

CLASSE : Terminale

VOIE : Générale

DURÉE DE L'EXERCICE : 1h45

EXERCICE 1 : commun à tous les candidats (10 points)

ENSEIGNEMENT DE SPÉCIALITÉ: PHYSIQUE-CHIMIE

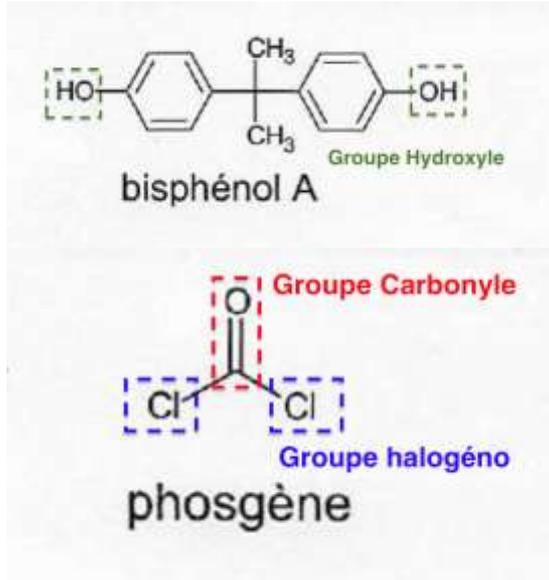
CALCULATRICE AUTORISÉE : Oui « type collège »

EXERCICE 1 Synthèse du polycarbonate de bisphénol (10 points)

commun à tous les candidats

Partie A : étude des réactifs

A.1.

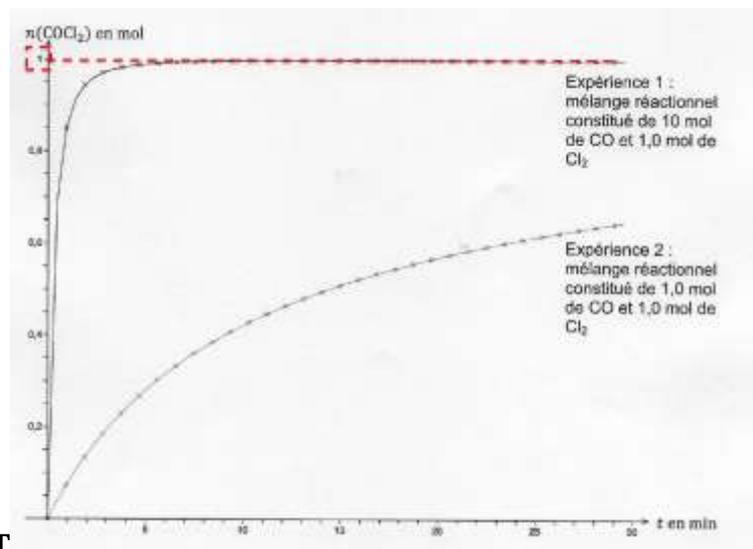


A.2.

A.2.1.

Equation de la réaction		$\text{CO}_{(g)}$	$+ \text{Cl}_{2(g)} \rightarrow$	$\text{COCl}_{2(g)}$
Etat du système	Avancement (mol)	Quantités de matière (mol)		
Etat initial	0	10	1,0	0
Etat intermédiaire	x	$10 - x$	$1,0 - x$	x
Etat final (à l'équilibre)	x_f	$10 - x_f$	$1,0 - x_f$	x_f

$$x_f = n_{\text{COCl}_2}^f = 1,0 \text{ mol}$$



A.2.2.

$$10 - x_{\max 1} = 0$$

$$x_{\max 1} = 10 \text{ mol}$$

$$1,0 - x_{\max 2} = 0$$

$$x_{\max 2} = 1,0 \text{ mol}$$

$$x_{\max 2} < x_{\max 1} :$$

$$x_{\max} = 1,0 \text{ mol}$$

$$\tau = \frac{x_f}{x_{\max}}$$

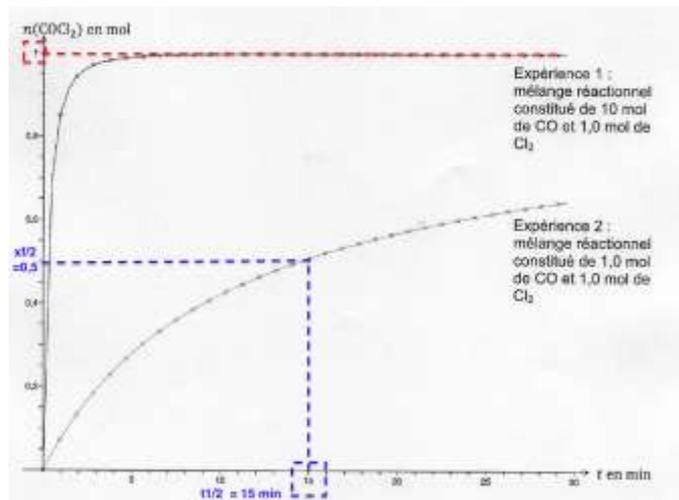
$$\tau = \frac{1,0}{1,0}$$

$\tau = 1$: la réaction est totale

A.2.3.

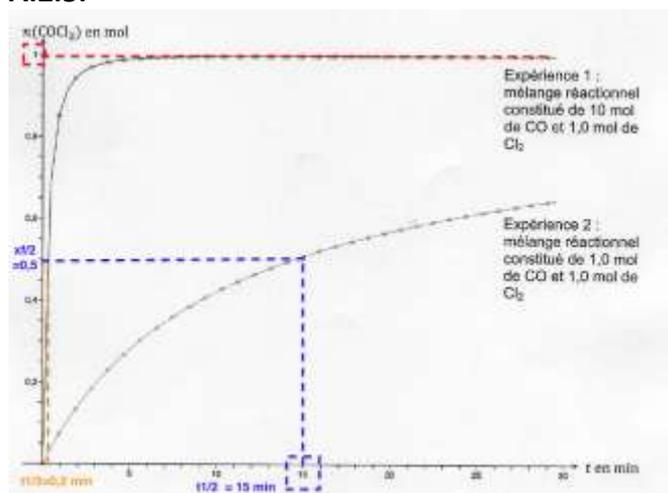
$t_{1/2}$ est la durée nécessaire pour que l'avancement atteigne la moitié de sa valeur finale : $x(t_{1/2}) = x_f/2$.

A.2.4.



Pour l'expérience 2 : $t_{1/2} = 15 \text{ min}$

A.2.5.



Pour l'expérience 1 : $t_{1/2} = 0,2 \text{ min}$

Le temps de demi réaction de l'expérience 1 est très inférieur à celui de l'expérience 2.

Cet écart est dû au fait que dans l'expérience 1 un des réactifs est introduit en très large excès.

A.2.6.

$$v = \frac{1}{V} \frac{dx(t)}{dt}$$

Or d'après le tableau d'avancement

$$x = n_{\text{COCl}_2}$$

$$v = \frac{1}{V} \frac{dn_{\text{COCl}_2(t)}}{dt}$$

La dérivée se calcul en trouvant le coefficient directeur de la tangente en un point de la courbe.

Pour l'expérience 1 à t=20min :

$$k = \frac{y_B - y_A}{x_B - x_A}$$

$$k = \frac{1,0 - 1,0}{25 - 0} = 0 \text{ mol. min}^{-1}$$

$$v_{t=20\text{min}}^1 = \frac{1}{V} \frac{dn_{\text{COCl}_2(t)}}{dt}$$

$$v_{t=20\text{min}}^1 = \frac{1}{V} \times k$$

$$v_{t=20\text{min}}^1 = \frac{1}{30} \times 0$$

$$v_{t=20\text{min}}^1 = 0 \text{ mol. L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

Pour l'expérience 2 à t=20min :

$$k' = \frac{y_D - y_C}{x_D - x_C}$$

$$k' = \frac{0,60 - 0,36}{25 - 0} = 9,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol. min}^{-1}$$

$$v_{t=20\text{min}}^2 = \frac{1}{V} \frac{dn_{\text{COCl}_2(t)}}{dt}$$

$$v_{t=20\text{min}}^2 = \frac{1}{V} \times k'$$

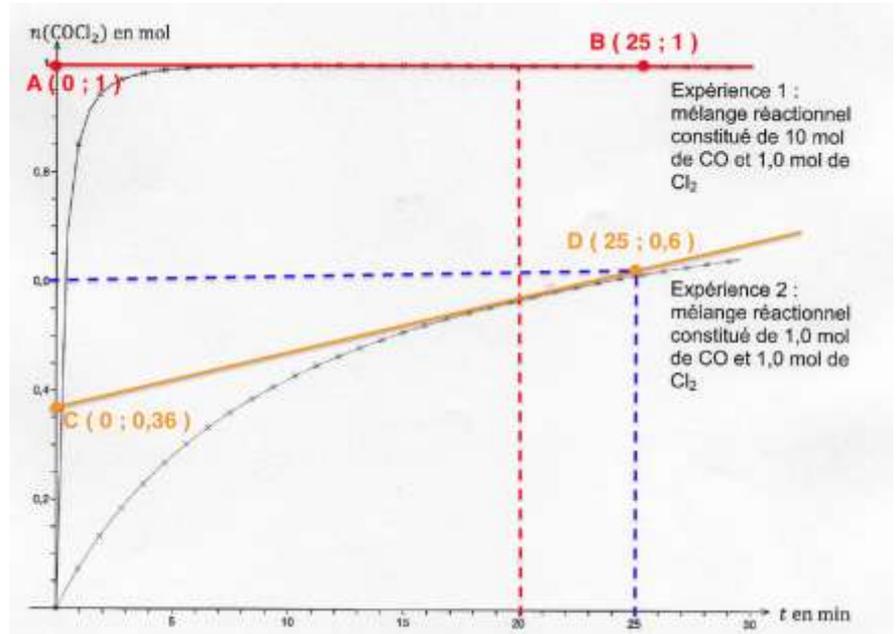
$$v_{t=20\text{min}}^2 = \frac{1}{30} \times 9,6 \cdot 10^{-3}$$

$$v_{t=20\text{min}}^2 = 3,2 \cdot 10^{-4} \text{ mol. L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

La réaction de l'expérience 1 est terminée et la réaction de l'expérience 2 n'est pas terminée.

A.2.7.

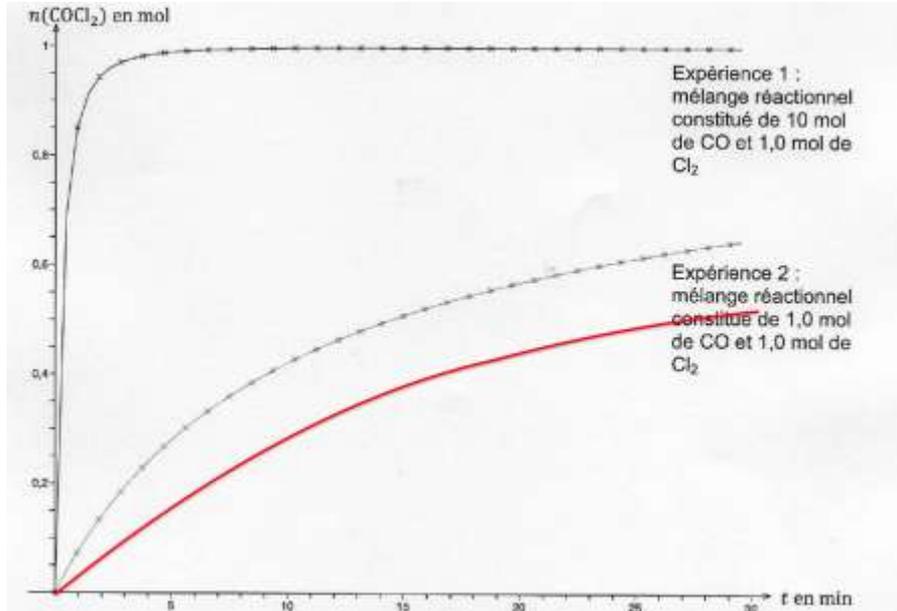
Expérience n°	Quantité de matière des réactifs	Température
1	Mélange réactionnel de 10 mol de CO et 1,0 mol de Cl ₂	250°C
2	Mélange réactionnel de 1,0 mol de CO et 1,0 mol de Cl ₂	250°C
Cas étudié	Mélange réactionnel de 1,0 mol de CO et 1,0 mol de Cl ₂	200°C



Le cas étudié est dans les mêmes conditions de quantité de matière que l'expérience n°2 mais avec une température plus faible.

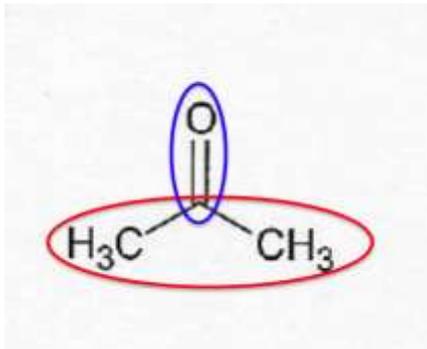
La température est un facteur cinétique : lorsque la température diminue, la vitesse de réaction diminue également.

Ainsi, la courbe donnant l'évolution de la quantité de matière de phosgène en fonction de la durée t sera en dessous de la courbe de l'expérience 2.



A.3.

A.3.1.



L'acétone se nomme **propanone** en nomenclature systématique.

A.3.2.

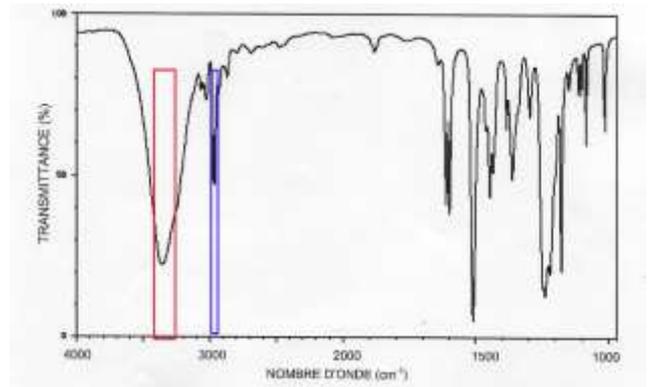
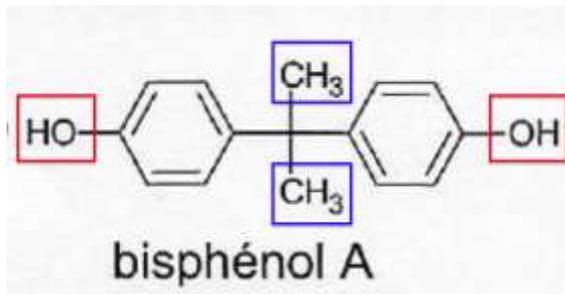
Du phénol C₆H₅OH réagit avec de l'acétone pour former du bisphénol A C₁₅H₁₆O₂ et l'espèce chimique X.

	Réactifs		Produits	
	2 molécules de phénol C ₆ H ₅ OH	1 molécule d'acétone de formule C ₃ H ₆ O	1 molécule de bisphénol A C ₁₅ H ₁₆ O ₂	1 molécule X
Bilan d'atomes	Carbone : 2 × 6 + 3 = 15 Oxygène : 2 × 1 + 1 = 3 Hydrogène : 2 × (5 + 1) + 6 = 18		Carbone : 15 Oxygène : 2 Hydrogène : 16 Sans compter la molécule X	

Le nombre d'atome se conserve. Ainsi, la molécule X est constituée de 1 atome d'oxygène et de 2 atomes d'hydrogène.

L'espèce X est l'eau de formule H₂O.

A.3.3.



Le bisphénol A possède des liaisons O-H responsables de la bande d'absorption à 3300 cm^{-1} .

Le bisphénol A possède des liaisons C-H responsables de la bande d'absorption à 2950 cm^{-1} .

• Table de données de spectroscopie infrarouge :

Liaison	Nombre d'onde (cm^{-1})	Intensité, largeur
O-H alcool libre	3500–3700	forte, fine
O-H alcool lié	3200–3400	forte, large
O-H acide carboxylique	2500–3200	forte à moyenne, large
N-H amine ou amide	3100–3500	Moyenne (amine) ou forte (amide)
N-H amine ou amide	1560–1640	forte ou moyenne
C-H	2800–3300	Moyenne, fine
C=O amide	1650–1740	forte
C=O aldéhyde et cétone	1650–1730	forte
C=O acide	1680–1710	forte

Partie B : Réaction de polymérisation

B.1.

La masse molaire moyenne des macromolécules constituant le polymère vaut $M = 30 \times 10^3 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
 La masse molaire du motif de polycarbonate de bisphénol A vaut $M_{\text{motif}} = 254 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

$$n = \frac{M}{M_{\text{motif}}}$$

$$n = \frac{30 \times 10^3}{254}$$

$$n = 118$$

Le nombre moyen n de motif dans une macromolécule est 118.

B.2.

B.2.1.

Equation de la réaction		$\text{CO}_2(\text{g})$	$+ 2\text{NH}_3(\text{g}) \rightarrow$	$\text{N}_2\text{H}_4\text{CO}(\text{s})$	$+ \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
Etat du système	Avancement (mol)	Quantités de matière (mol)			
Etat initial	0	$n_{\text{CO}_2}^i$	$n_{\text{NH}_3}^i$	0	0
Etat intermédiaire	x	$n_{\text{CO}_2}^i - x$	$n_{\text{NH}_3}^i - x$	x	x
Etat final	x_f	$n_{\text{CO}_2}^i - x_f = 0$	$n_{\text{NH}_3}^i - x_f$	$x_f = n_{\text{urée}}^{\text{produite}}$	x_f

D'après le tableau :

- $x_f = n_{\text{urée}}^{\text{produite}}$
- $n_{\text{CO}_2}^i - x_f = 0$

D'où

$$n_{\text{CO}_2}^i = x_f$$

$$n_{\text{CO}_2}^i = n_{\text{urée}}^{\text{produite}}$$

$$n_{\text{CO}_2}^i = \frac{m_{\text{urée}}^{\text{produite}}}{M_{\text{urée}}}$$

$$n_{\text{CO}_2}^i = \frac{120 \times 10^9 \times 10^3}{2 \times 14,0 + 4 \times 1,0 + 12,0 + 16,0}$$

$$n_{\text{CO}_2}^i = 2,0 \times 10^{12} \text{ mol}$$

B.2.2.

Calculons la masse correspondante :

$$n_{\text{CO}_2}^i = \frac{m_{\text{CO}_2}}{M_{\text{CO}_2}}$$

$$m_{\text{CO}_2} = n_{\text{CO}_2}^i \times M_{\text{CO}_2}$$

$$m_{\text{CO}_2} = 2,0 \times 10^{12} \times (12,0 + 2 \times 16,0)$$

$$m_{\text{CO}_2} = 9,0 \times 10^{13} \text{ g}$$

1 km	112 g de CO ₂
13 000 km	m

$$m = \frac{13\,000 \times 112}{1}$$

$$m = 1,46 \times 10^6 \text{ g consommés par an pour un véhicule.}$$

1 véhicule	$1,46 \times 10^6 \text{ g de CO}_2$
N véhicules	$9,0 \times 10^{13} \text{ g de CO}_2$

$$N = \frac{9,0 \times 10^{13} \times 1}{1,46 \times 10^6}$$

$$N = 6,2 \times 10^7$$

Le nombre de véhicule dont l'émission serait compensée par la synthèse de l'urée pour une durée de 1 an est de 62 millions.

Ce nombre est non négligeable, cette synthèse permettra de diminuer de compenser une partie des émissions due aux véhicules .