



Sciences générales : Chimie 2h

Professeur : Mme I. Paternotte

/75

Lundi 19 juin 2017

Compétence I. Connaître : définir un terme, expliquer un phénomène, préciser la signification d'un symbole

/4 1. Entoure la lettre majuscule de la bonne réponse à chaque question.

Quelle est l'expression correcte : Une réaction exothermique...

- A. ... dégage de l'énergie et son ΔH est positif.
- B. ... absorbe de l'énergie et son ΔH est positif.
- C. ... dégage de l'énergie et son ΔH est négatif.
- D. ... absorbe de l'énergie et son ΔH est négatif.

Un catalyseur accélère une réaction chimique

- A. car il augmente l'énergie d'activation et la variation d'enthalpie sans modifier le degré d'avancement final
- B. car il augmente l'énergie d'activation et la variation d'enthalpie sans modifier le degré d'avancement final
- C. car il diminue l'énergie d'activation sans modifier la variation d'enthalpie ni le degré d'avancement final
- D. car il diminue l'énergie d'activation, la variation d'enthalpie et augmente le degré d'avancement final

Parmi les réactions suivantes, laquelle est complète. Une réaction dont

- A. la variation d'entropie est positive et la variation d'enthalpie est négative
- B. la variation d'entropie est positive et la variation d'enthalpie est positive
- C. la variation d'entropie est négative et la variation d'enthalpie est positive
- D. la variation d'entropie est négative et la variation d'enthalpie est négative

$\Delta H < 0$ exo $\Delta S_{ng} > 0$ $rxn + jar$

Parmi les réactions décrites dans la question précédente, laquelle n'est pas spontanée ?

- A. B. C. D.

$\Delta H > 0$ endo $\Delta S_{ng} < 0$ $rxn - jar$

/4 2. /2 a) Barre le mot faux dans chaque couple de propositions.

Une réaction endothermique est une réaction

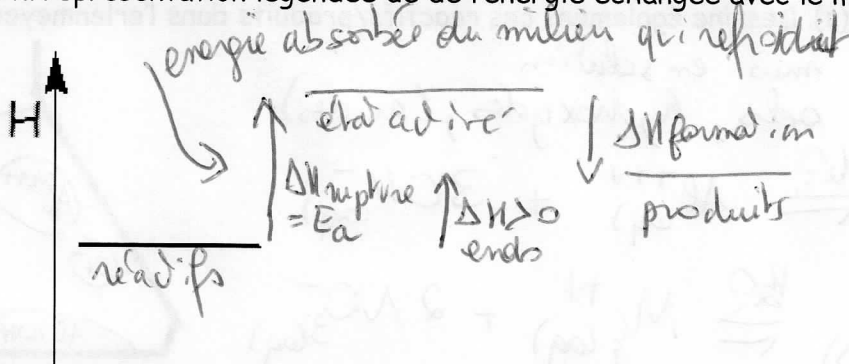
qui a un ΔH de rupture/formation des produits/réactifs

inférieur/supérieur

au ΔH de de rupture/formation des produits/réactifs

/2 b) Décris cette réaction endothermique en complétant le diagramme d'enthalpie ci-dessous

- I. Ajoute la représentation légendée du niveau de l'état activé et de celui des produits obtenus
- II. Ajoute la représentation légendée des 2 ΔH cités ci-dessus
- III. Ajoute la représentation légendée de l'énergie d'activation
- IV. Ajoute la représentation légendée de de l'énergie échangée avec le milieu



3. /10 Pour les 5 molécules ci-dessous donne a) la formule chimique,

b) la catégorie (acide, sel, oxyde, corps pur simple...)

c) l'état lorsqu'elle est pure (solide, liquide, gaz)

- de l'hydroxyde d'aluminium

a) formule $\text{Al}(\text{OH})_3$
III I

b) catégorie hydroxyde

c) état solide car MOH

- de l'acide sulfurique
↳ H⁺ ... 6bp d'O

a) formule H_2SO_4
I II

b) catégorie acide ternaire

c) état liquide

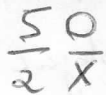
- du nitrate de magnésium

a) formule $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$
II I 3 2

b) catégorie sel ternaire

c) état solide car MXO

- de l'hémipentoxyde d'azote



a) formule N_2O_5

b) catégorie oxyde non métallique

c) état gaz

- du diiode

a) formule I_2

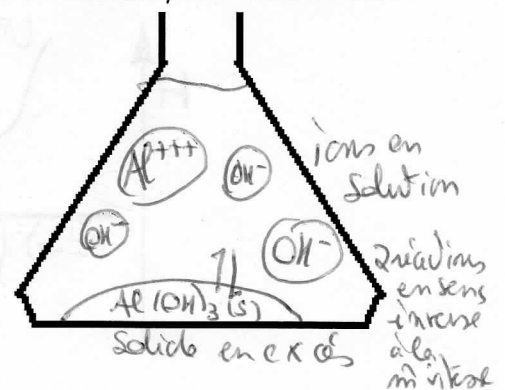
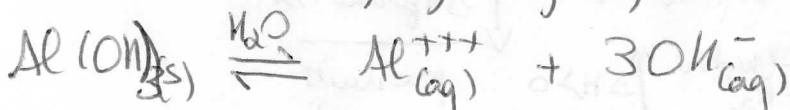
b) catégorie corps pur simple, élément

c) état solide voir annexe tableau $T_{\text{fus}}^{\text{e}}$ $T_{\text{éb}}^{\text{e}}$

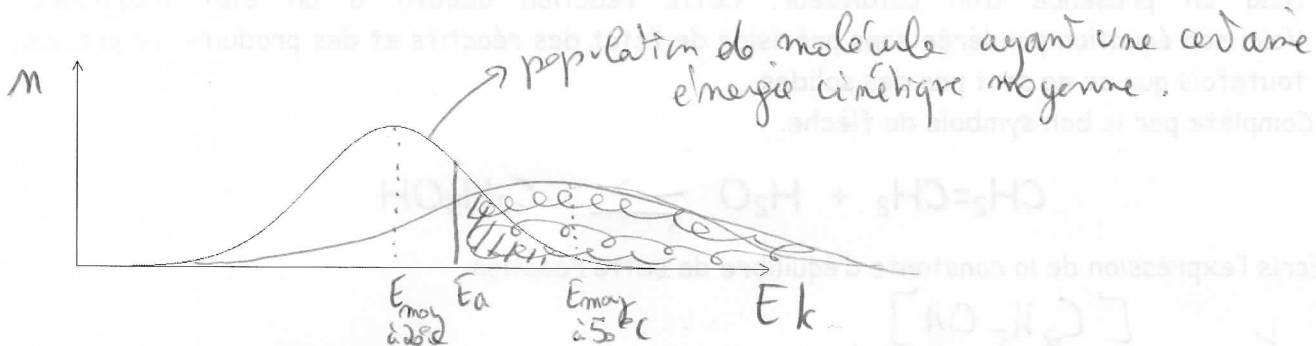
/5 4. Parmi les 5 molécules citées à la question 3 ci-dessus, certaines peuvent être mises en solution.

Choisis-en une et écris l'équation chimique de sa mise en solution en considérant que la solution obtenue est une solution saturée avec excès, précise les états de tous les réactif(s)/produit(s). Dessine également ces réactifs/produits dans l'erlenmeyer + interaction.

Peuvent être mis en solution
les sels, hydroxydes, (acides)



/2 5. a) Présente l'effet d'une augmentation de la température sur l'énergie cinétique d'une population de molécules. N'oublie pas de compléter les axes et de légender la représentation.



/2 b) Quel effet cela a-t-il sur la vitesse de la réaction ? Pourquoi ?

vitesse + grande car à 50°C une + grande proportion de molécules a une $E_k > E_a$ et peuvent réagir car elles ont suffisamment d'énergie cinétique.

/4 c) Représente 2 courbes sur ce graphique de l'évolution du nombre de moles au cours du temps

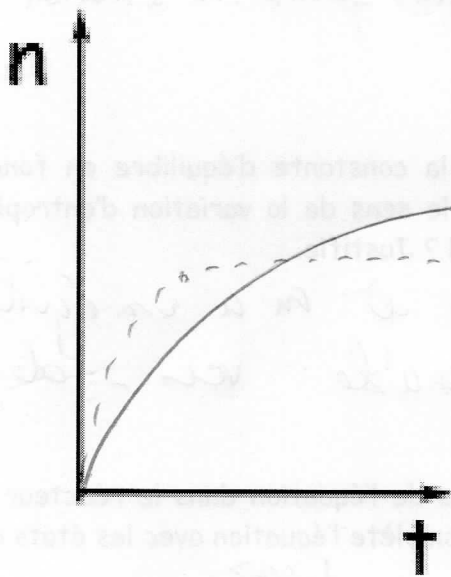
L'une en trait plein : un **produit obtenu** au cours du temps à **20°C** par exemple.

L'autre en trait pointillé : ce **même produit obtenu** au cours du temps mais à **50°C** cette fois.

Tous les autres paramètres de la réaction sont maintenus constants.

Tu n'as pas d'info sur l'équation de la réaction.

Tu sais juste que c'est une **réaction incomplète exothermique**.



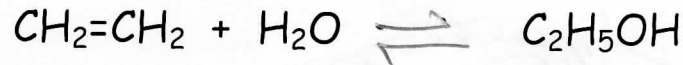
Explique ton raisonnement

produit obtenu apparaît
 $n_0 = 0$ puis augmente
 si on chauffe la réaction va + vite,
 pente + forte
 mais si on chauffe une réaction
 incomplète, à l'équilibre,
 l'équilibre sera déplacé.
 Si on a T^o le syst veut Y^o
 cela favorise le sens endo
 ici vers la gauche car réaction exo
 vers - de rendement
 de produits obtenus
 la courbe arrive - haut
 mais + vite

Consignes pour tous les exercices numériques de l'examen : toute donnée, inconnue, grandeur intermédiaire utilisée doit être présentée avec son symbole et ses unités. Toute formule utilisée pour un calcul doit être précisée.

/7 6. Le processus industriel de fabrication de l'éthanol consiste à faire réagir de l'éthène avec de l'eau en présence d'un catalyseur. Cette réaction aboutit à un état d'équilibre. Voici son équation pondérée sans précision de l'état des réactifs et des produits. Je précise toutefois que ce ne sont pas des solides.

/0⁵ a) Complète par le bon symbole de flèche.



/1 b) Ecris l'expression de la constante d'équilibre de cette réaction

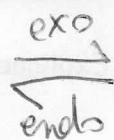
$$K_c = \frac{[\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}]}{[\text{CH}_2=\text{CH}_2] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}$$

/2 c) Sachant qu'à 127°C, le K_c de cette réaction vaut 285,86 et qu'à 327°C, ce K_c vaut 63,3.

La réaction de formation de l'éthanol est-elle endothermique ou exothermique ?

Justifie ta réponse

Obs : lorsque $T^\circ \nearrow$ le $K_c \searrow$, un K_c qui $\searrow = -$ de produit
 Si on $\nearrow T^\circ$, le syst. veut $\searrow T^\circ$ cela favorise le sens endo
 - de produit = sens endo

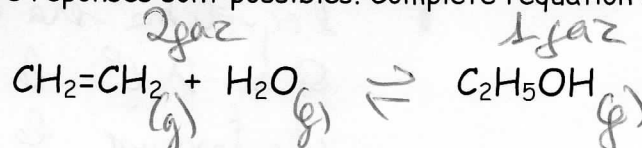


donc formation éthanol exo.

/1 d) D'après l'observation du sens de la variation de la constante d'équilibre en fonction de la température (point c ci-dessus), tu peux déduire le sens de la variation d'entropie de cette réaction qui aboutit à un état d'équilibre. Quel est-il ? Justifie.

La réaction est exo : favorable et on a un équilibre
 donc l'autre facteur est défavorable : vers - de gaz

/1 e) Imagine donc un état possible pour les 3 molécules de l'équation dans le réacteur industriel (liquide ou gaz). Plusieurs réponses sont possibles. Complète l'équation avec les états choisis.



/1⁵ f) Faut-il augmenter ou diminuer la pression dans le réacteur pour obtenir un meilleur rendement ? Justifie

Si on souhaite + de rendement, un déplacement vers la droite
 + de produit
 ici vers - de gaz. Le syst. doit vouloir \searrow la pression
 On \nearrow la p pour que le syst. s'oppose à la modification

19 7. Le dihydrogène que l'on présente parfois comme le combustible du 3^{ème} millénaire peut être obtenu par différentes méthodes, notamment par réaction du monoxyde de carbone avec l'eau (réactifs) ce qui conduit à l'apparition de dioxyde de carbone et de dihydrogène (produits). Cette réaction est exothermique et est limitée à un équilibre dont le K_c vaut 0,8 en phase gazeuse et à 1200 K. Les réactions sont réalisées dans un ballon de 1L.



1 a) Donne l'expression de sa constante d'équilibre : $K_c = \frac{[\text{H}_2] \cdot [\text{CO}_2]}{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}$

12 b) Un mélange de 1,0 mol de monoxyde de carbone et 1,0 mol d'eau avec 0,4 mol de dioxyde de carbone et 1,2 mol de dihydrogène est-il à l'équilibre à cette température ?

Si "oui", pourquoi ? Si "non", dans quel sens la réaction va-t-elle évoluer ? Justifie.

$V = 1\text{L}$

$n_{\text{CO}} = 1 \text{ mol}$	$n_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ mol}$	$n_{\text{CO}_2} = 0,4 \text{ mol}$	$n_{\text{H}_2} = 1,2 \text{ mol}$
$[\text{CO}] = 1 \text{ M}$	$[\text{H}_2\text{O}] = 1 \text{ M}$	$[\text{CO}_2] = 0,4 \text{ M}$	$[\text{H}_2] = 1,2 \text{ M}$

Calcul de $K_c = \frac{1,2 \cdot 0,4}{1 \cdot 1} = 0,48 \neq K_c$ La réaction n'est pas à l'équilibre. K_c trop petit, il faut + de produits

12 c) Quelle est/sera la quantité de monoxyde de carbone dans ce système déjà à l'état d'équilibre ou lorsqu'il l'aura atteint ?

1,1 mol	1 mol	0,9 mol	0,8 mol
---------	-------	---------	---------

Choisis parmi ces propositions et justifie ta réponse en la présentant en problème stoechiométrique où tu précises les quantités de chacun dans le mélange initial et dans le mélange final.

$n \neq \text{eq}$

	CO	$+$	H_2O	\rightleftharpoons	H_2	$+$	CO_2	
	1		1		1,2		0,4	calcul
	$-1 \cdot 0,1$		$-1 \cdot 0,1$		$+1 \cdot 0,1$		$+1 \cdot 0,1$	$K_c = \frac{1,3 \cdot 0,5}{0,9 \cdot 0,9}$
$V = 1\text{L}$	$n[\text{CO}]$		$n[\text{H}_2\text{O}]$		$n[\text{H}_2]$		$n[\text{CO}_2]$	
	0,9		0,9		1,3		0,5	$= 0,8 = K_c$
	$[\text{CO}]$		$[\text{H}_2\text{O}]$		$[\text{H}_2]$		$[\text{CO}_2]$	à l'équilibre
	0,9 M		0,9 M		1,3 M		0,5 M	

12 d) Un autre mélange de réactifs a été réalisé. Si, à l'équilibre et à 1200 K, le système contient 0,75 mol de monoxyde de carbone, 0,45 mol d'eau, 0,52 mol de dioxyde de carbone et 0,52 mol de dihydrogène, quelle était la composition du mélange initial si celui-ci ne contenait que CO et H₂O ?

Justifie ta réponse en la présentant en problème stoechiométrique ou tu précises les quantités de chacun au départ et à la fin de la réaction.

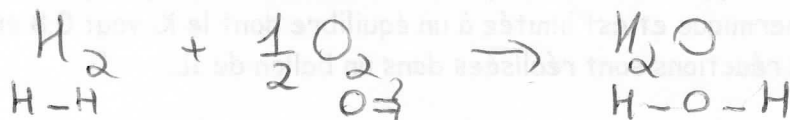
	CO	$+$	H_2O	\rightleftharpoons	H_2	$+$	CO_2
	1,27		0,97		0		0
	$-1 \cdot 0,52$		$-1 \cdot 0,52$		$+1 \cdot 0,52$		$+1 \cdot 0,52$
$n[\text{eq}]$	0,75		0,45		0,52		0,52

12 e) Calcule le rendement de la réaction présentée ci-dessus en d)

$$\text{Rend} = \frac{n_{\text{obtenus}}}{n_{\text{max possible}}} \cdot 100 = \frac{0,52}{0,97} \cdot 100 = 53,6\%$$

/9 8. Le carburant du futur sera peut-être le dihydrogène. En effet, sa combustion ne libère que de la vapeur d'eau.

/1 a) Ecris l'équation pondérée de cette combustion :



/5 b) Calcule la variation d'enthalpie molaire de cette réaction en utilisant la table des énergies de liaison ci-contre et présente les différentes parties de ton calcul sur un diagramme d'enthalpie de cette réaction légendé précisément. (axe, différents stades, différents sauts)

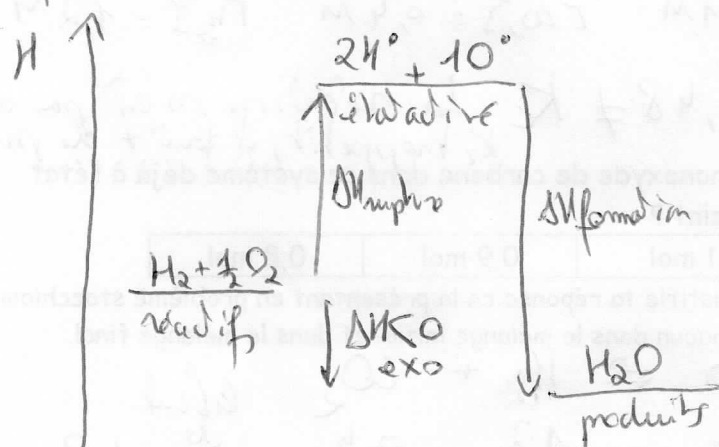
Table d'énergies de liaison.

liaison	D_{x-x}	liaison	D_{x-x}
H-H	432	C-H	410
F-F	155	C-C	348
Cl-Cl	240	C=C	612
Br-Br	190	C=O	356
I-I	150	C=O	795*
H-F	565	C=O	708**
H-Cl	428	C≡O	1090
H-Br	362	C-Cl	327
H-I	295	C-Br	285
H-O	460	N≡N	940
H-N	388	N=O	628
H-S	364	O=O	494

* pour CO₂ valeurs en kJ/mol
** pour cétones et aldéhydes

$$\Delta H_{\text{rupture}} = 1 \cdot \text{H}-\text{H} + \frac{1}{2} \text{O}=\text{O} = 432 + \frac{494}{2} = 679 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{\text{formation}} = 2 \text{H}-\text{O} = 2 \cdot 460 = 920 \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H = \Delta H_{\text{rupture}} - \Delta H_{\text{formation}} = 679 - 920 = -241 \text{ kJ/mol}$$

/2 c) Avec ta réponse obtenue en b) Calcule le pouvoir thermique du dihydrogène (attention aux unités).

Si tu ne réponds pas au b) mais que tu souhaites répondre au c), considère que la combustion de 1 mole de dihydrogène libère 500 kJ (valeur arbitraire).

1 mole de H₂ libère 241 kJ M_{H₂} = 2g/mol

2g × 500

1000g = 1kg de H₂ libère 120500 kJ = 120,5 MJ

Pouvoir thermique = 120,5 MJ/kg

$$\text{Pouvoir th} = \frac{Q_{\text{mol}}}{M} = \frac{241}{2} = 120,5 \text{ kJ/g} = 120,5 \text{ MJ/kg}$$

/5 9. En hypothermie à 32°C, on observe une perte de conscience, un ralentissement du cœur...

Pour rétablir une température normale de 37°C, pour une personne de 70 kg dont on considère que la masse corporelle se réchauffe comme de l'eau, il faudrait 1463000 J.

/2 a) Quel nombre de moles de glucose devrait utiliser le corps si toute la chaleur dégagée par la combustion du glucose était consacrée à réchauffer le corps (pas de perte ni d'autre fonction assurée) ? C'est une grosse approximation...

Le pouvoir calorifique du glucose est de 15,5 MJ/kg. La formule du glucose est C₆H₁₂O₆.

Sa combustion comme toutes les combustions demande du dioxygène et produit des oxydes : les atomes du combustible oxydé : du dioxyde de carbone et de l'eau.

/3 b) Quel volume de dioxyde de carbone sera dégagé par ce réchauffement corporel ?

Si tu ne réponds pas au a) considère qu'on a utilisé 100 g de glucose.

$$Q_{\text{nécessaire}} = 1463000 \text{ J} = 1463 \text{ kJ}$$

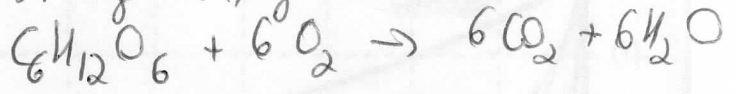
$$1 \text{ kg de glucose libère } 15,5 \text{ MJ} = 15500 \text{ kJ}$$

$$\begin{array}{r} 15500 \text{ kJ} \\ \downarrow \times 1463 \\ 1463 \text{ kJ} \end{array}$$

$$\begin{array}{r} 1 \text{ kg} = 1000 \text{ g} \\ \downarrow \times 1463 \\ 99,4 \text{ g} \end{array}$$

$$m = \frac{Q_{\text{nécessaire}}}{\text{Pov. th}} = \frac{1463}{15500} = 0,0944 \text{ kg} = 94,4 \text{ g}$$

$\frac{\text{kJ}}{\text{kJ/kg}} = \text{kg}$

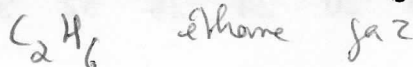


$$\begin{array}{r} m \quad 94,4 \text{ g} \\ \downarrow / M = 180 \text{ g/mol} \\ n = 0,524 \text{ mol} \\ \Delta n \quad -1 \cdot 0,524 \\ \hline n_g \quad 0 \end{array}$$

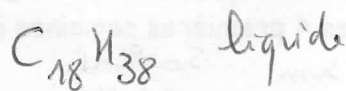
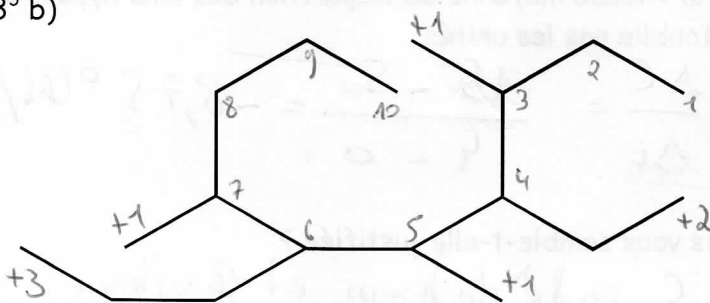
$$\begin{array}{r} 0 \\ + 6 \cdot 0,524 \\ \hline n = 3,144 \text{ mol} \\ \downarrow \times V_m = 22,4 \text{ L/mol} \\ V_{\text{gaz}} = 70,4 \text{ L} \end{array}$$

/8 10. Nomme ces 2 molécules, donne leur formule brute et leur état (gaz/liquide/solide)

/1⁵ a)



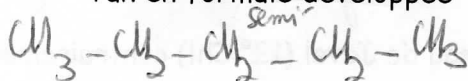
/3⁵ b)



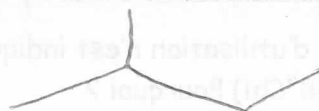
4-éthyl-3,5,7-triméthyl-6-propyl-décane

/3 c) Donne 2 isomères de la molécule de C₅H₁₂ et nomme-les.

l'un en formule développée



l'autre en formule abrégée



nom : n-pentane

nom : méthylbutane

/6 11. Analyse de documents :

Une étiquette d'eau de Javel porte, entre autres, les recommandations suivantes :

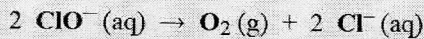
À conserver au frais et à l'abri de la lumière

L'eau de Javel est une solution aqueuse de chlorure de sodium $\{Na^+(aq) + Cl^-(aq)\}$ et d'hypochlorite de sodium $\{Na^+(aq) + ClO^-(aq)\}$.

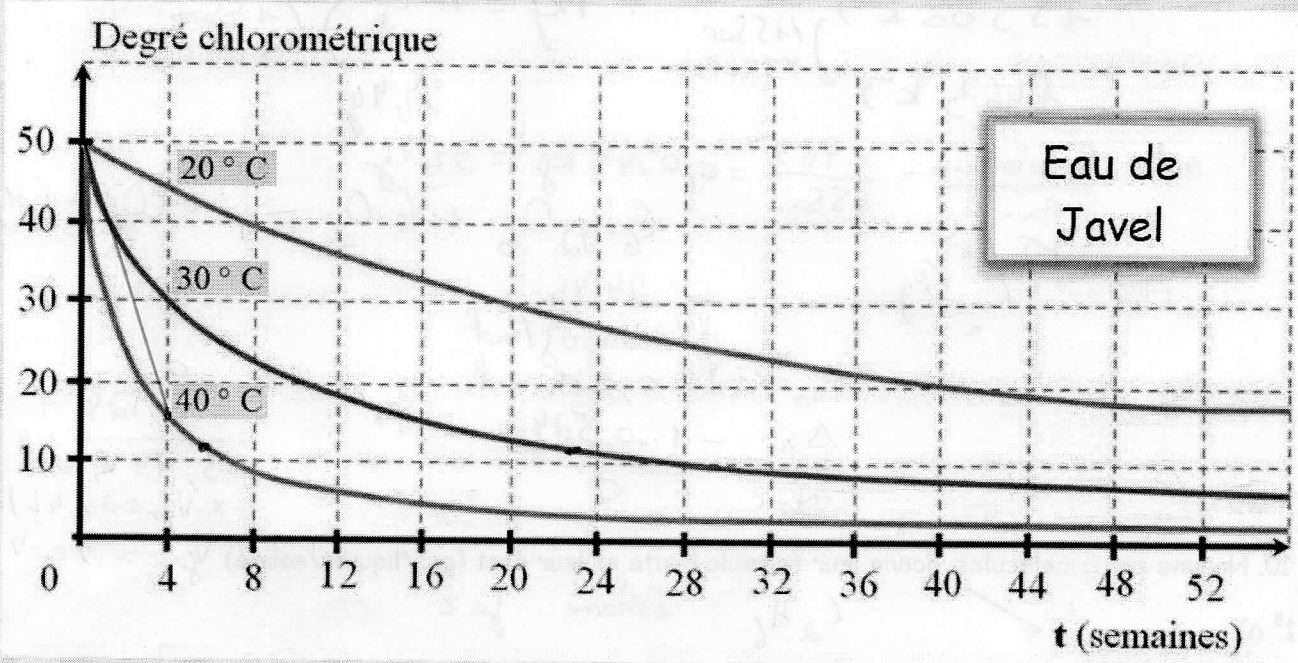
Les propriétés désinfectantes de l'eau de Javel sont dues à l'ion hypochlorite $ClO^-(aq)$.

La concentration d'une eau de Javel est définie par le degré chlorométrique ($^{\circ}Chl$) :

- Plus le degré chlorométrique est élevé, plus la concentration en ions hypochlorite est grande.
- Les ions hypochlorite réagissent en présence d'eau en milieu basique selon l'équation :



Le graphique représente l'évolution du degré chlorométrique en fonction du temps :



/2 a) Calcule et représente sur le graphique la vitesse moyenne de disparition des ions hypochlorites sur les 4 premières semaines à 40°C. N'oublie pas les unités.

débit \circ sem 50 °chl
fin 4 sem 15 °chl

$$v = \frac{\Delta C}{\Delta t} = \frac{15 - 50}{4 - 0} = -8,75 \text{ } ^{\circ}chl/sem$$

/2 b) La recommandation à conserver au frais vous semble-t-elle justifiée ?

La pente d'un graphique de C en fct du temps est la vitesse + grande pente, + grande vitesse de dégradation des ClO^- si t° élevée. Au frais le soluté se dégrade vite.

/2 c) Aucun délai d'utilisation n'est indiqué sur les flacons d'eau de Javel ($12^{\circ}Chl$) contrairement aux flacons à ($48^{\circ}Chl$) Pourquoi ?

On voit que à $12^{\circ}chl$ la pente, la vitesse de dégradation est vraiment + petite. Ces solutions sont + stables - de molécules peuvent réagir.