chimiques ne sont pas totales, on les dit "équilibrées". Pour ces réactions-là, au fur et à mesure que les produits se forment, ils réagissent entre eux pour réformer les réactifs. La transformation se fait dans les deux sens, elle est réversible. On matérialise ce phénomène par une double flèche :



Dans ce cas-là, il est impossible d'atteindre une quantité nulle pour un réactif à l'état final. En effet, A et B produisent C et D mais dans le même temps C et D produisent A et B.

L'état final de la réaction se caractérise par des quantités qui n'évoluent plus mais qui ne sont pas nulles.

La valeur qui est prise par l'avancement en fin de réaction se note x_f et $x_f < x_{max}$.

Exemple :

Equation chimique :	3 H _{2(g)}	+	N _{2(g)}	⇌	2 NH _{3(g)}
	n _{H₂} (mol)		n _{N₂} (mol)		n _{NH₃} (mol)
Etat initial	3		1		0
Etat intermédiaire					
Etat final hypothétique x_{max}					
Etat final observé x_f	0,9		0,3		1,4

Que vaut x_{max} pour la situation étudiée ci-dessus.

Que vaut x_f à l'état final observé pour la situation étudiée ci-dessus.

6. La démarche complète

Dans un exercice complet vous devrez

- Etablir l'équation chimique de la transformation, correctement ajustée.
- Rechercher les quantités des réactifs ou des produits à partir de grandeurs mesurées (masses ou volumes)
- Etablir le tableau d'avancement réactionnel en moles
- En tirer la grandeur recherchée (par exemple une masse de produit synthétisée, un volume de réactif à introduire pour se placer dans des proportions stœchiométriques etc..)

7. Application du bilan de matière : le dosage par titrage colorimétrique

7.1. Principe du dosage par réaction chimique

La chimie analytique est la branche de la chimie qui assure les analyses chimiques. Elles ont pour but, soit d'identifier les espèces chimiques inconnues présentes dans un mélange, soit de déterminer la quantité de matière d'une espèce chimique que l'on sait présente.

La chimie analytique couvre de nombreux domaines allant des contrôles qualités des entreprises produisant des produits grand public (pharmaceutiques, alimentaires...) jusqu'à la police scientifique.

Définition : doser ou titrer une solution consiste à déterminer la quantité de matière ou la concentration en quantité de matière d'une espèce chimique, soluté de la solution.

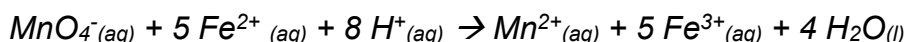
Plusieurs méthodes de dosage existent, on a déjà vu le dosage par étalonnage.

Ici nous nous intéressons au dosage par titrage, dosage au cours duquel une transformation chimique consomme le produit dont on recherche la quantité.

Activité : DECOUVERTE DU PRINCIPE DU DOSAGE PAR REACTION CHIMIQUE.

Données :

- Les ions Fe^{2+} réagissent par une réaction d'oxydoréduction avec les ions permanganate MnO_4^- selon l'équation suivante.



- Cette réaction est instantanée et totale : dès que les réactifs sont mis en contact on passe de l'état initial à l'état final qui est l'état maximal.
- Les ions permanganates donnent une coloration violette aux solutions aqueuses
- Les ions les ions fer(II) donnent une coloration vert pale aux solutions aqueuses

Consignes : Pour chaque mélange initial proposé, déterminer la composition de l'état final et la couleur de la solution à l'état final. Remplir les tableaux en numérique, sans justification pour ne pas alourdir la lecture. Les calculs intermédiaires nécessaires peuvent être faits au brouillon.

MELANGE 1 :

	$MnO_4^-(aq)$	$5 Fe^{2+}(aq)$	$8 H^+(aq)$	\rightarrow	$Mn^{2+}(aq)$	$5 Fe^{3+}(aq)$	$4 H_2O(l)$
	$n(MnO_4^-)$	$n(Fe^{2+})$	$n(H^+)$		$n(Mn^{2+})$	$n(Fe^{3+})$	$n(H_2O)$
Etat initial	2 mmol	50 mmol	Excès		0	0	beaucoup
Etat final							

Couleur finale :

MELANGE 2 :

	$MnO_4^-(aq)$	$5 Fe^{2+}(aq)$	$8 H^+(aq)$	\rightarrow	$Mn^{2+}(aq)$	$5 Fe^{3+}(aq)$	$4 H_2O(l)$
	$n(MnO_4^-)$	$n(Fe^{2+})$	$n(H^+)$		$n(Mn^{2+})$	$n(Fe^{3+})$	$n(H_2O)$
Etat initial	4 mmol	50 mmol	Excès		0	0	beaucoup
Etat final							

Couleur finale :

MELANGE 3 :

	$MnO_4^-(aq)$	$5 Fe^{2+}(aq)$	$8 H^+(aq)$	\rightarrow	$Mn^{2+}(aq)$	$5 Fe^{3+}(aq)$	$4 H_2O(l)$
	$n(MnO_4^-)$	$n(Fe^{2+})$	$n(H^+)$		$n(Mn^{2+})$	$n(Fe^{3+})$	$n(H_2O)$
Etat initial	6 mmol	50 mmol	Excès		0	0	beaucoup
Etat final							

Couleur finale :

MELANGE 4 :

	$\text{MnO}_4^- (\text{aq}) + 5 \text{Fe}^{2+} (\text{aq}) + 8 \text{H}^+ (\text{aq}) \rightarrow \text{Mn}^{2+} (\text{aq}) + 5 \text{Fe}^{3+} (\text{aq}) + 4 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$					
	$n(\text{MnO}_4^-)$	$n(\text{Fe}^{2+})$	$n(\text{H}^+)$	$n(\text{Mn}^{2+})$	$n(\text{Fe}^{3+})$	$n(\text{H}_2\text{O})$
Etat initial	8 mmol	50 mmol	Excès	0	0	beaucoup
Etat final						

Couleur finale :

MELANGE 5 :

	$\text{MnO}_4^- (\text{aq}) + 5 \text{Fe}^{2+} (\text{aq}) + 8 \text{H}^+ (\text{aq}) \rightarrow \text{Mn}^{2+} (\text{aq}) + 5 \text{Fe}^{3+} (\text{aq}) + 4 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$					
	$n(\text{MnO}_4^-)$	$n(\text{Fe}^{2+})$	$n(\text{H}^+)$	$n(\text{Mn}^{2+})$	$n(\text{Fe}^{3+})$	$n(\text{H}_2\text{O})$
Etat initial	10 mmol	50 mmol	Excès	0	0	beaucoup
Etat final						

Couleur finale :

MELANGE 6 :

	$\text{MnO}_4^- (\text{aq}) + 5 \text{Fe}^{2+} (\text{aq}) + 8 \text{H}^+ (\text{aq}) \rightarrow \text{Mn}^{2+} (\text{aq}) + 5 \text{Fe}^{3+} (\text{aq}) + 4 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$					
	$n(\text{MnO}_4^-)$	$n(\text{Fe}^{2+})$	$n(\text{H}^+)$	$n(\text{Mn}^{2+})$	$n(\text{Fe}^{3+})$	$n(\text{H}_2\text{O})$
Etat initial	10,05 mmol	50 mmol	Excès	0	0	beaucoup
Etat final						

Couleur finale :

MELANGE 7 :

	$\text{MnO}_4^- (\text{aq}) + 5 \text{Fe}^{2+} (\text{aq}) + 8 \text{H}^+ (\text{aq}) \rightarrow \text{Mn}^{2+} (\text{aq}) + 5 \text{Fe}^{3+} (\text{aq}) + 4 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$					
	$n(\text{MnO}_4^-)$	$n(\text{Fe}^{2+})$	$n(\text{H}^+)$	$n(\text{Mn}^{2+})$	$n(\text{Fe}^{3+})$	$n(\text{H}_2\text{O})$
Etat initial	12 mmol	50 mmol	Excès	0	0	beaucoup
Etat final						

Couleur finale :

MELANGE 8 :

	$\text{MnO}_4^- (\text{aq}) + 5 \text{Fe}^{2+} (\text{aq}) + 8 \text{H}^+ (\text{aq}) \rightarrow \text{Mn}^{2+} (\text{aq}) + 5 \text{Fe}^{3+} (\text{aq}) + 4 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$					
	$n(\text{MnO}_4^-)$	$n(\text{Fe}^{2+})$	$n(\text{H}^+)$	$n(\text{Mn}^{2+})$	$n(\text{Fe}^{3+})$	$n(\text{H}_2\text{O})$
Etat initial	14 mmol	50 mmol	Excès	0	0	beaucoup
Etat final						

Couleur finale :

Questions :

1. Que simule-t-on au travers de tous ces tableaux d'avancement ?

2. Au cours d'un dosage par titrage, on verse petit à petit (goutte à goutte) une solution dans une autre. Lorsque ce dosage est colorimétrique, on stoppe l'ajout dès qu'un changement de couleur apparaît.

Parmi tous les tableaux complétés, lequel correspond à cette situation expérimentale décrite ?

3. Au moment particulier du changement de couleur, que peut-on dire des quantités des réactifs ?

7.2. Réalisation et exploitation d'un titrage colorimétrique

Montage permettant un titrage colorimétrique : (à connaître !)

Caractéristiques à choisir pour la réaction support du dosage :

La réaction support du dosage doit être :

-
-
-
-

Toute transformation chimique qui obéit à ces caractéristiques peut être utilisée lors d'un titrage. En EDS 1ère, les réactions choisies comme support de titrage seront des réactions d'oxydoréduction.

Définition de l'équivalence du dosage

A retenir :

Repérage de l'équivalence du dosage colorimétrique

Dans un dosage colorimétrique, c'est un changement de couleur qui permet de repérer l'équivalence

Exploitation des résultats d'un dosage :

Méthode :

0 (facultatif mais extrêmement utile). Réaliser un schéma du montage du titrage faisant apparaître, dans les annotations, toutes les données (espèces chimiques, volumes, concentrations).

1. Ecrire l'équation correctement ajustée de la réaction support du dosage
2. Ecrire en littéral la relation entre les quantités de matière introduites lorsqu'on est au point particulier de l'équivalence c'est-à-dire lorsque les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques.
3. Faire apparaître dans la relation précédente les données du dosage (volume pipeté de solution titrée, volume de solution titrante versée à la burette et concentration de la solution titrante)
4. Isoler puis calculer la grandeur inconnue (souvent la concentration du réactif titré).