

## Correction des exercices du chapitre 14 :

Attention les corrections ne sont pas toujours rédigées correctement.

Les solutions rédigées sont faites en classe ou dans le livre avec les exercices résolus p 102-103

### QCM

p. 101

1. A et C ; 2. A, B et C ; 3. A et B ; 4. B ; 5. A et B ; 6. C ; 7. A et B ; 8. A ; 9. A et C ; 10. A et B ; 11. C.

### Exercices

#### Appliquer le cours

p. 104

#### 3 Identifier des mélanges réactionnels

Les chocs et les chocs efficaces sont plus nombreux dans le mélange 2 ; c'est le mélange qui a la température la plus élevée.

#### 4 Modéliser un mélange réactionnel

1. À une température plus élevée, on représente le même nombre de boules, mais le nombre de chocs efficaces étant plus élevé, on modélise plus de chocs entre entités et plus de chocs efficaces (« flashes ») entre boules grises et bleues.

2. Si on augmente la concentration en cuivre, le nombre de sphères bleues est plus élevé ainsi que le nombre de chocs entre entités et de chocs efficaces (« flashes ») entre boules grises et bleues.

3. Dans les deux cas, si on augmente le nombre de chocs efficaces, on obtient plus de produit donc la réaction va plus vite.

#### 5 Écrire une équation de réaction

1. HIO est l'intermédiaire réactionnel.

2.  $2 \text{HI} (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq}) \rightarrow \text{I}_2 (\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\ell)$

#### 6 Compléter un mécanisme réactionnel

(1)  $(\text{CH}_3)_3\text{CBr} \rightleftharpoons (\text{CH}_3)_3\text{C}^+ + \text{Br}^-$

(2)  $(\text{CH}_3)_3\text{C}^+ + \text{HO}^- \rightarrow (\text{CH}_3)_3\text{COH}$

#### 7 Identifier un catalyseur

1. Dans le mécanisme 2 : ils sont consommés à l'étape 1 puis régénérés à l'étape 3.

2. Réaction 1 :  $(\text{CH}_3)_3\text{CCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow (\text{CH}_3)_3\text{COH} + \text{Cl}^- + \text{H}^+$

Réaction 2 :  $2 \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$

#### 8 Comprendre le mode d'action d'un catalyseur

1. Étape 1 :  $\text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{Fe}^{3+} \rightleftharpoons 2 \text{Fe}^{2+} + 2 \text{H}^+ + \text{O}_2$

Étape 2 :  $2 \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{H}^+ \rightleftharpoons 2 \text{Fe}^{3+} + 2 \text{H}_2\text{O}$

2. Ce mécanisme en deux étapes rend la réaction plus rapide si ces étapes sont plus rapides que la réaction directe.

3.  $2 \text{H}_2\text{O}_2 (\ell) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} (\ell) + \text{O}_2 (\text{g})$

#### 9 Repérer des sites donneurs ou accepteurs

1. 2. Pour l'iodométhane :

C-I polarisée : C (site accepteur) et I (site donneur).

Pour le méthanol :

C-O et O-H polarisées : C, H (sites accepteurs) et O (site donneur).

#### 10 Justifier la présence de sites donneurs ou accepteurs

1. Pour l'éthanal :

• grande différence d'électronégativité entre C et O et donc liaisons C-O polarisée :  $\text{C}^{+\delta}$  et  $\text{O}^{-\delta}$  ;

• le site donneur est donc l'atome d'oxygène O, riche en électrons. Le site accepteur est l'atome de carbone C.

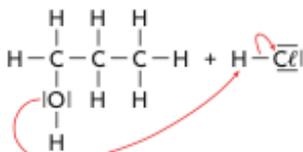
Pour l'éthanamine :

• grande différence d'électronégativité entre C et N et donc liaisons C-N polarisée :  $\text{C}^{+\delta}$  et  $\text{N}^{-\delta}$  ;

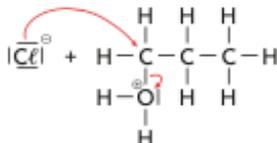
• le site donneur est donc l'atome d'azote N, riche en électrons. Le site accepteur est l'atome de carbone C.

## 11 Modéliser un déplacement de doublet

a



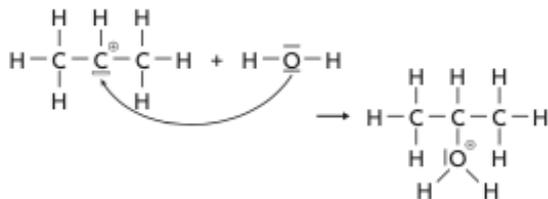
b



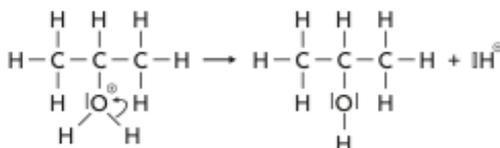
## 12 Justifier le sens d'une flèche courbe

1. a. La flèche courbe part du site accepteur ( $C^+$ ) vers le site donneur (O) : c'est une erreur, il faut faire l'inverse.

b.



2.



## Exercices

### S'entraîner

p. 106

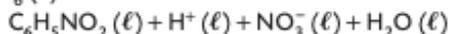
## 13 Nitration du benzène

1. Intermédiaires réactionnels : ce sont des espèces formées puis consommées totalement.

Mécanisme 1 :  $H_2NO_3^+$ ,  $NO_2^+$ ,  $C_6H_6NO_2^+$

Mécanisme 2 :  $H_2NO_3^+$ ,  $NO_2^+$ ,  $C_6H_6NO_2^+$

2.  $2 HNO_3 (\ell) + C_6H_6 (\ell) \rightarrow$



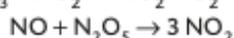
3. a. L'acide sulfurique  $H_2SO_4$  est consommé à la première étape et régénéré totalement à la quatrième étape : c'est donc un catalyseur.

b. Les étapes (2) et (3) des deux mécanismes sont les mêmes. Les mécanismes se différencient par les étapes (1) et (4). D'une part, l'étape la plus lente (étape (1)) du mécanisme 1 a été modifiée dans le mécanisme 2 et l'étape (3), identique aux deux mécanismes, est l'étape la plus lente du mécanisme 2 : on peut donc supposer que la nitration du benzène est plus rapide avec la deuxième voie de synthèse. La cinétique de la réaction a donc été modifiée en modifiant le mécanisme réactionnel.

## 14 Step by step

Traduction :

Un mécanisme réactionnel est une succession pas à pas d'actes élémentaires par lesquels la réaction chimique se produit. Cela décrit chaque intermédiaire réactionnel (souvent instable et de courte durée de vie) et peut inclure le catalyseur utilisé. Par exemple :



1. Identifier les intermédiaires réactionnels.

2. Y a-t-il un catalyseur dans ce mécanisme ?

3. En déduire l'équation de la réaction. Les réactifs et les produits sont gazeux.

## Réponses

1. Les intermédiaires réactionnels sont les espèces produites puis consommées totalement :  $NO_3$ ,  $NO$ .

Attention :  $NO_2$  n'est pas un intermédiaire réactionnel mais un produit.

2. Il n'y a pas de catalyseur : aucune espèce n'est consommée puis régénérée totalement.



## 15 À chacun son rythme

### Décomposition thermique

1. L'intermédiaire réactionnel est  $NO$ .

2. Le catalyseur est  $NO_2$ .

3. Les réactifs sont donc  $SO_2$  et  $O_2$  et le produit est  $SO_3$ .

4. Il faut multiplier par deux les nombres stœchiométriques dans le premier acte élémentaire afin de retrouver l'équation de la réaction :



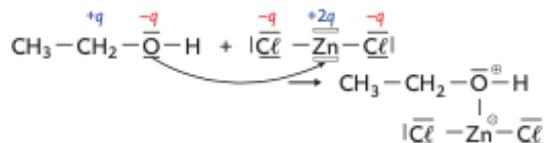
C'est la difficulté de l'exercice.

## 16 Connaître les critères de réussite

### Synthèse du chloroéthane

L'atome d'oxygène O est plus électronégatif que l'atome de carbone C et il porte des doublets non liants ; c'est donc le site donneur.

L'atome de Zn est moins électronégatif que l'atome de chlore Cl et il porte des lacunes électroniques, donc c'est le site accepteur.



## 17 Résolution de problème

### La fraîcheur d'un lait

Des pistes de résolutions peuvent être fournies par le professeur : S'approprier

• Lorsque la concentration en acide lactique atteint un certain seuil (que l'on peut noter  $C_1$ ), le lait tourne. Cette valeur est la même à 28 °C et à 5 °C.

• La température apparaît dans l'expression  $\exp\left(-\frac{E_a}{R \times T}\right)$  ; elle

nous permet de calculer la valeur de la constante  $k$ , qui elle-même apparaît dans la loi exponentielle :  $C = C_0 \times \exp(-k \times t)$ .

### Analyser

• On ne connaît pas la valeur  $C_0$  de la concentration initiale en lactose ; il faut donc, à partir des lois exponentielles, s'affranchir de cette valeur en posant une égalité.

• Exprimer les constantes  $k_1$  et  $k_2$  pour  $T_1 = 28$  °C et  $T_2 = 5$  °C à partir de l'expression :

$$k = A \times \exp\left(-\frac{E_a}{R \times T}\right) \text{ puisqu'il est dit dans l'énoncé que la constante}$$

$$k \text{ est proportionnelle à } \exp\left(-\frac{E_a}{R \times T}\right).$$

• A est une constante ; c'est la même valeur à 28 °C et 5 °C.

### Réaliser

• Montrer que  $k_1 \times t_1 = k_2 \times t_2$ .

• L'énergie d'activation est la même à 28 °C et à 5 °C.

• Exprimer la température en kelvin (K).



2. Étape 3 :  $\text{CH}_3-\overset{\ominus}{\text{O}}-\text{CH}_3$  et  $\text{H}^{\oplus}$
3. Les ions hydrogène sont consommés à l'étape 1 et régénérés à l'étape 3.
4. Équation de la réaction :
- $$2 \text{CH}_3-\text{O}-\text{H} \rightarrow \text{CH}_3-\text{O}-\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$$
- La température est un facteur cinétique.

5. Une augmentation de température augmente la vitesse de réaction.

## Vers le Bac

p. 108

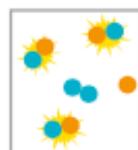
### Préparation à l'écrit

#### 20 Synthèse d'un explosif

- $\text{Cl}_2 + \text{AlCl}_3 \rightleftharpoons \text{Cl}^+ + \text{AlCl}_4^-$
  - $\text{C}_6\text{H}_6 + \text{Cl}^+ \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_6\text{Cl}^+$
  - $\text{C}_6\text{H}_6\text{Cl}^+ \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{Cl} + \text{H}^+$
  - $\text{AlCl}_4^- + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{AlCl}_3 + \text{HCl}$
- Le trichlorure d'aluminium  $\text{AlCl}_3$  est le catalyseur ; il est consommé dans l'étape (1) et régénéré totalement dans l'étape (4).
- a. Le deuxième produit de la réaction est l'acide chlorhydrique  $\text{HCl}$ .
- b.  $\text{C}_6\text{H}_6(\ell) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{Cl}(\ell) + \text{HCl}(\text{g})$
- a. Une augmentation de température va augmenter la fréquence des chocs, et donc celle des chocs efficaces. La vitesse de la réaction va donc augmenter.
- b. Le nombre de chocs efficaces augmente lorsque la température augmente :



Modélisation du mélange réactionnel à 25 °C

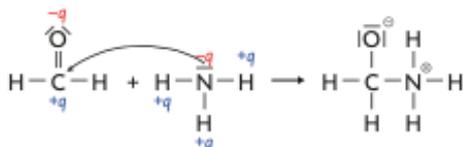


Modélisation du mélange réactionnel à 55 °C

#### 21 Origine de la vie dans l'espace

- a. L'atome d'azote N est le site donneur dans la molécule d'ammoniac  $\text{NH}_3$ . L'atome de carbone C est le site accepteur dans la molécule de méthanal  $\text{CH}_2\text{O}$ . Le site donneur (N) de l'ammoniac  $\text{NH}_3$  interagit avec le site accepteur (C) du méthanal  $\text{CH}_2\text{O}$ .

b.



- a. A est consommé puis régénéré totalement, c'est donc un catalyseur. A est l'ion hydrogène  $\text{H}^+$ .
- b. La liaison  $\text{O}-\text{H}$  est polarisée en raison de la différence d'électronégativité entre les atomes d'hydrogène H et d'oxygène O. Cette liaison se casse et le doublet va sur l'atome le plus électro-négatif : l'oxygène.

### Préparation à l'ECE

- L'ajout des ions fer (II)  $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$  dans le bécher (a) a permis d'obtenir une solution jaune-orangée plus intense que celle du bécher (b), prouvant ainsi une formation plus rapide du diiode  $\text{I}_2(\text{aq})$ . Les ions fer (II)  $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$  ont donc permis une réaction rapide entre les ions peroxodisulfate et iodure. Il a donc joué le rôle de catalyseur.
- Tube (a) : formation d'un précipité rouge. Cela traduit la présence d'ions fer (III)  $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$ . On peut donc proposer la réaction suivante :
 
$$\text{S}_2\text{O}_8^{2-}(\text{aq}) + 2 \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 2 \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$$

Tube (b) : phase organique violette. Cela traduit la présence de diiode  $\text{I}_2$ .

- On peut donc proposer la réaction suivante :
- $$2 \text{I}^-(\text{aq}) + 2 \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{I}_2(\text{aq})$$
- L'introduction des ions fer (II) a donc remplacé une réaction lente :
 
$$\text{S}_2\text{O}_8^{2-}(\text{aq}) + 2 \text{I}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{I}_2(\text{aq}) + 2 \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$$
 par deux réactions rapides :
 
$$\text{S}_2\text{O}_8^{2-}(\text{aq}) + 2 \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 2 \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$$

$$2 \text{I}^-(\text{aq}) + 2 \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{I}_2(\text{aq})$$
  - La catalyse a modifié le mécanisme puisqu'elle a remplacé une réaction lente par deux réactions rapides.

### Sujet complet fourni dans la version numérique :

- On étudie la réaction entre les ions iodure  $\text{I}^-(\text{aq})$  et peroxodisulfate  $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}(\text{aq})$ , d'équation :
- $$\text{S}_2\text{O}_8^{2-}(\text{aq}) + 2 \text{I}^-(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + \text{I}_2(\text{aq})$$
- On souhaite montrer que le mécanisme d'une réaction peut être modifié lorsqu'elle est catalysée.

### Produits et matériel mis à disposition :

- Solution de peroxodisulfate de potassium de concentration  $0,20 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  en ions peroxodisulfate  $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}(\text{aq})$ .
- Solution d'iodure de potassium de concentration  $0,20 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  en ions iodure  $\text{I}^-(\text{aq})$ .
- Solution de sulfate de fer (II) de concentration  $0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  en ions fer (II)  $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ .
- Solution de chlorure de fer (III) de concentration  $0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  en ions fer (III)  $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$ .
- Solution d'hydroxyde de sodium  $\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq})$ .
- Deux béchers de 50 mL, deux agitateurs en verre, deux tubes à essais, des pipettes pasteur, deux pipettes jaugées de 20,0 mL, une propipette.

### Données

- $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}(\text{aq}) / \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) ; \text{I}_2(\text{aq}) / \text{I}^-(\text{aq}) ; \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) / \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$
- Une solution contenant des ions iodure ou des ions peroxodisulfate est incolore.
- Le diiode colore en jaune une solution aqueuse qui le contient et en rose le cyclohexane.

• Tests d'identification des ions :

Ion testé	Fer (II) $\text{Fe}^{2+}$ (aq)	Fer (III) $\text{Fe}^{3+}$ (aq)
Réactif utilisé	Solution d'hydroxyde de sodium $\text{Na}^+$ (aq) + $\text{HO}^-$ (aq)	
Résultat du test		

Mise en œuvre d'un protocole expérimental RÉA (10 min)

**Protocole expérimental 1 :**

- Dans deux béchers (a) et (b), verser 20,0 mL de la solution de peroxydisulfate de potassium  $2 \text{K}^+$  (aq) +  $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$  (aq).
- Au contenu du bécher (a), ajouter 0,5 mL de la solution de sulfate de fer (II)  $\text{Fe}^{2+}$  (aq) +  $\text{SO}_4^{2-}$  (aq).
- Mélanger.
- Dans les deux béchers, verser en même temps 20,0 mL de la solution d'iode de potassium  $\text{K}^+$  (aq) +  $\text{I}^-$  (aq).

1. Mettre en œuvre le protocole expérimental ci-dessus.
2. À partir des observations effectuées lors de la mise en œuvre du protocole, déterminer le rôle des ions fer (II)  $\text{Fe}^{2+}$  (aq). Justifier.

APPEL FACULTATIF : Appeler le professeur en cas de difficulté lors de la mise en œuvre du protocole expérimental.

Élaborer d'un protocole expérimental ANA-RAIS (15 min)

3. Avec le matériel et les produits disponibles, et en utilisant les données, élaborer un protocole expérimental permettant de montrer que :

- les ions fer (II)  $\text{Fe}^{2+}$  (aq) peuvent réagir avec les ions peroxydisulfate et former des ions fer (III)  $\text{Fe}^{3+}$  (aq) ;
- les ions fer (III)  $\text{Fe}^{3+}$  (aq) peuvent oxyder les ions iodure  $\text{I}^-$  (aq) en diiode  $\text{I}_2$  (aq).

Les expériences seront réalisées dans des tubes à essai.

APPEL N° 1 : Appeler le professeur pour lui présenter le protocole expérimental proposé ou en cas de difficulté.

Mise en œuvre du protocole expérimental RÉA (10 min)

4. Mettre en œuvre le protocole expérimental.

APPEL FACULTATIF : Appeler le professeur en cas de difficulté lors de la mise en œuvre du protocole expérimental.

Analyse des résultats VAL (25 min)

5. Écrire les équations des réactions mises en jeu.
6. Justifier que l'introduction des ions fer (II) dans le bécher A revient à remplacer une réaction lente par deux réactions successives plus rapides.
7. La catalyse a-t-elle modifié le mécanisme réactionnel ?

APPEL N°2 : Appeler le professeur pour lui présenter le résultat de l'étude cinétique ou en cas de difficulté.

## Vers l'oral

p. 110

### Mémoriser sa présentation

- Créer des flashcards.
- La fiche de mémorisation.
- Le sketchnote.

Remarque : Expliquer aux élèves que ce travail doit être accompagné d'une planification des reprises car l'acquisition d'une mémoire à long terme est une condition essentielle pour comprendre, élaborer des connexions mentales, tisser des liens... Donc, la réactivation est essentielle. Il faut définir un calendrier de reprises, en espaçant peu à peu le temps entre les reprises. Le calendrier de reprise peut être calculé sur la base du 1, 2, 4, 8. Par exemple : notion 1 vue le premier jour, reprise le second, reprise le quatrième, reprise le huitième, etc.

### À deux, c'est mieux

#### Évaluation orale n° 1 et n° 2

La synthèse du 2-chloropropane est faite en deux étapes à partir de propène et de chlorure d'hydrogène. Dans la première étape, le doublet non-liant du propène est un site donneur de doublet d'électrons. Il interagit avec l'atome d'hydrogène du chlorure d'hydrogène. En effet, dans la molécule de chlorure d'hydrogène, l'atome d'hydrogène H est moins électronégatif que l'atome de chlore Cl ; c'est donc un site accepteur de doublet d'électrons. Il s'en suit la formation d'une liaison covalente C-H dans le carbocation et d'une lacune électronique sur l'atome de carbone central. Un ion chlorure est alors formé à cause de la rupture du doublet liant de la molécule de chlorure d'hydrogène.

Dans la deuxième étape, un doublet non-liant de l'ion chlorure – site donneur de doublet d'électrons – interagit avec l'atome de carbone porteur d'une lacune électronique dans le carbocation. Cette lacune électronique est un site accepteur de doublet d'électrons. Il s'en suit la formation d'une liaison covalente C-Cl, permettant la formation du 2-chloropropane.

### Je m'exprime à l'oral sur

#### La modélisation microscopique

• **Qu'est-ce qu'un acte élémentaire ?**  
Processus qui se déroule à l'échelle microscopique, en une seule étape, sans formation d'entités intermédiaires.

• **Définir un intermédiaire réactionnel.**  
Ensemble d'actes élémentaires.

• **Comment identifier un catalyseur dans un mécanisme réactionnel ?**  
C'est l'entité consommée au cours d'un acte élémentaire puis totalement régénérée dans un autre.

• **Que modélise une flèche courbe ?**  
Elle modélise l'interaction entre le site donneur et accepteur de doublet d'électrons des entités qui réagissent.