

Terminale Spécialité Physique-Chimie	Thème : Constitution et transformations de la matière	M.KUNST-MEDICA MAJ 07/2024	
<b>Chapitre 13 : Modélisation macroscopique de l'évolution d'un système</b>		Cours livre p 77 à 80	

**Nom : ..... Prénom : ..... Classe : .....**

## Mon livret « plan de travail et parcours d'exercices ».

*A remettre au professeur le jour du DS avec les feuilles d'exercices*

**Site internet : <http://www.lasallesciences.com>**

### Les « attendus » du chapitre

Bilan	Mon opinion après avoir réalisé les exercices	Avis du professeur après le DS
<b>AE 13.1 : A l'épreuve du temps</b>		
Définir des transformations lentes et rapides.		
Identifier, à partir de données expérimentales des facteurs cinétiques.		
Citer les propriétés d'un catalyseur et identifier un catalyseur à partir de données expérimentales.		
Justifier le choix d'un capteur de suivi temporel de l'évolution d'un système.		
<b>AE 13.2 : Suivi temporel d'une transformation chimique</b>		
Justifier le choix d'un capteur de suivi temporel de l'évolution d'un système.		
A partir de données expérimentales, déterminer une vitesse volumique de disparition d'un réactif, une vitesse volumique d'apparition d'un produit ou un temps de demi-réaction.		
Identifier, à partir de données expérimentales, si l'évolution d'une concentration suit ou non une loi de vitesse d'ordre 1		

## Les bons réflexes pour les exercices

Pour une réaction d'équation  $aA + bB \rightarrow cC + dD$  :

**Si l'énoncé demande de...**

**Il est nécessaire de...**

Déterminer un temps de demi-réaction.

### Réflexe 1

→ Ex. 6 p. 85

- Identifier le **réactif limitant A** (ou le **produit C**) dont on suit l'évolution.
- Déterminer la **concentration initiale**  $[A]_0$  de A (ou la **concentration maximale**  $[C]_{\max}$  de C).
- Déterminer la durée  $t_{1/2}$  nécessaire pour que la concentration atteigne la moitié de l'une ou l'autre de ces valeurs.

À partir d'une courbe, déterminer une vitesse  $v_1$  d'apparition ou de disparition à une date  $t_1$  donnée.

### Réflexe 2

→ Ex. 8 p. 85

Sur la courbe donnant, en fonction du temps  $t$ , la concentration  $C$  de l'espèce dont on suit l'évolution :

- Tracer la **tangente à la courbe** au point  $(t; C_1)$ .
- Exprimer le **coefficient directeur  $m$**  de cette tangente.
- En déduire la valeur de  $v_1$  :
  - $v_1 = -m$  s'il s'agit d'une vitesse de disparition d'un réactif ;
  - $v_1 = m$  s'il s'agit d'une vitesse d'apparition d'un produit.

Identifier si une réaction est ou non d'ordre 1 par rapport au réactif A (B étant en large excès).

### Réflexe 3

→ Ex. 10 p. 86

#### Méthode 1

- Déterminer la durée  $t_{1/2}$  (**Réflexe 1**) pour différentes valeurs de  $[A]_0$
- Vérifier que  $t_{1/2}$  est indépendant de la concentration initiale  $[A]_0$  du réactif A.

#### Méthode 2

- Tracer, en fonction de  $[A]_t$ , la vitesse volumique de disparition de A ou celle d'apparition de C (**Réflexe 2**).
- Vérifier que ces vitesses volumiques sont proportionnelles à la concentration  $[A]$  de l'espèce A au cours du temps.

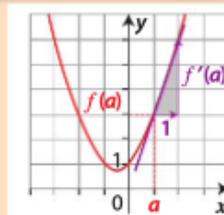
#### Méthode 3

- Modéliser l'évolution de la concentration  $[A]_t$  au cours du temps pour vérifier que la concentration obéit à une loi exponentielle du type  $[A]_t = [A]_0 \times \exp(-k \times t)$ .

## Côté maths

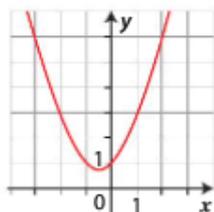
### À retenir

- Soient une fonction  $f$  dérivable en un réel  $a$  et le point A de coordonnées  $(a; f(a))$ . La tangente à la courbe représentative de  $f$  au point A d'abscisse  $a$  est la droite passant par A et de coefficient directeur  $f'(a)$ .
- En physique-chimie, le coefficient directeur de la tangente possède une unité qui doit être précisée.



## Côté maths

On considère la fonction  $f$  définie sur  $\mathbb{R}$  par  $f(x) = x^2 + x + 1$ . Sa représentation graphique est donnée ci-dessous :



- Déterminer, par le calcul puis graphiquement, la valeur du coefficient directeur de la tangente à la courbe au point d'abscisse  $x = 1$ .

### Méthode

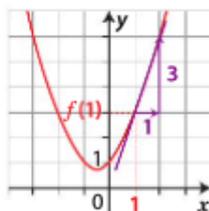
- La valeur du coefficient directeur de la tangente à la courbe au point d'abscisse  $x = 1$  est égale à  $f'(1)$  :

$$f'(x) = 2x + 1;$$

$$\text{donc } f'(1) = 2 \times 1 + 1 = 3.$$

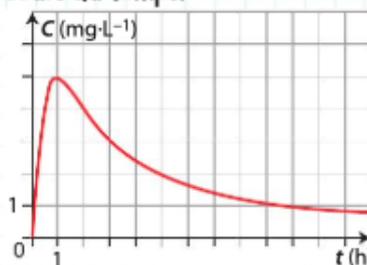
On peut retrouver graphiquement cette valeur sur le schéma ci-contre. Le coefficient directeur  $m$  de la tangente à la courbe au point d'abscisse  $x = 1$  est :

$$m = \frac{3}{1} = 3.$$



## Côté physique & chimie

Un médicament est administré à un patient. La courbe suivante indique la concentration  $C$  du médicament dans le sang au cours du temps.

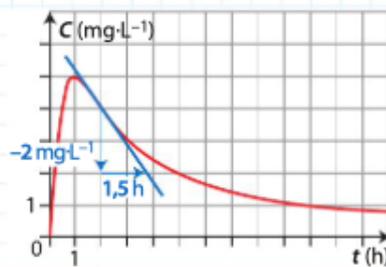


- Estimer graphiquement la valeur de la vitesse d'élimination (de disparition)  $v(t) = -\frac{dC}{dt}$  du médicament, à la date  $t = 2,0$  h.

### Méthode

- À la date  $t = 2,0$  h,  $\frac{dC}{dt}$  est égal au coefficient directeur de la tangente à la courbe au point d'abscisse  $t = 2,0$  h :

$$v_2 = -\frac{dC}{dt} = -\frac{-2,0 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}}{1,5 \text{ h}} = 1,3 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{h}^{-1}.$$



## La vidéo du chapitre



<https://www.youtube.com/watch?v=Jsnwg6SmWC8>

Vidéo : Bilan de cours sur la modélisation macroscopique de l'évolution d'un système (Stella)

# Le plan de travail

(Surligner les étapes réalisées)

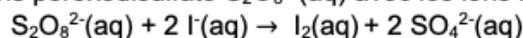
**A faire après le cours partie A et l'AE 13.1 : A l'épreuve du temps**

Lire la correction de l'AE 13.1

Lire et étudier la partie A du cours – « Modélisation macroscopique »

## Exercices d'application : Livret exos révisions chimie : 35 à 39 p 24 à 26

**Exercice 35 :** La réaction des ions peroxodisulfate  $S_2O_8^{2-}(aq)$  avec les ions iodure  $I^-(aq)$  a pour équation :



On réalise deux expériences A et B avec deux mélanges initiaux identiques. L'expérience A est réalisée à  $20^\circ C$  alors que l'expérience B est réalisée à  $35^\circ C$ . Au fur et à mesure que le système évolue, on détermine la quantité de diiode  $n(I_2)$  formé pendant des durées égales  $\Delta t_i$  :

	$\Delta t_1$ de 0 à 60 s	$\Delta t_2$ de 60 à 120 s	$\Delta t_3$ de 120 à 180 s
A	30	23	19
B	45	30	20

1. Montrer le rôle de la concentration des réactifs sur la rapidité d'évolution d'un système.
2. Montrer le rôle de la température sur la cinétique de cette réaction.

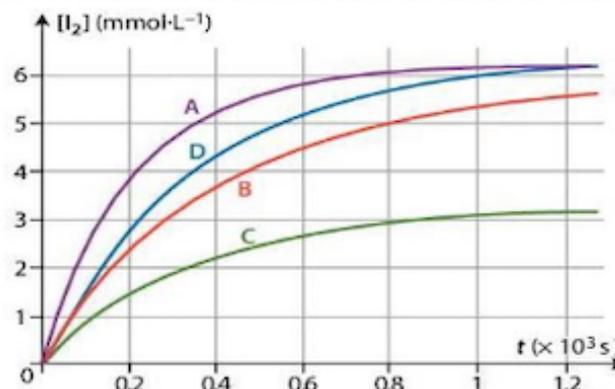
**Exercice 36 :** On suit l'évolution de la concentration en diiode de quatre mélanges réactionnels (A, B, C et D) lors de la réaction entre le peroxyde d'hydrogène  $H_2O_2(aq)$ , les ions iodure  $I^-(aq)$  et les ions hydrogène  $H^+(aq)$ . L'équation s'écrit :  $H_2O_2(aq) + 2 I^-(aq) + 2 H^+(aq) \rightarrow I_2(aq) + 2 H_2O(l)$

Le diiode est la seule espèce colorée.

Les quantités initiales des réactifs dans les mélanges réactionnels de volumes égaux sont données ci-contre :

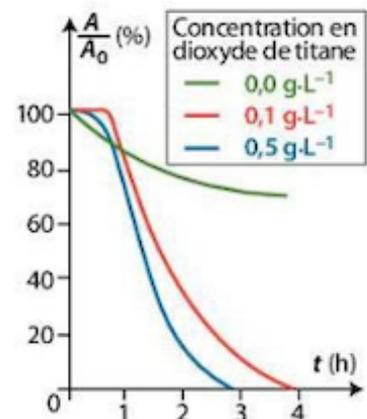
Mélange	A	B	C	D
$n_0(I^-)$ (mmol)	2	1	1	2
$n_0(H_2O_2)$ (mmol)	0,20	0,20	0,10	0,20
$n_0(H^+)$ (mmol)	20	20	20	10

Pour chaque mélange, on trace l'évolution de la concentration en diiode au cours du temps :



1. Justifier l'utilisation d'un spectrophotomètre pour suivre l'évolution de la concentration en diiode dans les mélanges.
2. En comparant les courbes deux à deux, montrer l'influence de la concentration sur la rapidité d'évolution d'un système.

**Exercice 37 :** La rhodamine, utilisée comme colorant dans l'industrie du papier, doit être éliminée des effluents industriels. Pour étudier sa photo-dégradation en présence d'un catalyseur, le dioxyde de titane, on expose à la lumière une solution de rhodamine. On relève l'absorbance  $A$  de la solution au cours du temps. Sur le graphique ci-dessous, le rapport  $\frac{A}{A_0}$  représente le rapport entre l'absorbance  $A$  mesurée et l'absorbance  $A_0$  de la solution avant l'exposition à la lumière.



1. Justifier à l'aide du graphique que le dioxyde de titane est bien un catalyseur et non un réactif.
2. Déterminer l'influence de la concentration en catalyseur sur la cinétique de la réaction.

**Exercice 38 :**

**Document A : La découverte de la catalyse.**

« Le mot « catalyse » fut créé par Berzelius. C'est pour quoi on lui fit l'honneur de cette découverte, alors qu'elle est due à deux Français, Clément et Desormes, son beau-père. C'est en 1806, dans une note à l'Institut de France à propos de la formation de l'acide sulfurique dans les chambres à plomb, que se trouve expliqué pour la première fois le mécanisme catalytique. »

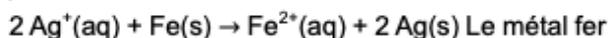
**Document B : La chambre à plomb.** Le procédé des chambres à plomb est le procédé historique de production industrielle de l'acide sulfurique. Introduit par John Roebuck en 1746, il met en œuvre une réaction d'équation :



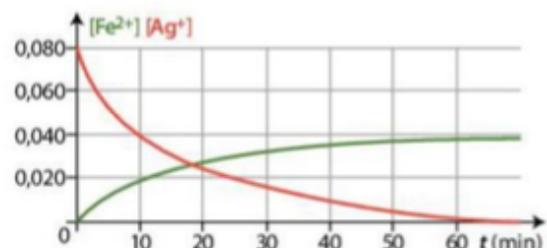
La réaction est plus rapide en présence d'oxydes d'azote. Ces derniers sont continuellement recyclés.

- Extraire deux informations montrant que les oxydes d'azote agissent comme catalyseurs.

**Exercice 39 :** On trace l'évolution, en fonction du temps, des concentrations d'un mélange réactionnel en ions fer (II)  $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$  et en ions argent (I)  $\text{Ag}^+(\text{aq})$  au cours de la réaction d'équation :



Le métal fer est en excès.



1. Évaluer la durée  $t_r$  de la réaction.
2. Déterminer, par deux méthodes différentes, le temps de demi-réaction,  $t_{1/2}$ .
3. Le comparer à la durée de réaction,  $t_r$ .

**A faire après le cours et l'AE 13.2 : Suivi temporel d'une transformation chimique**

**Lire les corrections de l'AE 13.2**

**Lire et étudier la partie B du cours – « Loi des vitesses »**

**Visionner la vidéo du cours « bilan de cours sur la modélisation macroscopique ».**

## Exercices d'application :

### *Livret exos révisions chimie : 40 à 43 p 26 à 27*

**Exercice 40 :** En solution dans le tétrachlorométhane, le pentaoxyde de diazote  $N_2O_5$  se décompose lentement en dioxygène  $O_2$  et en dioxyde d'azote  $NO_2$ . On suit l'évolution temporelle de la concentration en  $N_2O_5$  de la solution :

t (min)	0	5	10	20	30	40	50	60
$[N_2O_5]_t$ (mmol.L <sup>-1</sup> )	250	210	176	125	89	62	43	31

1. Écrire l'équation de la réaction.
2. Déterminer, à partir du tableau puis graphiquement, les vitesses volumiques de disparition du pentaoxyde de diazote à  $t_1 = 5$  min.
3. Expliquer les écarts éventuels constatés.

**Exercice 41 :** On étudie la décomposition du pentaoxyde de diazote  $N_2O_5$ .

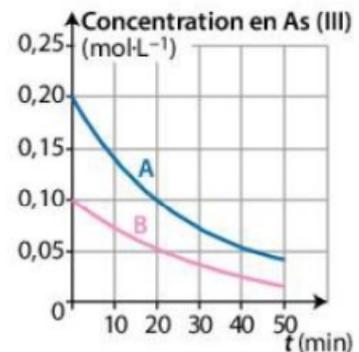
t (min)	0	5	10	20	30	40	50	60
$[N_2O_5]_t$ (mmol.L <sup>-1</sup> )	250	210	176	125	89	62	43	31

1. Recopier les données expérimentales dans un tableur, puis calculer la valeur de la vitesse de disparition du pentaoxyde de diazote aux différentes dates du tableau.
2. Tracer le graphe de l'évolution de la vitesse en fonction de la concentration  $[N_2O_5]_t$ .
3. Vérifier que la réaction est d'ordre 1 par rapport au pentaoxyde de diazote.

**Exercice 42 :** À 25 °C, on étudie la réaction de l'arsenic (III) avec le peroxyde d'hydrogène en large excès.

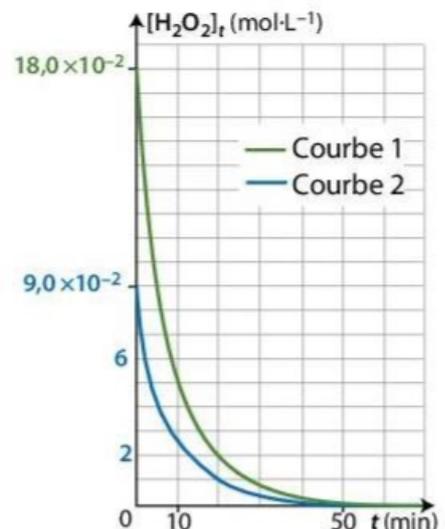
On trace l'évolution temporelle de la concentration en arsenic (III) de deux solutions A et B de concentrations initiales différentes en arsenic (III).

1. Déterminer les temps de demi-réaction.
2. Vérifier que la réaction est d'ordre 1 par rapport à l'arsenic (III).



**Exercice 43 :** On étudie la décomposition au cours du temps, en présence d'un catalyseur, de deux solutions de concentrations initiales différentes en peroxyde d'hydrogène  $H_2O_2(aq)$  (courbes 1 et 2).

1. Déterminer si l'évolution de la concentration  $[H_2O_2]_t$  suit ou non une loi de vitesse d'ordre 1.
2. Déterminer graphiquement la vitesse de disparition du peroxyde d'hydrogène à la date  $t = 20$  min.



# Faire l'exercice résolu sans correction, puis corriger

## 1 Exercice résolu

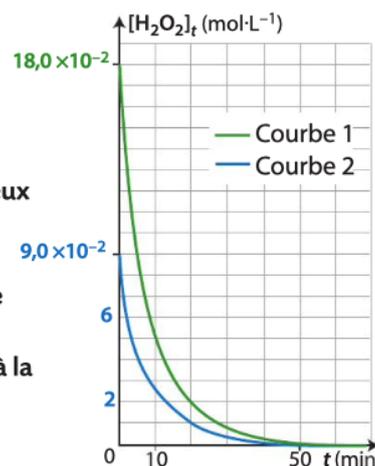
### Décomposition de l'eau oxygénée

Mobiliser et organiser ses connaissances ; exploiter un graphique.

*D'après Baccalauréat.*

On étudie la décomposition au cours du temps, en présence d'un catalyseur, de deux solutions de concentrations initiales différentes en peroxyde d'hydrogène  $\text{H}_2\text{O}_2$  (aq) (courbes 1 et 2).

1. Déterminer si l'évolution de la concentration  $[\text{H}_2\text{O}_2]_t$  suit ou non une loi de vitesse d'ordre 1.
2. Déterminer graphiquement la vitesse de disparition du peroxyde d'hydrogène à la date  $t = 20$  min (courbe 2).



### Solution rédigée

- On utilise le **Réflexe 1**.

Identification du réactif limitant

Détermination de la concentration initiale du réactif limitant

Détermination graphique de  $t_{1/2}$

1. Le réactif limitant est le peroxyde d'hydrogène puisque sa concentration est nulle à l'état final. On en déduit graphiquement :

Pour la **courbe 1** :  $[\text{H}_2\text{O}_2]_0 = 18,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

Pour la **courbe 2** :  $[\text{H}_2\text{O}_2]_0 = 9,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

Pour chaque évolution, on en déduit graphiquement (voir courbe page suivante) les mêmes temps de demi-réaction :  $t_{1/2} = 6$  min.

- On utilise la **Méthode 1**

Détermination des temps de demi-réaction

Comparaison des  $t_{1/2}$

- On utilise le **Réflexe 2**

Tracé de la tangente

Expression du coefficient directeur

Calcul de la vitesse de disparition

Les temps de demi-réaction étant les mêmes, la réaction est donc d'ordre 1 par rapport à  $\text{H}_2\text{O}_2$ .

2. On trace la **tangente** à la **courbe 2** à  $t = 20$  min. On choisit deux points A et B sur la tangente.

Le coefficient directeur s'exprime par :

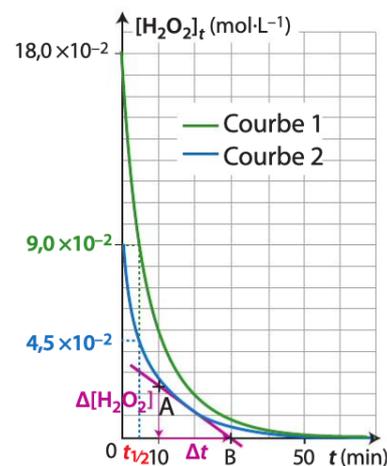
$$m = \frac{[\text{H}_2\text{O}_2]_A - [\text{H}_2\text{O}_2]_B}{t_A - t_B}$$

$$m = \frac{(2,4 \times 10^{-2} - 0) \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{(10 - 30) \text{ min}}$$

$$m = -1,2 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

La valeur de la vitesse de disparition s'en déduit :

$$v_{30} = -m = 1,2 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$



# Répondre au QCM de fin de chapitre

## 1 Les facteurs cinétiques



Si erreur, revoir § 1 p. 77

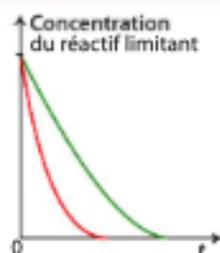
1. Généralement, l'évolution d'un système est d'autant plus rapide que :	du solvant est ajouté.	le volume du système chimique augmente.	la concentration des réactifs augmente.
2. Généralement, une élévation de température :	augmente la vitesse de disparition d'un réactif.	diminue la vitesse de disparition d'un réactif.	n'a pas d'influence sur la vitesse de disparition d'un réactif.
3. La trempe :	est un rinçage du mélange réactionnel.	désigne un refroidissement brutal du système.	ralentit l'évolution d'un système.
4. Un catalyseur :	augmente la vitesse de disparition d'un réactif.	figure dans l'équation d'une réaction.	est présent en fin de réaction.
5. La catalyse est hétérogène quand les réactifs et le catalyseur sont :	dans la même phase.	dans des phases différentes.	solides.

## 2 La vitesse d'évolution d'un système



Si erreur, revoir § 2 p. 78

6. On considère la réaction d'équation : $2 I^- (aq) + H_2O_2 (aq) + 2 H^+ (aq) \rightarrow 2 H_2O (l) + I_2 (aq)$ La vitesse volumique d'apparition du diiode est donnée par :	$v_{app}(I_2)_t = \frac{d[I_2]}{dt}$	$v_{app}(I_2)_t = -\frac{d[I^-]}{dt}$	$v_{app}(I_2)_t = \frac{1}{V} \times \frac{d[I_2]}{dt}$
7. Le temps de demi-réaction est :	la durée nécessaire à la disparition de la moitié des réactifs.	la durée nécessaire à la disparition de la moitié du réactif limitant.	la moitié du temps nécessaire pour que la réaction soit terminée.
8. Sur le graphe ci-contre, on représente les évolutions au cours du temps de la concentration en réactif limitant lors d'une réaction catalysée et d'une réaction non catalysée.	la courbe verte traduit l'évolution d'une réaction catalysée.	la vitesse initiale de disparition du réactif limitant, déterminée à partir de la courbe verte, est supérieure à celle déterminée à partir de la courbe rouge.	le temps de demi-réaction est plus faible pour le système dont l'évolution est représentée en rouge.
9. L'évolution d'un système chimique peut être considérée comme terminée au bout d'une durée égale :	au temps de demi-réaction.	à deux fois le temps de demi-réaction.	à plusieurs fois le temps de demi-réaction.



## 3 La loi de vitesse d'ordre 1



Si erreur, revoir § 3 p. 79

Soit la réaction d'équation :  $S_2O_8^{2-} (aq) + H_2O (l) \rightarrow 2 SO_4^{2-} (aq) + \frac{1}{2} O_2 (g) + 2 H^+ (aq)$

10. En solution diluée, si la réaction est d'ordre 1 par rapport à  $S_2O_8^{2-} (aq)$  :

$$= [S_2O_8^{2-}]_0 \times \exp(-k \times t)$$

$$v_{disp}(S_2O_8^{2-})_t = k \times t$$

$$v_{disp}(S_2O_8^{2-})_t = k \times [S_2O_8^{2-}]_t$$

11. En solution diluée, si la réaction est d'ordre 1 par rapport à  $S_2O_8^{2-} (aq)$ , le temps de demi-réaction  $t_{1/2}$  :

dépend de la concentration initiale  $[S_2O_8^{2-}]_0$ .

est indépendant de la concentration initiale  $[S_2O_8^{2-}]_0$ .

est tel que :

$$v_{disp}(S_2O_8^{2-})_{t_{1/2}} = \frac{v_{disp}(S_2O_8^{2-})_0}{2}$$

## Sujets type bac sur le chapitre

*Livret exercices de révisions chimie bac*

*Type bac 7 : DEUX ANTISEPTIQUES (p 27)*

*Type bac 8 : SUIVI CINÉTIQUE ET TRANSFORMATION (p 30)*

*Type bac 9 : DISMUTATION DE L'EAU OXYGÉNÉE (p 32)*

**Après mes révisions, je me sens dans l'état d'esprit suivant pour aborder le devoir surveillé :**

