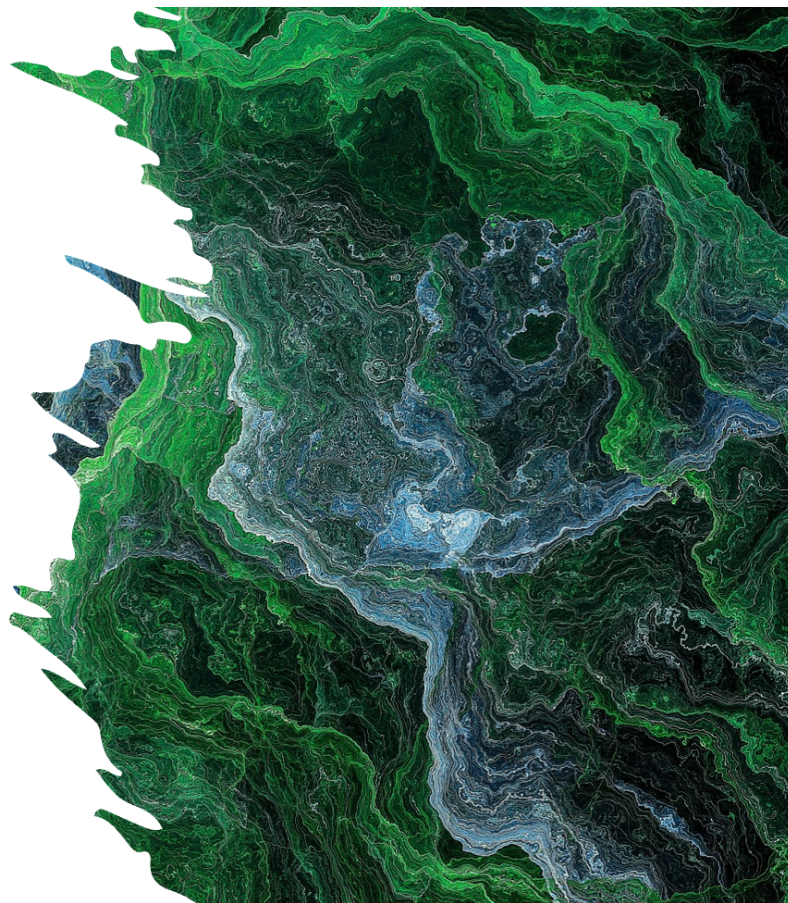


Vitesse de réaction

PARTIE B VIDEO 1

LA DEFINITION DE LA VRX ET LA VARIATION DE QUANTITÉ
PAR INTERVAL DE TEMPS.



La Vitesse de Réaction Partie B

- Le Calcul graphique (2,5)
- Le Calcul stoechiométrique (2,6)
- Le calcul Expérimentale de la vitesse (2,7 et 2,8)

définition: La vitesse de la réaction...
 Le rythme de formation de produits
 ou le rythme de disparition des réactif

Nous avons le problème de déterminer comment mesurer le changement des réactifs et des produits. Comment est-ce que les chimistes le font?

- Le changement de concentration par interval de temps
- Le changement de masse par interval de temps.
- Le volume de gaz produit par interval de temps.
- Le changement de conductivité, couleur, pH, etc.. par interval de temps

Les unités de vitesse sont exprimés ;

$$V_{Rx} = \frac{\Delta \text{masse}}{t} = \frac{\text{masse}}{s} \quad \text{ou} \quad V_{Rx} = \frac{\Delta []}{t} = \frac{\text{mole/l}}{s}$$

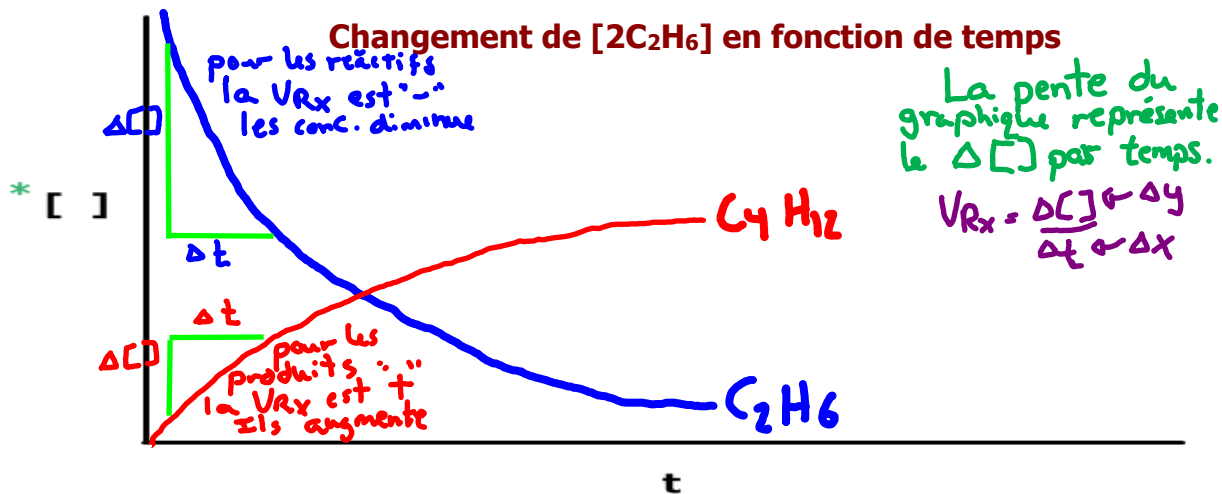
Au lieu d'un dénominateur on peut utiliser un exposant.

$$\text{moles} \cdot \text{s}^{-1}$$

$$\text{moles} \cdot \text{l}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

Mathématiquement, on calcule la vitesse pour un essai à une température donnée pour les concentrations initiales des réactifs.

Pour la réaction; $2\text{C}_2\text{H}_6 \rightarrow \text{C}_4\text{H}_{12}$



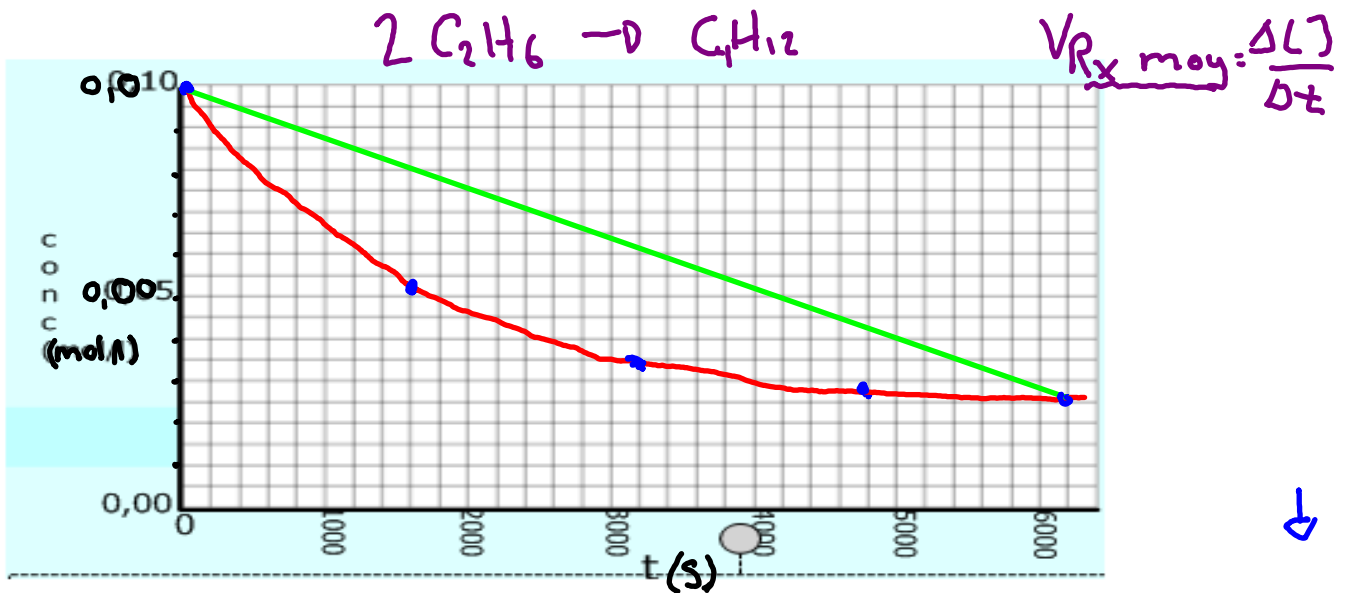
- 1** Regardez à temps zéro. Qu'est-ce qui arrive au réactif et au produit? *La pente est la plus grande. Le changement de la concentration par interval de temps est plus grande. La vitesse de la réaction est plus grande due aux nombre de collisions*
- 2** Est-ce que la vitesse de réaction demeure constante durant la réaction? *NON* Pourquoi? *S: $V_{Rx} \propto []$ et la concentration diminue. la vitesse diminue auss... # de collisions \downarrow .*

Voici les données pour la réaction.

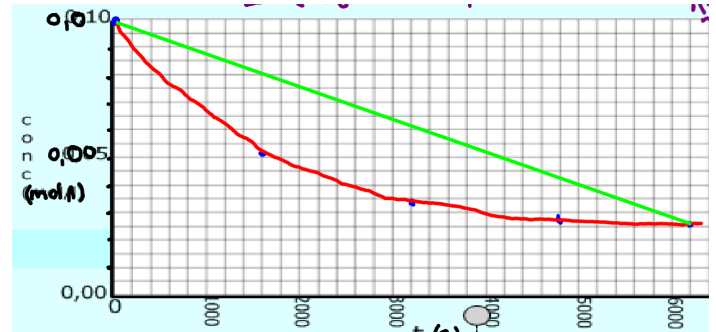
| Temps (s) <i>x</i> | $[C_2H_6]$ (mol/l) <i>y</i> |
|--------------------|-----------------------------|
| 0 | $1,00 \times 10^{-2}$ |
| 1600 | $5,08 \times 10^{-3}$ |
| 3200 | $3,37 \times 10^{-3}$ |
| 4800 | $2,53 \times 10^{-3}$ |
| 6200 | $2,08 \times 10^{-3}$ |

On veut calculer la vitesse de cette réaction. Quelle est le problème? *la Vitesse change constamment donc nous pouvons trouver...*

la V_{Rx} moyenne ou V_{Rx} instantanée
 N'oublie pas que la $V_{rx} = \frac{\Delta []}{\Delta t}$



Nous allons calculer la vitesse moyenne pour différent interval.



Pour la réaction en entier;

Entre 0 et 1600;

Entre 1600 et 3200;

Entre 3200 et 4800;

Entre 4800 et 6200;

$$V_{Rx \text{ moy}} = \frac{[]_f - []_I}{t_f - t_I}$$

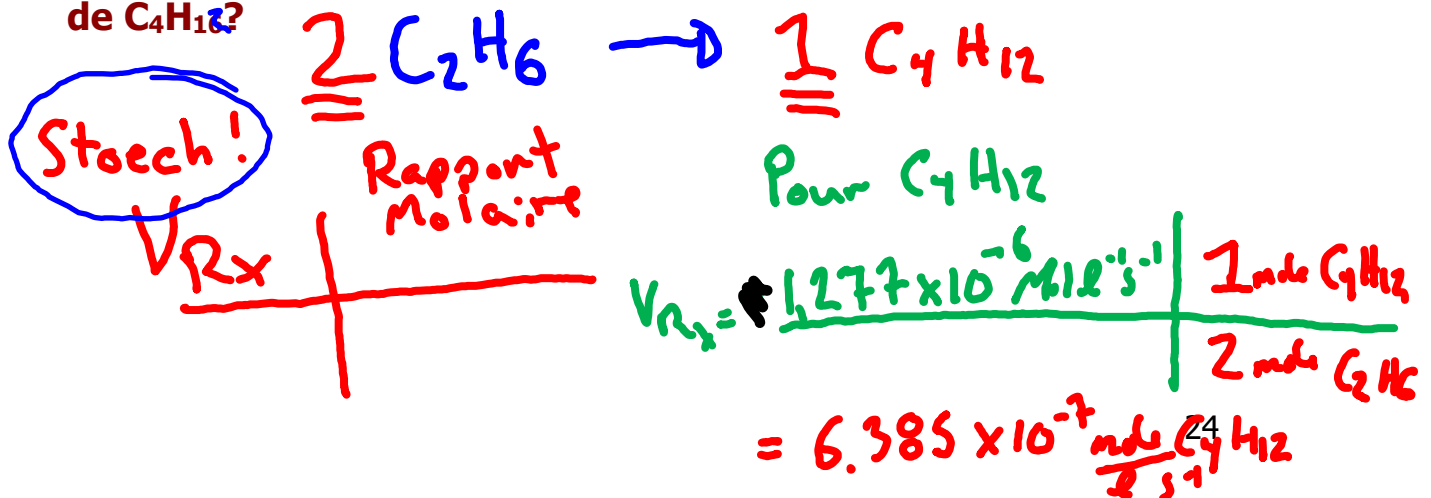
$$= \frac{2,08 \times 10^{-3} \text{ M} - 1,0 \times 10^{-2} \text{ M}}{6200 \text{ s} - 0 \text{ s}}$$

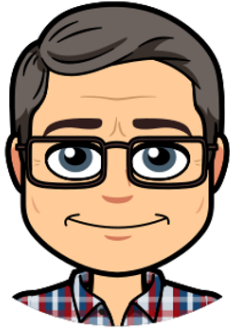
$$= -1,277 \times 10^{-6} \text{ M.l}^{-1} \cdot \text{s}^{-1} \text{ C}_2\text{H}_6$$

? C'est un reactif!

Est-ce qu'on peut exprimer la vitesse de la réaction en termes de l'autre espèce au lieu?

Comment est-ce qu'on exprime la vitesse de la rx en fonction de C_4H_{10} ?



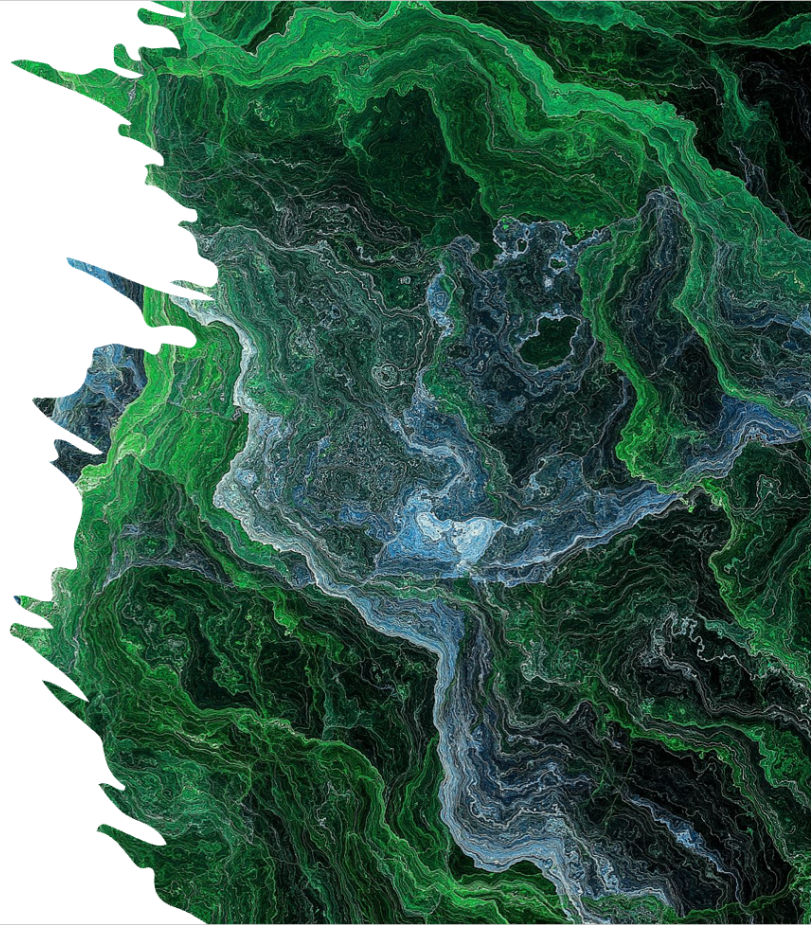


Vitesse de réaction

PARTIE B VIDEO 2

LA STOECHIMÉTRIE ET LA VITESSE DE LA RX

LA VITESSE MOYENNE ET INSTANTANNÉE



Les rapports molaires et les vitesses de réaction

ex: Lors de la réaction: $2\text{Fe}_{(s)} + 3\text{O}_{2(g)} \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_{3(s)}$

La vitesse de la réaction est mesurée à $2,5 \times 10^{-10} \text{ mol/l}\cdot\text{s}$

Pour O_2

Quelle est la vitesse par rapport aux autres espèces dans la réaction?

$$\frac{2,5 \times 10^{-10} \text{ mol/l}\cdot\text{s} \quad \text{O}_2}{2 \text{ mole Fe}} = 1,6 \times 10^{-10} \text{ mole Fe}\cdot\text{s}^{-1}$$

$$\frac{2,5 \times 10^{-10} \text{ mol/l}\cdot\text{s} \quad \text{O}_2}{3 \text{ mole O}_2} = 1,6 \times 10^{-10} \text{ mole Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{s}^{-1}$$

Exemples de calculs



Ex: Il y a 20g de Mg qui réagit complètement avec l'acide chlorhydrique dans 2 minutes. Quelle est la V_x par rapport à chaque substance?

$$V_{R_x} = \frac{\text{moles Mg}}{\text{s}}$$

$$V_{R_x} = \frac{0,823 \text{ mole}}{120 \text{ s}} = 6,857 \times 10^{-3} \frac{\text{mole Mg}}{\text{s}}$$

$$\frac{20 \text{ g Mg} / 1 \text{ mole}}{24,305 \text{ g/mol}} = 0,823 \text{ mole}$$

$$\frac{6,857 \times 10^{-3} \frac{\text{mole}}{\text{s}}}{2 \text{ mole HCl}} = 1 \text{ mole Mg}$$

Ex: Durant une réaction la concentration de H_2 change de 4M à 1M dans 30s. Quelle est la V_{rx} par rapport à chaque substance?



$$V_{R_x} = \frac{\Delta [C]}{t}$$

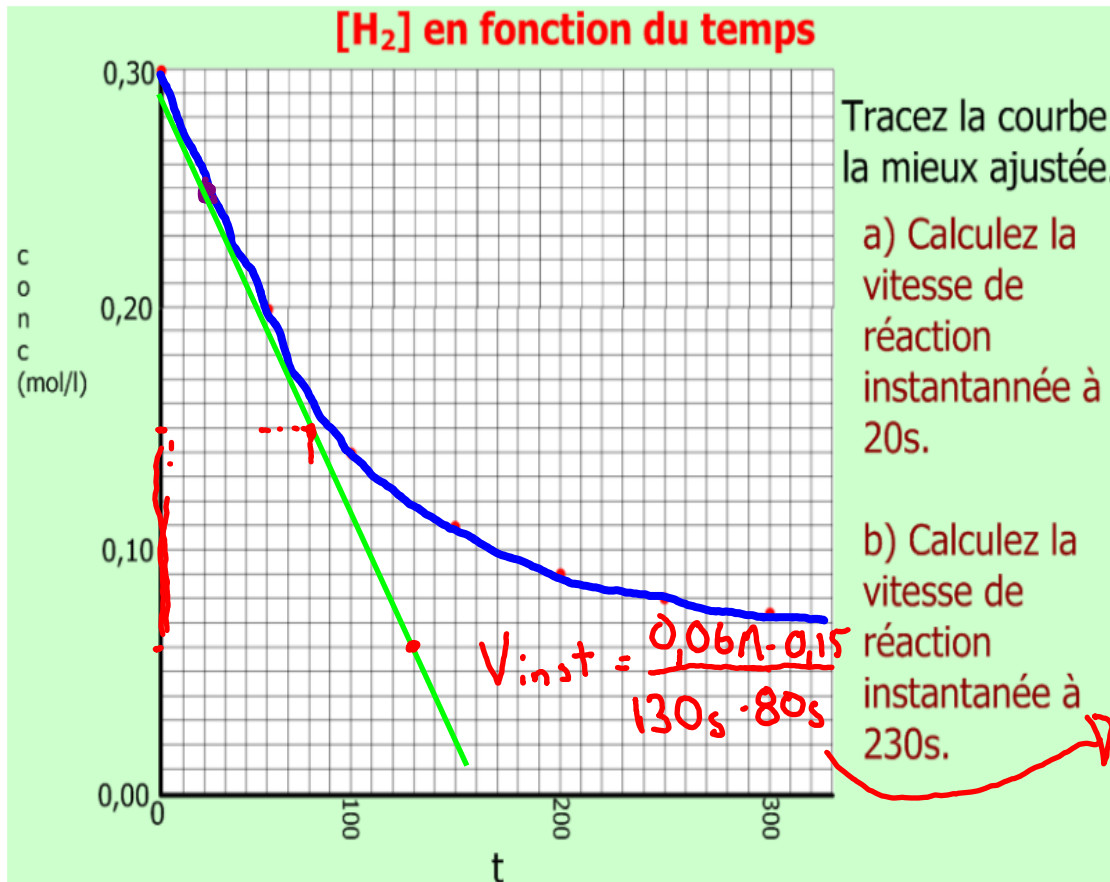
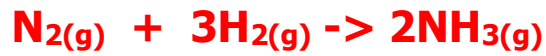
$$= \frac{1\text{M} - 4\text{M}}{30\text{s}} = \frac{-3\text{Mol/l}}{30\text{s}} = -0,1 \text{ Mol/l}\cdot\text{s}^{-1} \text{ H}_2$$

$$\frac{0,1 \text{ Mol/l}\cdot\text{s}^{-1}}{2 \text{ mole H}_2} = 0,05 \text{ Mol/l}\cdot\text{s}^{-1}$$

La vitesse de réaction instantanée

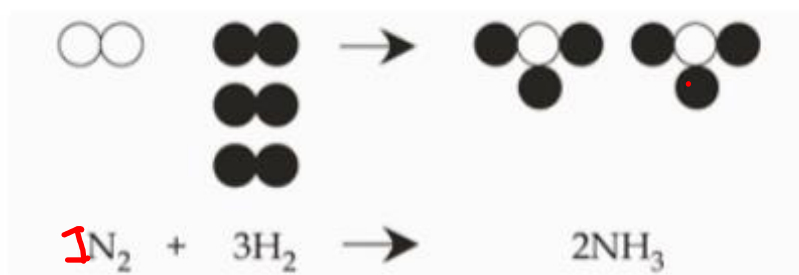
La vitesse à un instant donné est calculer par extrapoler un très petit intervalle de temps.

Pour la réaction



$$V_{R_{inst}} = \frac{\Delta []}{\Delta t_{\Delta t \rightarrow 0}}$$

$$-1,8 \times 10^{-3} \text{ mol l}^{-1} \text{ s}^{-1} \text{ H}_2$$



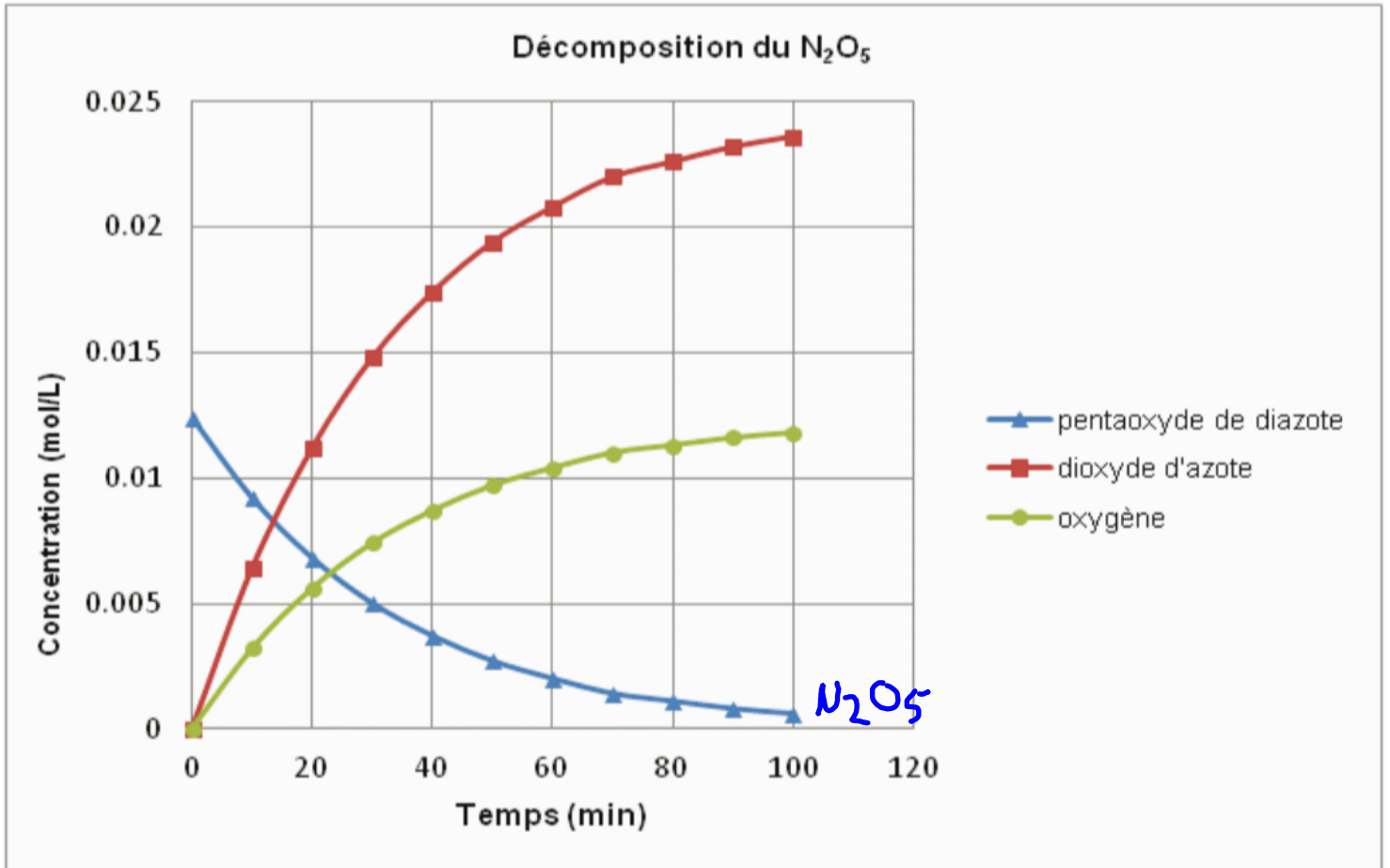
$$\frac{-1,8 \times 10^{-3} \text{ mol l}^{-1} \text{ s}^{-1} \text{ H}_2}{3 \text{ mole H}_2} \Bigg| \frac{1 \text{ mole N}_2}{3 \text{ mole H}_2} = -6 \times 10^{-4} \text{ mol l}^{-1} \text{ s}^{-1} \text{ N}_2$$

Une chimiste étudie la décomposition du pentaoxyde de diazote à 45 °C.
L'équation équilibrée s'écrit comme suit :



La chimiste a mesuré la concentration de pentaoxyde de diazote à des intervalles de 10 minutes pendant 100 minutes à l'aide de la colorimétrie (spectrophotomètre).
Le tableau ci-dessous comprend les données recueillies.

| Temps (min) | Décomposition du N ₂ O ₅ à 45 °C | | |
|-------------|--|-----------------|----------------|
| | Concentration (mol/L) | | |
| | $[\text{N}_2\text{O}_5]$ | $[\text{NO}_2]$ | $[\text{O}_2]$ |
| 0 | 0,0124 | 0 | 0 |
| 10 | 0,0092 | 0,0064 | 0,0032 |
| 20 | 0,0068 | 0,0112 | 0,0056 |
| 30 | 0,0050 | 0,0148 | 0,0074 |
| 40 | 0,0037 | 0,0174 | 0,0087 |
| 50 | 0,0027 | 0,0194 | 0,0097 |
| 60 | 0,0020 | 0,0208 | 0,0104 |
| 70 | 0,0014 | 0,0220 | 0,0110 |
| 80 | 0,0011 | 0,0226 | 0,0113 |
| 90 | 0,0008 | 0,0232 | 0,0116 |
| 100 | 0,0006 | 0,0236 | 0,0118 |



2,5 et 2,6

Ordre de la réaction et la loi de la vitesse de la réaction

On a vu comment calculer la vitesse d'une réaction pour une certaine concentration des réactifs impliqués. On se demande maintenant la question....

Comment est ce que la vitesse de la réaction est affecter par la concentration initiale?

***Pour une réaction donnée _____
_____ si la

température est constante.

**LA LOI DE LA VITESSE PEUT SEULEMENT ÊTRE DÉTERMINER
EXPÉRIMENTALEMENT**



Nous avons besoin d'un différent graphique...

Celui-ci mesure le changement dans la vitesse de réaction en fonction de la concentration des réactifs.

| exp | [H ₂] | [I ₂] | V _{rx} |
|-----|-------------------|-------------------|-----------------|
| 1 | 1M | 1M | 4Mol/l's |
| 2 | 2M | 1M | 8Mol/l's |
| 3 | 2M | 2M | 16Mol/l's |
| 4 | 4M | 4M | ? |

Pour cette réaction la vitesse dépend sur la concentration de H₂ et de I₂. Observez...

l'ordre de la réaction; _____

ensemble on a un équation **$V_{rx} =$**

$k =$

Ici, quelle est la valeur de K?

$$V_{rx} = K [H_2]^1 [I_2]^1$$

La loi de la vitesse : _____

En général pour une réaction



La loi de la vitesse s'écrit;

Les unités de la constante de la vitesse

1^{ère} ordre k =

2^{ème} ordre k =

3^{ème} ordre k =

4^{ème} ordre k =

Parfois la rx globale se compose de plusieurs rx partielles.
Ces rx peuvent avoir un effet imprévu sur la vitesse.

Il faut faire une série d'expériences pour identifier l'effet de chaque réactif sur la Vrx.

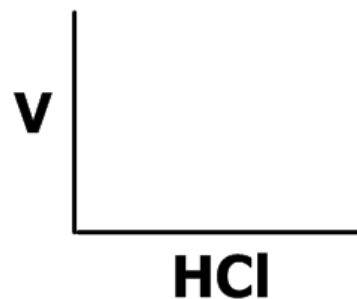
ex: Pour la réaction suivante on fait plusieurs expériences en variant la concentration de l'HCl.



En observant la réaction on pense que la loi de la vitesse est....

On peut seulement le vérifier par expérience...

| Expérience | [HCl] | Vrx (mol/l*s ⁻¹) |
|------------|-------|------------------------------|
| 1 | 0,5M | 6,5 × 10 ⁻⁴ |
| 2 | 1,0M | 1,3 × 10 ⁻³ |
| 3 | 2,0M | 2,6 × 10 ⁻³ |
| 4 | 3,0M | 3,9 × 10 ⁻³ |



Qu'est-ce que les résultats de l'expérience nous indiquent?

Soit la réaction; $2\text{H}_2(\text{g}) + 2\text{NO}(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{N}_2(\text{g})$

| expérience | H_2 | NO | V_{rx} |
|------------|--------------|-------------|----------------------|
| 1 | 0,005M | 0,025M | $1,2 \times 10^{-6}$ |
| 2 | 0,010M | 0,025M | $2,4 \times 10^{-6}$ |
| 3 | 0,010M | 0,050M | $4,8 \times 10^{-6}$ |

Déterminez l'ordre par rapport à chaque réactif.

Calculez la valeur de k avec les unités appropriées.

Écrivez la loi de la vitesse.

Trouvez la valeur manquante.

| expérience | H_2 | NO | V_{rx} |
|------------|--------------|-------------|----------------------|
| 1 | 0,005M | 0,025M | $1,2 \times 10^{-6}$ |
| 2 | 0,010M | 0,025M | $2,4 \times 10^{-6}$ |
| 3 | 0,010M | 0,050M | $4,8 \times 10^{-6}$ |
| 4 | 0,200M | 0,050M | |

Soit la réaction; $A + B \rightleftharpoons C$

| expérience | A | B | V _{rx} |
|------------|-------|-------|-----------------|
| 1 | 1,50M | 1,50M | 0,32M |
| 2 | 1,50M | 3,00M | 0,32M |
| 3 | 3,00M | 1,50M | 0,64M |
| 4 | | 2,00M | 1,28M |

Déterminez l'ordre par rapport à chaque réactif.

Calculez la valeur de k avec les unités appropriées.

Écrivez la loi de la vitesse.

Trouvez la valeur manquante.

Soit la réaction; $2X + 3Y \rightleftharpoons Z$

| expérience | x | y | Vrx |
|------------|-------|-------|-------|
| 1 | 0,10M | 0,50M | 0,147 |
| 2 | 0,20M | 0,30M | 0,127 |
| 3 | 0,40M | 0,60M | 4,064 |
| 4 | 0,20M | 0,60M | 1,016 |
| 5 | 0,40M | 0,30M | 0,508 |
| 6 | 0,50M | 0,80M | |

Déterminez l'ordre par rapport à chaque réactif.

Calculez la valeur de k avec les unités appropriées.

Écrivez la loi de la vitesse.

Trouvez la valeur manquante.

Observez l'étude suivante; Il est un peu plus difficile.

Pour la réaction $A + B \rightarrow C$

| Exp. | [A] | [B] | Vitesse de rx (mol/l s) |
|------|------|------|----------------------------|
| 1 | 0,5M | 0,5M | 1,2 |
| 2 | 1,0M | 0,5M | 4,8 |
| 3 | 2,0M | 1,0M | 38,4 |

Trouvez la loi de la vitesse.

