

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 :

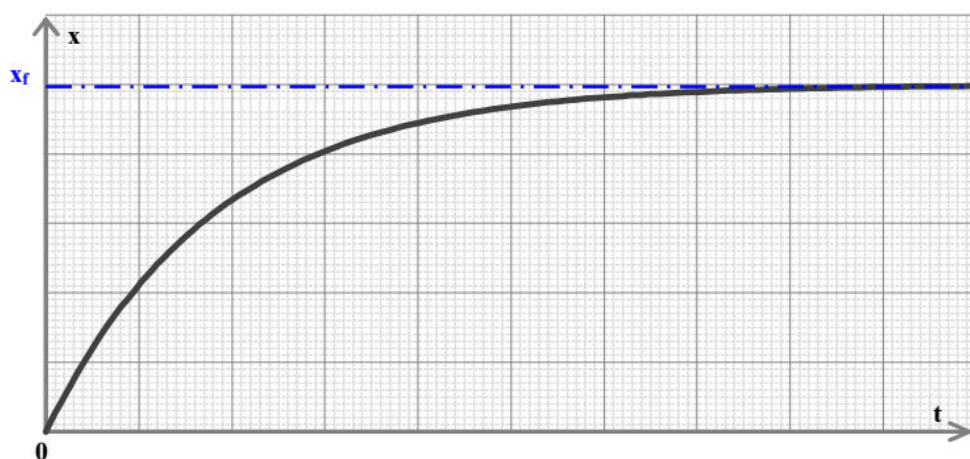
bilan :

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 + Δ, est définie par :

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 $t + \Delta$.

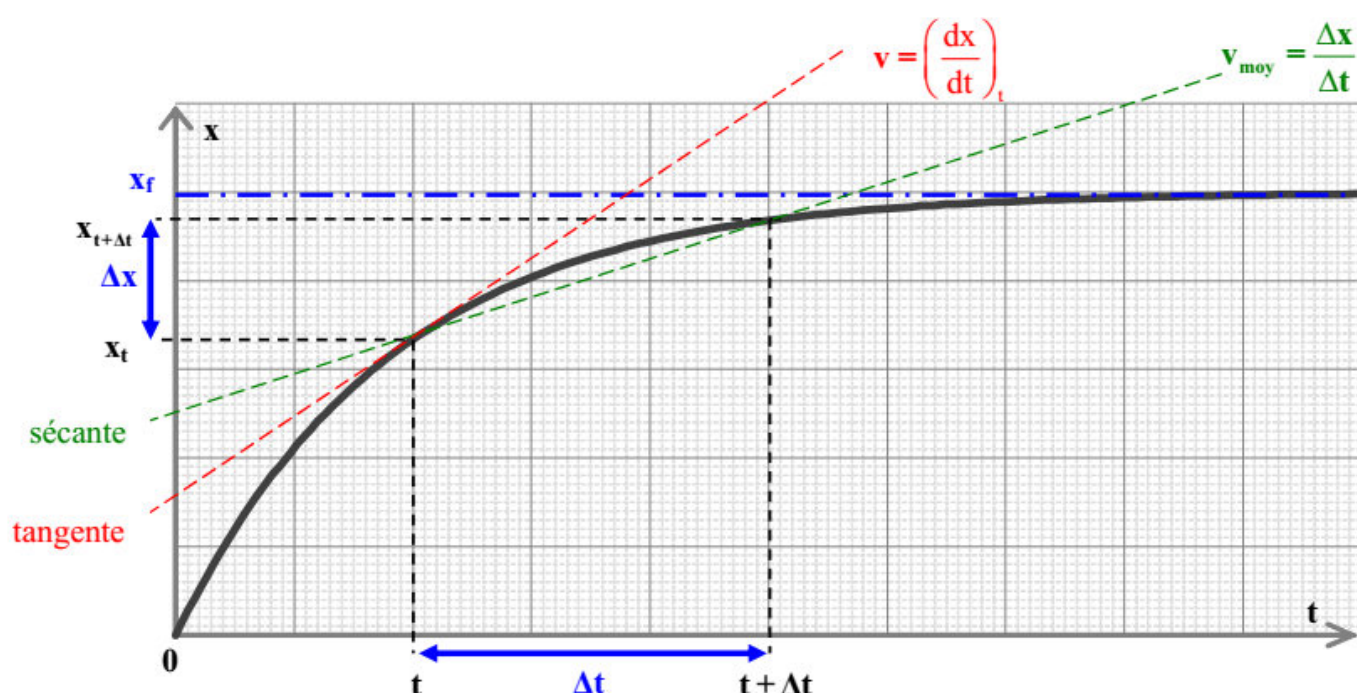
2°) Vitesse instantanée ou vitesse de réaction :

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

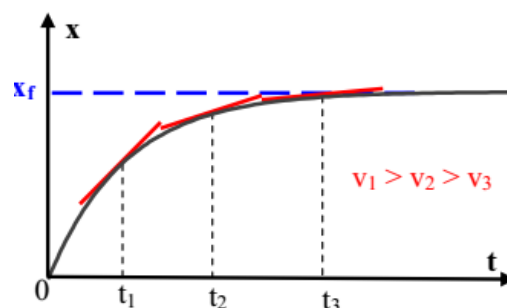


3°) Variation de la vitesse de réaction au cours du temps :

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

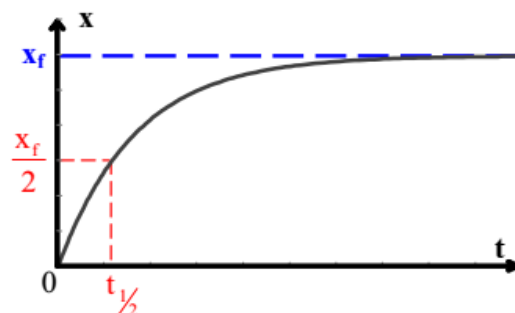


LA VITESSE D'UNE RÉACTION CHIMIQUE

[illegible]

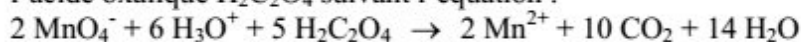
IV / Le temps de demi-réaction :

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 cm³ d'une solution aqueuse de KMnO₄ de concentration 0,2 mol.L⁻¹ et 20 cm³ d'une solution aqueuse de H₂C₂O₄ de concentration 0,5 mol.L⁻¹. On acidifie le mélange par de l'acide sulfurique.

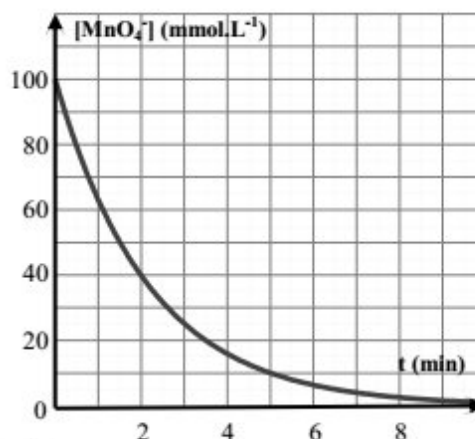
Le graphe ci-contre donne l'évolution de la concentration des ions MnO_4^- restant dans le mélange en fonction du temps.

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

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

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

[illegible]