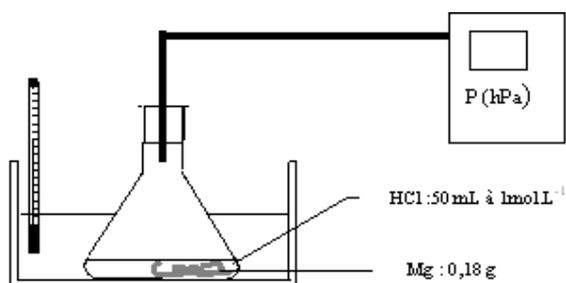


# ACTIVITES CH 02 - VITESSE D'UNE REACTION CHIMIQUE

## I- Avancement et vitesse de réaction.

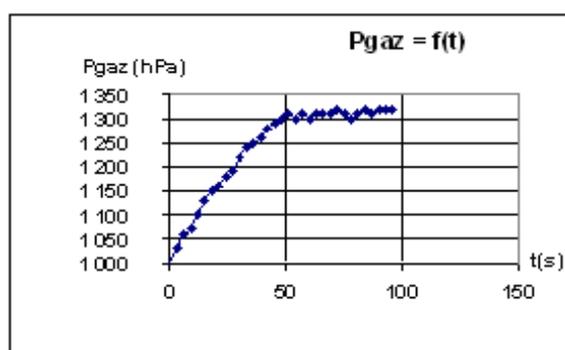


A l'instant  $t = 0$  s, on introduit 0,18 g de magnésium dans un erlenmeyer contenant 50 mL d'une solution d'acide chlorhydrique à 1 mol.L<sup>-1</sup>.

Un manomètre mesure l'évolution de la pression du gaz dans le ballon.

La réaction associée à cette transformation met en jeu les couples  $Mg^{2+}/Mg$  et  $H^+ / H_2$ .

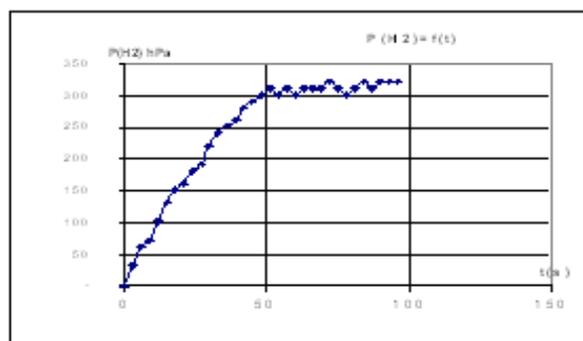
1. Ecrire l'équation de la réaction. Quelle est la nature du gaz qui se dégage ?



2. La pression du gaz dans le ballon est mesurée par le capteur de pression :

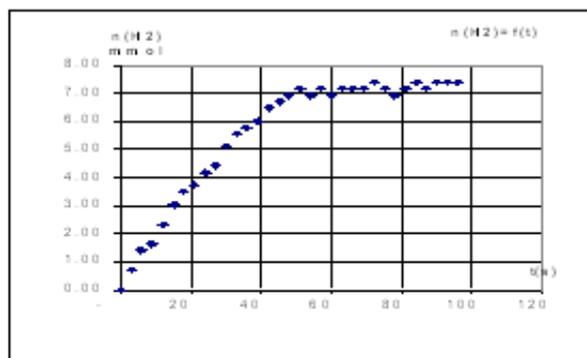
Quelle opération doit on faire effectuer à l'ordinateur pour obtenir la courbe  $P(H_2) = f(t)$  ?

3. On obtient alors l'évolution de u cours du temps:



Quelle opération doit-on faire effectuer à l'ordinateur pour obtenir la courbe  $n(H_2) = f(t)$ , sachant que le volume occupé par le gaz est de 560 mL, et la température de 21,5°C ?

4. On obtient finalement l'évolution de la quantité de matière de dihydrogène formé au cours du temps:



Décrire cette courbe

5. Etablir le tableau d'avancement de la réaction :

Etat initial $x = 0$				
Etat intermédiaire $x$				
Etat avancement maximal $x_{\max}$				

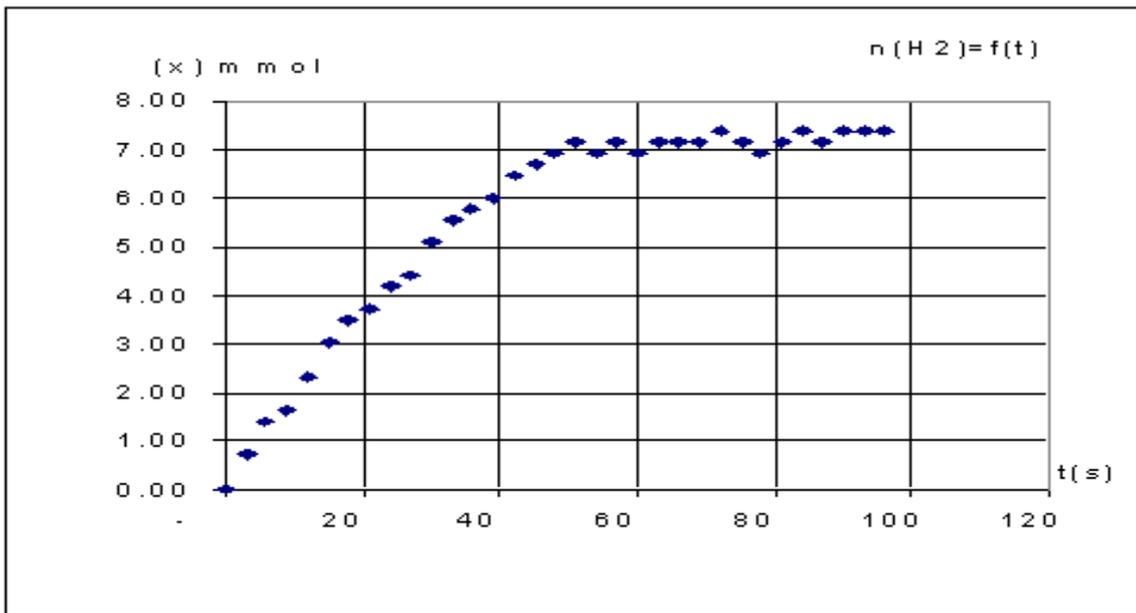
Déterminer l'avancement maximal :.....

Quel est le réactif limitant ? .....

L'avancement maximal a-t-il été atteint à la fin de l'expérience ? .....

Exprimer l'avancement  $x(t)$  en fonction de la quantité de dihydrogène  $H_2$  formé à cet instant.

6. L'ordinateur ayant effectué cette opération, on obtient la courbe  $x = f(t)$



Déterminer le temps au bout duquel l'avancement a atteint la moitié de sa valeur maximale : ce temps est appelé temps de demi-réaction : .....

$t_{1/2} =$

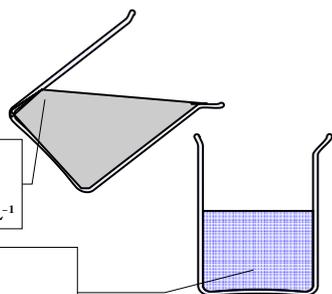
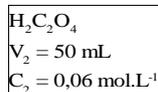
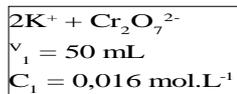
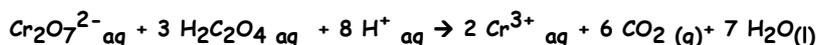
La vitesse volumique de réaction, à l'instant  $(t)$  est donnée par  $v = \frac{1}{V} \cdot \frac{dx}{dt}$

Comment peut-on déterminer la vitesse  $v_{(30s)}$  sur la courbe ci-dessus ? La calculer.

## Autre expression de la vitesse de réaction.

Le dichromate de potassium réagit lentement avec l'acide éthanedioïque .

L'équation de la réaction chimique associée à cette transformation s'écrit :

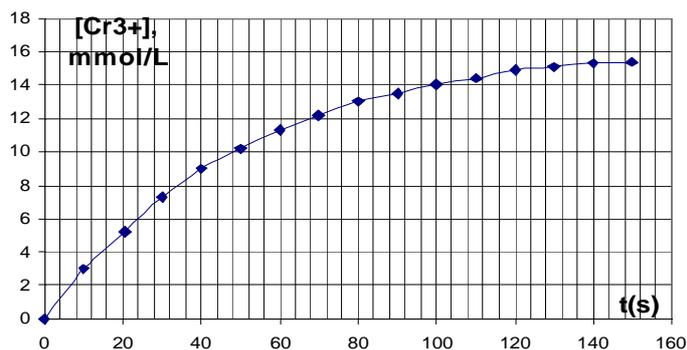


## Détermination de la vitesse de réaction, à partir de l'avancement.

a) Qu'observe-t-on ? .....

b) Par quelles méthodes peut-on suivre l'évolution temporelle de la concentration en ions  $\text{Cr}^{3+}$  ?

c) On obtient alors la courbe suivante :

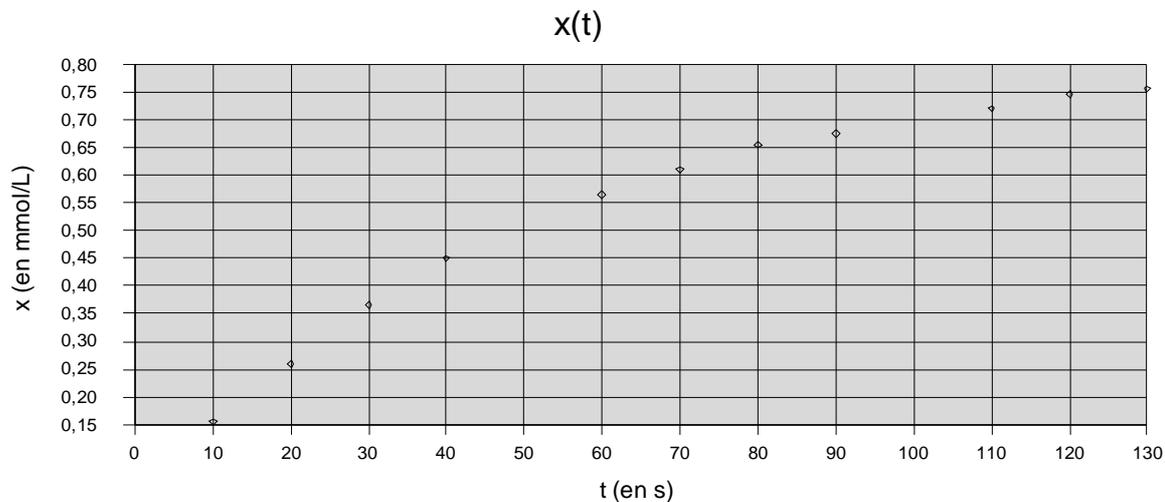


Commenter cette courbe

	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \text{ aq} + 3 \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \text{ aq} + 8 \text{H}^+ \text{ aq} \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} \text{ aq} + 6 \text{CO}_2 \text{ (g)} + 7 \text{H}_2\text{O} \text{ (l)}$					
Etat initial	$x_0$					
	$x(t)$					
Avancement maximal	$x_{\text{max}}$					

- En déduire la relation entre l'avancement  $x(t)$  et la quantité d'ions  $\text{Cr}^{3+}$  formés à l'instant  $(t)$
- En déduire la relation entre l'avancement  $x(t)$  et la concentration des ions  $\text{Cr}^{3+}$  à l'instant  $(t)$ .
- Compléter le tableau ci-dessous, ainsi que le graphe  $x(t)$  .

$t$	0	10	20	30	40	50	60	70	80	90	100	110	120	130
$[Cr^{3+}]$ en mmol/L	0	3,1	5,2	7,3	9	10,2	11,3	12,2	13,1	13,5	14	14,4	14,9	15,1
$x$ en mmol/L	0,0	0,16	0,26	0,37	0,45		0,57	0,61	0,66	0,68		0,72	0,75	0,76



- Déterminer le temps de demi-réaction, et la vitesse volumique de la réaction à  $t = 50s$

#### Autre méthode :

- Exprimer la vitesse volumique de la réaction en fonction de la concentration des ions  $Cr^{3+}$ .
- Déterminer la vitesse de réaction à l'instant  $t = 50 s$ .
- Calculer la valeur maximale de  $[Cr^{3+}]$ , puis la valeur de  $[Cr^{3+}]$  à  $t_{1/2}$  et déterminer -sur le graphe  $[Cr^{3+}] = f(t)$ -la valeur de  $t_{1/2}$