



CHIMIE / Unité :1  
LA TRANSF. D'UN  
SYSTEME CHIMIQUE  
EST-ELLE TOUJOURS  
RAPIDE

# Exercice corrigé

## Suivi temporel d'une transformation chimique

### EXERCICE 1

On suit l'évolution de la réaction entre un morceau de 2,0 g de carbonate de calcium  $\text{CaCO}_3$  avec un volume  $V=100$  mL d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire  $C = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$ .

1-Ecrire l'équation bilan de cette réaction sachant qu'il se forme du gaz carbonique  $\text{CO}_2$  et l'ion  $\text{Ca}^{2+}$  ( réaction totale ).

2-On mesure la pression du dioxyde de carbone apparu en utilisant un capteur de pression différentiel. Le gaz occupe à chaque instant un volume de 1L. La température est constante et vaut  $25^\circ\text{C}$ .

L'évolution de la pression durant la réaction est donnée dans le tableau ci-dessous :

t (s)	20	40	60	80	100
P ( $\text{CO}_2$ )	2280	4120	5560	6540	7170

2-1-En appliquant la loi des gaz parfaits, calculer la quantité de dioxyde de carbone  $n_{\text{CO}_2}$  à chaque date.

2-2-faire un tableau d'évolution de la réaction. ( tableau d'avancement )

2-3-En déduire une relation entre  $n_{\text{CO}_2}$  et l'avancement  $x$ .

2-4- Représenter graphiquement  $x = f(t)$

2-5- Calculer la vitesse de la réaction à la date  $t = 50$  s

3- Une autre méthode d'étude de la réaction consiste à déterminer la concentration des ions  $\text{H}^+$  (aq) en fonction du temps. La courbe représentative est donnée ci-contre :

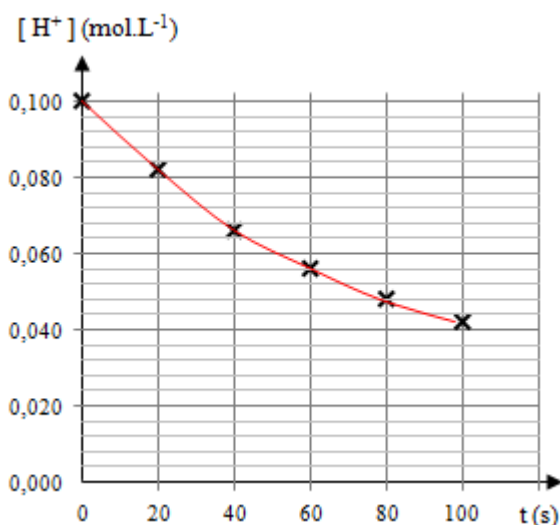
3-1- A partir du tableau d'évolution de la question 2 -2- établir une relation donnant  $[\text{H}^+]$  en fonction de  $x$  et la quantité initiale  $n_0$  d'ions  $\text{H}^+$ ...

3-2- Sachant que la réaction est totale déterminer le réactif limitant.

3-3- En déduire le temps de demi-réaction.

3-4- Exprimer la vitesse instantanée  $v$  de la réaction en fonction de  $[\text{H}^+]$ .

3-5- Calculer la vitesse de la réaction à la date  $t = 50$  s.



### Correction :

1) Equation bilan :  $\text{CaCO}_3(\text{s}) + 2 \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{L}) + \text{Ca}^{2+}(\text{aq})$

2-1- Loi des gaz parfait :  $PV = nRT$  avec P en Pascal,  $R = 8,31 \text{ S.I.}$ , T en Kelvin, n en mole et surtout V en  $\text{m}^3$

Donc avec  $n_{\text{CO}_2} = PV / ( RT ) = P \times 0,001 / ( 8,31 \times 298 )$  on obtient le tableau ci-dessous :

t (s)	20	40	60	80	100
P ( $\text{CO}_2$ )	2280	4120	5560	6540	7170
$n_{\text{CO}_2}$ ( mmol )	0,920	1,66	2,25	2,64	2,90

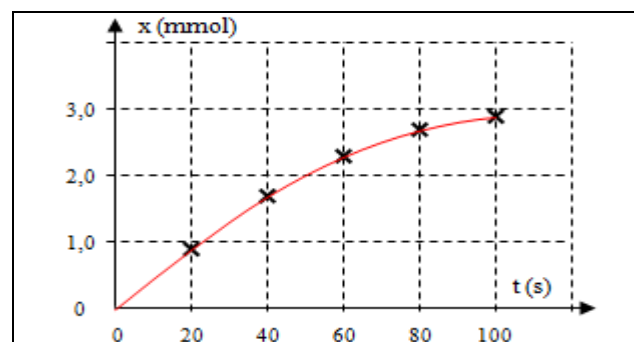
2-2- Tableau d'évolution :

Equation		$\text{CaCO}_3(\text{s}) + 2 \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{L}) + \text{Ca}^{2+}(\text{aq})$	
Etat système	Avancement	$n(\text{CaCO}_3(\text{s}))$	$n(\text{H}^+(\text{aq}))$
Initial	$x = 0$	$n'_0$	$n_0$
Intermédiaire	$x(t)$	$n'_0 - x(t)$	$n_0 - 2x(t)$
Maximal	$x = x_{\text{max}}$	$n'_0 - x_{\text{max}}$	$n_0 - 2x_{\text{max}}$

2 -3- De ce tableau d'évolution on peut voir que pour un avancement  $x$  à une date quelconque comprise entre le début et la fin de la réaction, on a  $n(\text{CO}_2)_t = x(t)$ .

2 -4- On en déduit que :

t (s)	20	40	60	80	100
$x(t)$ ( mmol )	0,920	1,66	2,25	2,64	2,90



Ce qui donne graphiquement :

2-5- la vitesse de la réaction à la date  $t = 50$  s

On trace la tangente à la courbe  $x = f(t)$  à la date  $t = 50$  s

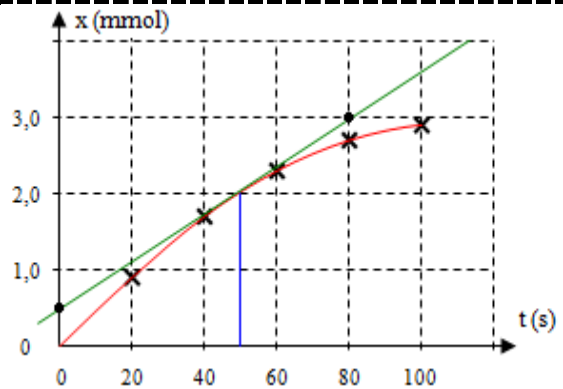
la pente de la tangente à  $t=50$ s donne la valeur de la dérivée  $\frac{dx}{dt}$

$$\frac{dx}{dt} = \frac{(3,0 - 0,5) \times 10^{-3}}{(80 - 0)} = 3,1 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{s}^{-1}$$

Sachant que la vitesse volumique d'une réaction est

$$\text{donnée par la formule } v = \frac{1}{V_S} \cdot \frac{dx}{dt}$$

$$\text{on obtient } v_{50s} = \frac{1}{0,1} \cdot 3,1 \cdot 10^{-5} = 3,1 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$



3-1- D'après le tableau de la question 2 -2-) pour un avancement  $x$ , la quantité d'ions  $H^+$  vaut :

$$n(H^+) = n_0 - 2x(t)$$

$$\frac{n(H^+)}{V_S} = \frac{n_0 - 2x(t)}{V_S}$$

$$[H^+] = \frac{n_0}{V_S} - \frac{2x(t)}{V_S} = C - \frac{2x(t)}{V_S}$$

3-2- quantité de matière initiale de chaque réactif est :  $n_0 = 0,010$  mol et  $n'_0 = m / M = 2,0 / 100 = 0,020$  mol.

On utilise la dernière ligne du tableau d'avancement pour déterminer  $x_{max}$ .

- Considérant  $H^+$  comme réactif limitant, dans cette case du tableau qu'on aura  $n_0 - 2x_{max} = 0$

Soit  $x_{max} = n_0 / 2 = 5,0$  mmol.

- Considérant  $CaCO_3$  comme réactif limitant, aura donc  $n'_0 - x_{max} = 0$

Soit  $x_{max} = n'_0 = 20$  mmol.

donc  $H^+$  est le réactif limitant et  $x_{max} = 5,0$  mmol.

3-3- A l'instant  $t_{1/2}$  on a  $x(t_{1/2}) = x_{max} / 2$

$$\text{on a encore } [H^+] = C - \frac{2x(t)}{V_S} \text{ donc à l'instant } t_{1/2} : [H^+]_{1/2} = C - \frac{2x(t_{1/2})}{V_S} = C - \frac{2 \cdot \frac{x_{max}}{2}}{V_S} = C - \frac{x_{max}}{V_S}$$

$$\text{A.N. } [H^+]_{1/2} = 0,1 - \frac{5 \cdot 10^{-3}}{100 \cdot 10^{-3}} = 0,05 \text{ mol}$$

Puis on lit sur le graphe  $[H^+] = f(t)$ . On trouve environ  $t_{1/2} = 70$  s

3-4- la vitesse volumique d'une réaction est

donnée par la formule  $v = \frac{1}{V_S} \cdot \frac{dx}{dt}$  avec

$$[H^+] = \frac{n_0}{V_S} - \frac{2x(t)}{V_S} = C - \frac{2x(t)}{V_S} \text{ alors } \frac{d[H^+]}{dt} = 0 - \frac{2}{V_S} \cdot \frac{dx}{dt} \text{ on}$$

$$\text{déduire } \frac{dx}{dt} = -\frac{V_S}{2} \cdot \frac{d[H^+]}{dt}$$

$$v = -\frac{1}{2} \cdot \frac{d[H^+]}{dt}$$

3-5- La vitesse de la réaction à la date  $t = 50$  s.

$$v = -\frac{1}{2} \cdot \frac{(0,06 - 0,088)}{(50 - 0)}$$

$$\text{on obtient } v_{50s} = 2,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

