

I / Aspect quantitatif de l'évolution d'un système chimique au cours du temps :

1°) Exemple de mise en situation :

Considérons la réaction entre les ions iodure I^- et les ions peroxodisulfate $S_2O_8^{2-}$:

$(S_2O_8^{2-} / SO_4^{2-})$:

(I_2 / I^-) :

Equation :

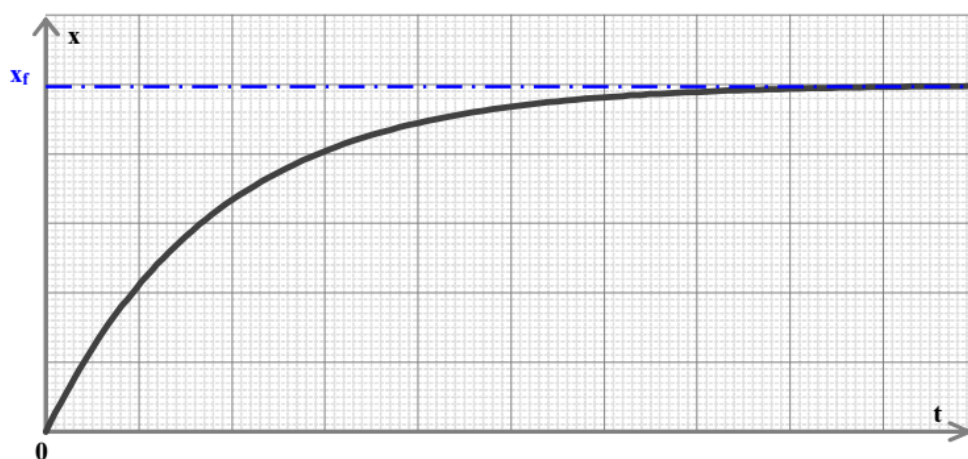
bilan :

Le tableau d'avancement de la réaction est :

équation de la réaction		$S_2O_8^{2-} + 2 I^- \longrightarrow 2 SO_4^{2-} + I_2$			
état du système	avancement	Quantités de matière (mol)			
état initial	0	$n_0(S_2O_8^{2-})$	$n_0(I^-)$	0	0
état intermédiaire	x				
état final	X_f				

2°) Evolution de l'avancement de la réaction au cours du temps :

L'évolution au cours du temps de l'avancement x de la réaction est donnée par la courbe :



On définit une grandeur positive capable de décrire l'évolution de l'avancement de la réaction au cours du temps : c'est la vitesse de la réaction.

II / La vitesse de réaction :

1°) Vitesse moyenne :

La vitesse moyenne de réaction, entre les instants t et $t + \Delta$, est définie par :

LA VITESSE D'UNE RÉACTION CHIMIQUE

Remarque :

Graphiquement, v_{moy} est égale à la valeur du coefficient directeur de la **sécante** à la courbe $x = f(t)$ passant par les deux points d'abscisses respectives t et $t + \Delta$.

2) Vitesse instantanée ou vitesse de réaction :

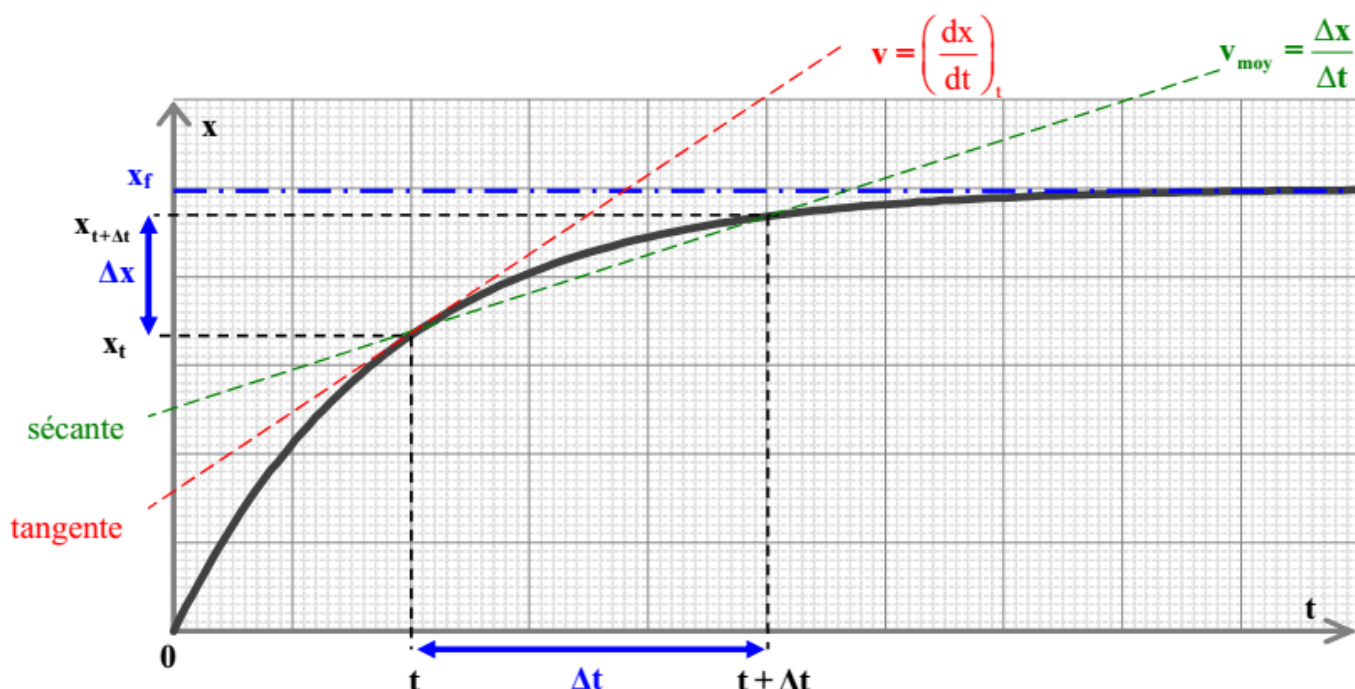
Par définition, la vitesse instantanée de la réaction à l'instant t est:



.....
.....

Remarque :

Graphiquement, $v(t)$ est égale à la valeur du **coefficient directeur** de la **tangente** à la courbe $x = f(t)$ passant par le point d'abscisse t

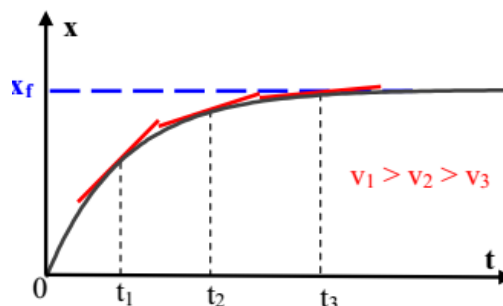


3) Variation de la vitesse de réaction au cours du temps :

La vitesse de réaction décroît au cours du temps.

Interprétation :

Au cours du temps, les quantités de matière des réactifs diminuent. La probabilité de rencontre entre les entités réagissantes diminue donc le nombre de chocs efficaces par unité de temps entre elles diminue et par conséquent la vitesse de réaction diminue



Application 1 :

Dans un flacon contenant $m = 5,6$ g de fer Fe, on verse un volume $V = 20$ cm³ de solution d'acide chlorhydrique ($H_3O^+ + Cl^-$) de concentration $0,5$ mol.L⁻¹.

On observe une effervescence avec dégagement gazeux de Dihydrogène H_2 et la formation d'une solution de chlorure de fer II.

1^o) Ecrire l'équation de la réaction entre le fer et les ions H_3O^+ .

2^o) Déterminer les quantités de matière initiales des réactifs.

3^o) Exprimer l'avancement x de la réaction en fonction du volume $V(H_2)$ de dihydrogène dégagé.

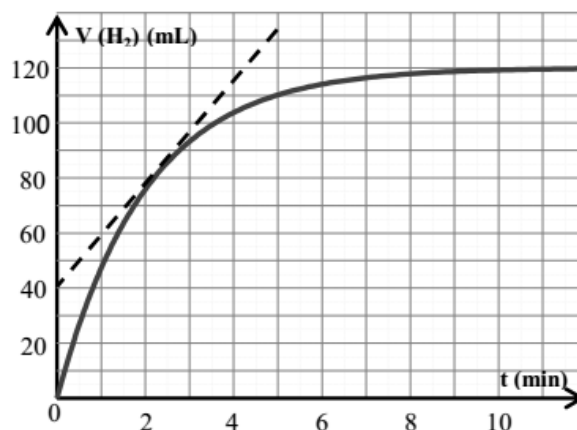
4^o) a - Déterminer la vitesse moyenne de la réaction entre les instants $t_1 = 2,5$ min et $t_2 = 6,5$ min.

b - Déterminer la vitesse de la réaction à l'instant $t = 2,5$ min.

5^o) Montrer qu'à l'état final, un des réactifs est totalement épuisé.

On donne : Masse molaire du fer $M_{Fe} = 56$ g.mol⁻¹.

Volume molaire $V_M = 24$ L.mol⁻¹.



<p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p>	<p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p>
---	--

III / La vitesse volumique de réaction :

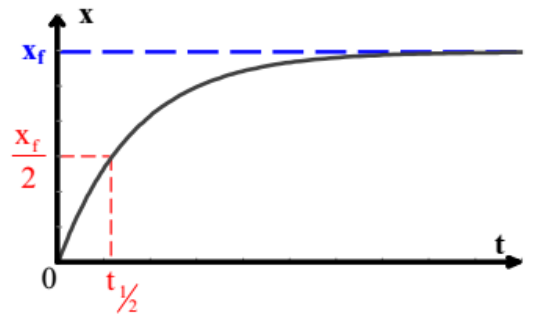
Si la réaction s'effectue dans un milieu homogène de volume V constant :

Soit $v(t)$ la vitesse de la réaction à l'instant t .

On définit la vitesse volumique de la réaction à l'instant t par :

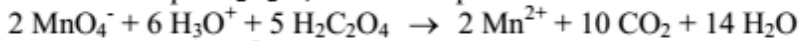
IV / Le temps de demi-réaction :

Le temps de demi réaction est le temps nécessaire pour que l'avancement de la réaction atteigne la moitié de sa valeur finale



Application 2 :

Les ions permanganate MnO_4^- en milieu acide oxydent lentement l'acide oxalique $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ suivant l'équation :



On mélange 20 cm^3 d'une solution aqueuse de KMnO_4 de concentration $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$ et 20 cm^3 d'une solution aqueuse de $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ de concentration $0,5 \text{ mol.L}^{-1}$. On acidifie le mélange par de l'acide sulfurique.

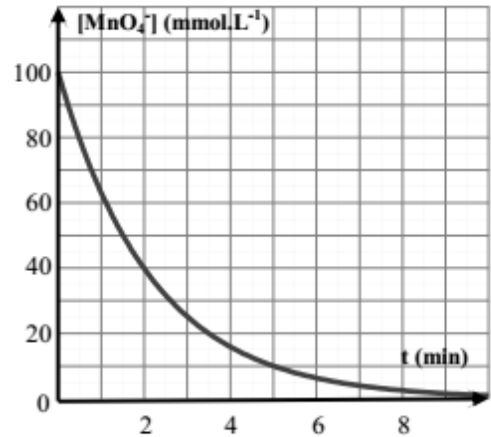
Le graphe ci-contre donne l'évolution de la concentration des ions MnO_4^- restant dans le mélange en fonction du temps.

1^o) Montrer que MnO_4^- et $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ sont dans les proportions stoechiométriques.

2^o) a - Déterminer la vitesse volumique de la réaction à l'instant où la moitié de la quantité de matière initiale de MnO_4^- est consommée.

b - En déduire la vitesse de la réaction à cet instant

3^o) Quelle est la valeur du temps de demi réaction $t_{1/2}$.



<p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p>	<p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p>
---	--