

Programme :

Compétence : Communiquer	<p>- À l'écrit comme à l'oral :</p> <ul style="list-style-type: none"> ▪ présenter les étapes de sa démarche de manière synthétique, organisée et cohérente ; ▪ rédiger une synthèse, une analyse, une argumentation ; ▪ utiliser un vocabulaire scientifique précis et choisir des modes de représentation adaptés (schémas, représentations graphiques, cartes mentales, etc.). <p>- Écouter, confronter son point de vue.</p>
---------------------------------	---

Rapport des épreuves de concours :**Mines -Ponts 2022 Trois conseils généraux**

Les conseils figurant dans ce rapport permettent de tirer le meilleur parti du travail effectué en classe préparatoire, et sont synthétisés sous les trois recommandations suivantes, déjà soulignées dans le rapport de l'année 2021.

– Apprenez le cours et maîtrisez les notions de base

C'est ce que répètent les correcteurs. Les résultats d'un cours (théorèmes, méthodes, etc.) dépendent d'un contexte qui a été étudié et utilisé.

Prenez le temps de lire correctement la question posée et mettez en valeur le contexte avant l'utilisation d'un résultat de cours. Citez les conditions ou les hypothèses avant d'utiliser des outils dans la réponse proposée.

– Soignez la forme, soyez clair, rigoureux et honnête.

Une copie bien présentée et propre est le fruit d'une vision de la solution. **Qualité de la rédaction, orthographe correcte et présentation propre sont indispensables.**

Le jury recommande de faire preuve d'honnêteté intellectuelle et ne pas délayer inutilement une réponse. **La production de schémas, l'encadrement des résultats** ou encore la vérification de l'homogénéité d'une formule prouvent un sens indéniable de l'organisation.

– Organisez-vous, sans confondre vitesse et précipitation.

Exprimez-vous en révélant votre logique et votre démarche. Une réflexion permet de comprendre le cheminement pris pour la recherche d'une solution. Cela est préférable à de longs développements erratiques ou à des explications lapidaires.

Le métier d'ingénieur exige une analyse des besoins suivie de propositions, de méthodes ou de stratégies pour résoudre les questions posées. Il exige de grandes qualités, dont les capacités de réflexion et d'organisation.

Produire du « sens » plutôt que du « flux » révèle un niveau d'abstraction et donc les qualités de réflexion d'un candidat. ***Démontrer, convaincre, argumenter ne peut pas se faire sans organisation.***

C'est ce qui est attendu dans les copies.

Ces conseils sont valables pour les matières scientifiques comme pour le français et les langues vivantes. L'absence de réflexion, le hors sujet, le manque de concision, ou les carences linguistiques, sont pénalisés. Organiser une introduction sur le texte proposé, élaborer un résumé autour d'un fil conducteur et structurer son commentaire, sont des étapes indispensables

I. Composition d'une solution d'acide éthanóique

Q1. Par définition un acide faible est un acide dont la réaction de solvolysé acide n'est pas quantitative .
En solution aqueuse , la réaction de solvolysé est la réaction d'équation bilan



Pour un acide fort cette réaction est quantitative et alors le pH de la solution peut s'exprimer selon :
 $\text{pH} = -\log(C/C^\circ)$ où C désigne la concentration de l'acide fort .

Pour l'acide faible on aura $\text{pH} > \text{pC}$

Ainsi , expérimentalement , pour vérifier que l'acide éthanóique est faible , on peut envisager de mesurer le pH d'une solution de concentration connue C : la mesure du pH doit conduire à une valeur supérieure à $\text{pC} = -\log C$.

Remarque : cette proposition n'est correcte que si la concentration de l'acide n'est pas trop faible ...cf la suite .

Q2. La solution d'acide éthanóique est le siège des deux réactions :



En notant respectivement x_1 et x_2 leurs avancements volumiques à l'équilibre , on peut dresser le bilan de matière :

CH_3COOH	CH_3COO^-	H_3O^+	HO^-
$C - x_1$	x_1	$x_1 + x_2$	x_2

Le système d'équations se déduit de la condition d'équilibre : $Q_{r1}(\text{eq}) = K_1^\circ$ et $Q_{r2} = K_2^\circ$
Soit

$$\begin{cases} \frac{x_1(x_1+x_2)}{C^\circ(C-x_1)} = K_a \\ \frac{(x_1+x_2)x_2}{C^{\circ 2}} = K_e \end{cases} \dots\dots\dots \text{et par abus d'écriture} \quad \boxed{\begin{cases} \frac{x_1(x_1+x_2)}{(C-x_1)} = K_a \\ (x_1+x_2)x_2 = K_e \end{cases}}$$

Q3. Conformément au bilan de matière et au système d'équations précédent :

$$\mathbf{h} = \mathbf{x_1} + \mathbf{x_2} \quad \text{et} \quad \begin{cases} \frac{x_1 h}{(C-x_1)} = K_a \\ x_2 = \frac{K_e}{h} \end{cases} \Leftrightarrow \begin{cases} x_1 = \frac{CK_a}{h+K_a} \\ x_2 = \frac{K_e}{h} \end{cases}$$

On retrouve ainsi la relation de l'énoncé :
$$\boxed{h = \frac{CK_a}{h+K_a} + \frac{K_e}{h}}$$

Les deux avancements de réaction s'expriment en fonction de h : à partir de la valeur de h il est donc possible d'évaluer les deux avancements volumiques et donc de déterminer la composition .

Pour x_1 , on peut utiliser les deux relations $x_1 = \frac{CK_a}{h+K_a}$ ou $x_1 = h - x_2 = h - \frac{K_e}{h}$

Q4. La première hypothèse consiste à négliger la réaction d'autoprotolysé de l'eau :

(H1) : réaction (2) négligeable devant la réaction (R1)

► Plus précisément cette hypothèse consiste à négliger l'avancement de la réaction (2) devant celui de la réaction (1) de sorte que l'évolution de la solution ne dépende que de la réaction (1) .

Cette hypothèse peut être traduite également par : les H_3O^+ apportés par l'eau sont négligeables devant ceux apportés par l'acide .

Cette hypothèse se traduit par $x_2 \ll x_1$ Alors $h \approx x_1$

L'équation vérifiée par h s'écrit alors $h = \frac{CK_a}{h+K_a}$ ou $\frac{h^2}{(C-h)} = K_a$
 ou $\boxed{h^2 + K_a h - CK_a = 0 \text{ (Eq2)}}$

Il s'agit de l'équation vérifiée par h , elle est du second degré donc il est possible de la résoudre analytiquement .

Composition de la solution : $[AH] = C - h$ $[A^-] = h$

Néanmoins la résolution peut être encore simplifiée en introduisant la deuxième hypothèse :

H2 : réaction (1) peu avancée

Cette hypothèse se traduit par $h \ll C$

On obtient alors $\frac{h^2}{C} \approx K_a$ ou $\boxed{h^2 \approx CK_a \text{ (Eq 3)}}$

La résolution conduit à $h = \sqrt{K_a C}$ et $pH = \frac{1}{2}(pK_a - \log C)$

Application numérique

1. Solution d'acide éthanóïque de concentration $C = 10^{-2} \text{ molL}^{-1}$, $pK_a = 4,8$

	Equation (Eq2)	Equation (Eq3)
Valeur de h (molL ⁻¹)	$3,90 \cdot 10^{-4}$	$3,98 \cdot 10^{-4}$
Valeur de pH	3,41	3,40

2. solution d'acide dichloroéthanóïque de concentration $C = 10^{-2} \text{ molL}^{-1}$, $pK_a = 1,3$

	Equation (Eq2)	Equation (Eq3)
Valeur de h (molL ⁻¹)	$8,54 \cdot 10^{-3}$	$2,24 \cdot 10^{-2}$
Valeur de pH	2,07	1,65

Conclusion : Pour l'acide éthanóïque , la valeur du pH obtenue simplement en introduisant les deux hypothèses constitue une bonne approximation du pH

Par contre , l'hypothèse H2 n'est pas validée pour l'acide dichloréthanóïque .

Q5 . voir fichier joint

Courbes obtenues :

① Valeurs de pH selon les 3 équations pour les deux acides : voir les courbes sur énoncé

Commentaires :

1) Pour les deux acides , la valeur obtenue par résolution de l'équation Eq2 constitue une très bonne approximation de la valeur exacte tant que la concentration de l'acide reste supérieure à $10^{-6,5} \text{ molL}^{-1}$.

Cette condition est effectivement observée dans les cas usuels : on retiendra que pour déterminer une valeur très correcte du pH d'une solution aqueuse il n'est pas utile d'utiliser l'équation rigoureuse du 3^{ème} degré .

En d'autres termes , tant que $C > 10^{-6,5} \text{ molL}^{-1}$, l'autoprotolyse de l'eau est négligeable devant la réaction de solvolysse acide .

On retrouve ici un résultat classique : l'autoprotolyse de l'eau peut être négligée lors du calcul du pH d'une solution d'acide si $\text{pH} < 6,5$.. (pour de faibles concentrations , on observe $\text{pH} = -\log C$..)

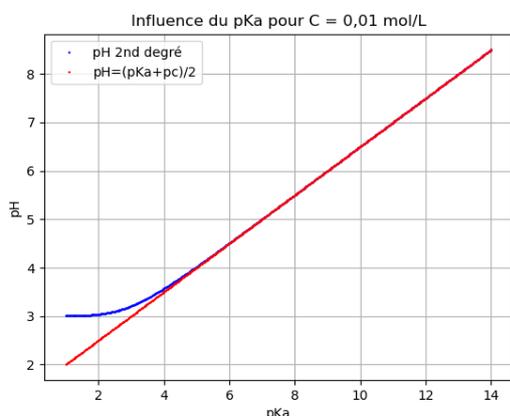
2) Pour l'acide éthanoïque , pour $10^{-3,5} < C < 1 \text{ molL}^{-1}$, le calcul du pH peut être ramené simplement à

$$\text{pH} = \frac{1}{2}(\text{p}K_a - \log C)$$

Ce qui correspond à une réaction de solvolysse effectivement peu déplacée .

Par contre ,pour l'acide dichloroéthanoïque cette méthode de calcul n'est correcte pour aucune des concentrations , ceci est bien cohérent avec la valeur de $\text{p}K_a = 1,3$: acide faible plutôt fort et donc difficile de négliger l'avancement de la réaction .

② Valeurs de pH selon les équations Eq2 et Eq3 en fonction du $\text{p}K_a$ pour $C = 0,01 \text{ molL}^{-1}$



Commentaire :

on retrouve une très bonne correspondance à condition que le $\text{p}K_a > 4$, c'est-à-dire pour des acides plutôt faibles .Il est alors effectivement possible de négliger l'avancement de la réaction de solvolysse acide .

Valeurs des avancements volumiques

Pour l'acide éthanoïque $x_1 = 0.0003902615526154832$ et $x_2 = 2.562383921676881e-11$

Pour l'acide dichloroéthanoïque $x_1 = 0.008543597139282802$ et $x_2 = 1.1704671740271338e-12$

On observe $x_1 \ll x_2$: la réaction d'autoprotolyse de l'eau est négligeable devant la réaction de solvolysse .

Courbe $\text{pH} = \text{p}C$

Cette courbe donne les valeurs de pH pour une solution d'acide fort de concentration C .

Pour l'acide dichloroéthanoïque , on observe une très bonne adéquation pour $10^{-6,5} < C < 10^{-2} \text{ molL}^{-1}$: cet acide a alors un comportement d'acide fort.

Pour l'acide éthanoïque on a également une très bonne adéquation mais simplement pour des concentrations faibles : $10^{-6,5} < C < 10^{-5,5} \text{ molL}^{-1}$.

Ceci illustre la règle de dilution d'Ostwald :

« Le comportement d'un acide faible se rapproche d'autant plus de celui d'un acide fort qu'il est dilué ».

II. Réaction prépondérante : détermination et applications

Q6. La réaction prépondérante est la réaction est celle qui est principalement responsable de l'évolution de la solution .

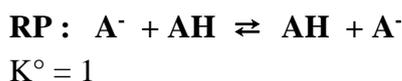
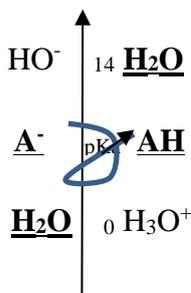
Elle doit correspondre à la réaction dont l'avancement volumique est le plus élevé , en d'autre termes les avancements volumiques des réactions négligées (non considérées) doivent être négligeables devant celui de la RP .

Ce modèle sera d'autant plus validé que l'écart entre les avancements volumiques des réactions négligées et celui de la RP sera grand.

Détermination de la RP : l'avancement d'une réaction dépend en particulier de la valeur de la constante d'équilibre de cette réaction : parmi toutes les réactions possibles pour le système chimique considéré , on considère que la RP est celle associée à la constante d'équilibre la plus élevée .

On retrouve ainsi le résultat classique : pour une solution constituée d'un mélange d'acides et de bases , la RP est la réaction entre l'acide le plus fort et la base la plus forte .

Q7. Pour un mélange équimolaire d'acide AH et de base conjuguée A⁻ , les espèces introduites sont AH et A⁻ .



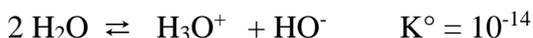
La RP ne modifie pas les quantités de matière de AH et A⁻ alors $[\text{AH}]_{\text{eq}} = [\text{AH}]_0$ et $[\text{A}^-]_{\text{eq}} = [\text{A}^-]_0$

On en déduit $\text{pH} = \text{pK}_a + \log \left(\frac{[\text{A}^-]_{\text{eq}}}{[\text{AH}]_{\text{eq}}} \right) = \text{pK}_a + \log \left(\frac{[\text{A}^-]_0}{[\text{AH}]_0} \right)$ soit **pH = pKa**

Pour le mélange acide dichloroéthanoïque /ion dichloroéthanoate , on n'observe pas la conclusion précédente : $\text{pH} \neq \text{pK}_a$. Ceci montre que l'évolution de la solution n'est pas liée qu'à la RP .

Autrement dit on ne peut pas négliger les autres réactions possibles devant la RP .

Or les autres réactions possibles et leur constantes d'équilibre respectives sont :



En considérant les réactions susceptibles de modifier les quantités de AH et A⁻ , on observe

$K^\circ = 10^{-12,7} \ll 1$: on peut négliger la solvolysé basique

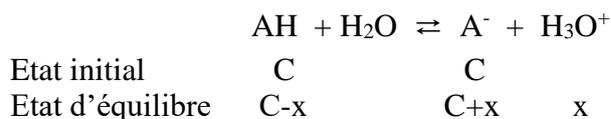
$K^\circ = 10^{-1,3}$ n'est pas négligeable devant $K^\circ = 1$: il est difficile de ne pas considérer la solvolysé acide .

Ainsi , dans ce cas , on est ramené à un système à deux réactions : l'évolution d'une solution d'acide dichloroéthanoïque et d'ion dichloroéthanoate est régie par les deux réactions :



Remarque : la Valeur 2,1 qui est supérieure au pKa indique que à l'équilibre on doit se trouver dans le domaine de prédominance de A⁻ , ce qui suppose que AH doit se transformer en A⁻ , ce qui confirme que l'on doit considérer la réaction de solvolysé acide qui transforme bien AH en A⁻ .

Un bilan de matière conduit à



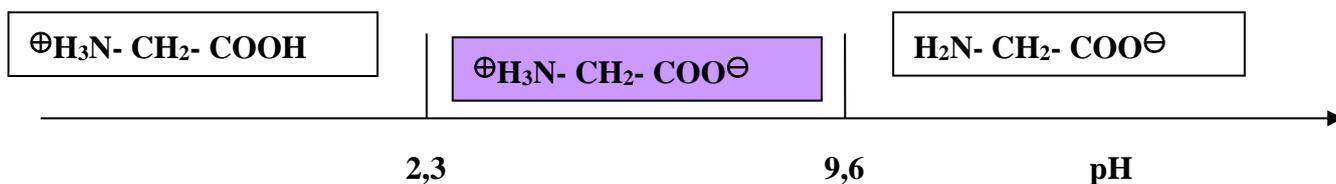
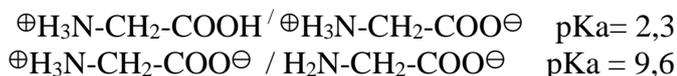
L'avancement volumique x est solution de l'équation $\frac{(C+x)x}{(C-x)} = K_a$ ou $x^2 + (C + K_a)hx - CK_a = 0$

La résolution conduit à $x = 7,42 \cdot 10^{-3}$ et $\text{pH} = -\log(x) = 2,1$

☞ Cet exemple est à relier au résultat classique : pour un dosage d'un acide AH par HO^- , on observe $\text{pK}_a = \text{pH}$ (demi-équivalence) à condition que l'acide soit suffisamment faible (ce qui suppose que l'on peut négliger la réaction de solvolysé acide ...)

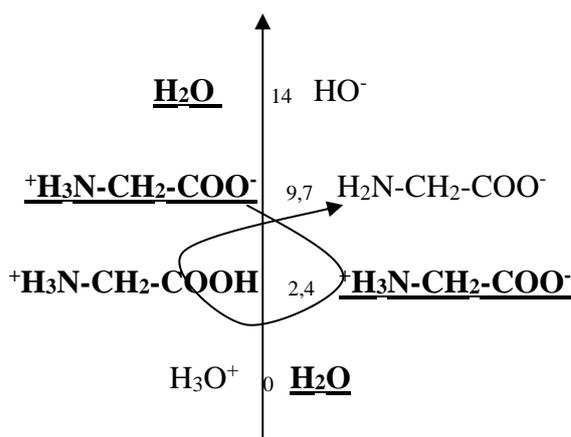
Q8. Interprétation de la forme zwitterionique : réaction acide-base ou transfert de proton entre le site acide -COOH et le site basique -NH₂.

La glycine -comme tous les acides α -aminés est une espèce amphotère, elle appartient aux deux couples acide-base :



pH d'une solution de glycine de concentration C

Recherche de la RP :



Equation bilan de la RP :



Constante d'équilibre $K^\circ = \frac{K_{a2}}{K_{a1}} = 10^{-9,7+2,4} = 10^{-7,3}$

La RP n'est pas quantitative : on lance les calculs : on peut déterminer l'avancement volumique de la RP :

$K^{\circ} = \frac{x^2}{(C-2x)^2}$ soit $x = \frac{C\sqrt{K^{\circ}}}{1+2\sqrt{K^{\circ}}}$ puis utiliser la constante d'acidité d'un des deux couples pour déterminer le pH :

$$pH = pKa1 + \text{Log} \left(\frac{[{}^+H_3N-CH_2-COO^-]}{[{}^+H_3N-CH_2-COOH]} \right) = pKa1 + \log \left(\frac{C-2x}{x} \right)$$

Ou

$$pH = pKa2 + \log \left(\frac{[H_2N-CH_2-COO^-]}{[{}^+H_3N-CH_2-COO^-]} \right) = pKa2 + \log \left(\frac{x}{C-2x} \right)$$

A.N $x = 2,24 \cdot 10^{-6} \text{ molL}^{-1}$

..... mais il existe une méthode de calcul plus élégante et plus rapide :

A l'équilibre ,la stoechiométrie de la RP conduit à $[H_2N-CH_2-COO^-] = [{}^+H_3N-CH_2-COOH]$

$$\text{Or } Ka1 = \frac{[{}^+H_3N-CH_2-COO^-]h}{[{}^+H_3N-CH_2-COOH]} \text{ et } Ka2 = \frac{[H_2N-CH_2-COO^-]h}{[{}^+H_3N-CH_2-COO^-]}$$

D'où $K_{a1} K_{a2} = h^2$ et

$$\boxed{pH = \frac{1}{2}(pKa1 + pKa2)}$$

Application numérique : $\boxed{pH = 6,0}$

Cette valeur de pH se situe dans le domaine de prédominance de la glycine , ce qui valide que les réactions de solvolysé sont bien négligeables devant la RP .

Q9.Détermination de la solubilité de l'acétate d'argent : il faut considérer une solution saturée . Cette solution est d'abord caractérisée par la réaction d'équation



Les ions acétate ayant des propriétés basiques , ils peuvent évoluer dans la solution saturée selon la réaction de solvolysé basique :



Rigoureusement , on a alors

$$[\text{Ag}^+] = x_1$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = x_1 - x_2$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = x_2$$

$$[\text{HO}^-] = x_2$$

La solubilité molaire s vérifie alors $s = x_1$

(avancement de la réaction de dissolution ou quantité de solide étant passé en solution)

Soit $s = [\text{Ag}^+] \text{ et } s = [\text{CH}_3\text{COO}^-] + [\text{CH}_3\text{COOH}]$

Dans le cadre du modèle de la RP , on ne considère que la réaction (1) (ce qui rigoureusement signifie que l'on néglige l'avancement de la réaction (2) devant celui de la réaction (1)).

On en déduit $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = x_1 - x_2 = s - x_2$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] \approx s \text{ d'où } K_s = [\text{Ag}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-] \approx s^2$$

soit $\boxed{s = 4,5 \cdot 10^{-2} \text{ molL}^{-1}}$

Par ailleurs $K_2 = \frac{[\text{OH}^-][\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} \approx \frac{x_2^2}{s} : x_2 = 5,33 \cdot 10^{-6} \text{ molL}^{-1}$

On observe bien $x_2 \ll s$, ce qui valide le modèle

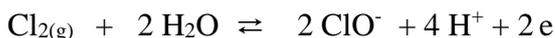
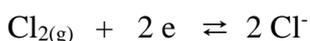
Enfin $pH = 14 + \log[\text{HO}^-] = 14 + \log(x_2) : \boxed{pH = 8,7}$

III- Solution commerciale d'eau de Javel (Agro 2023)

Q10. Le diagramme E-pH fourni montre que le dichlore gazeux n'est pas stable en milieu basique : il se dismute en ions Cl^- et ClO^-

Remarque : sur un diagramme E-pH, un phénomène de dismutation est facilement repérable : 3 droites (aucune verticale) concourantes .

Comme toute réaction redox, l'équation bilan de la réaction de dismutation se déduit de celles des demi réactions électroniques :



La constante d'équilibre de cette réaction vérifie à 25°C $0,06 \log K_1^\circ = 2 (E^\circ_{\text{Cl}_2/\text{Cl}^-} - E^\circ_{\text{ClO}^-/\text{Cl}_2})$

La réaction se produisant en milieu basique, l'équation bilan attendue est :

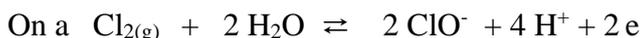


Sa constante d'équilibre vérifie alors $K^\circ = K_1^\circ / K_e^4$

Reste à déterminer $E^\circ (\text{ClO}^- / \text{Cl}_2)$:

A partir de l'unicité du potentiel à l'équilibre $E (\text{ClO}^- / \text{Cl}_2) = E (\text{ClOH} / \text{Cl}_2)$

E_b
 E_a



D'où $E_b^\circ + \frac{0,06}{2} \log \left(\frac{[\text{ClO}^-]^2 [\text{H}^+]^4}{P_{\text{Cl}_2} / P^\circ} \right) = E_a^\circ + \frac{0,06}{2} \log \left(\frac{[\text{ClOH}]^2 [\text{H}^+]^2}{P_{\text{Cl}_2} / P^\circ} \right)$ ou $E_b^\circ = E_a^\circ + \frac{0,06}{2} \log \left(\frac{[\text{ClOH}]^2}{[\text{ClO}^-]^2 [\text{H}^+]^2} \right)$

$E_b^\circ = E_a^\circ + 0,06 \text{ pKa}$

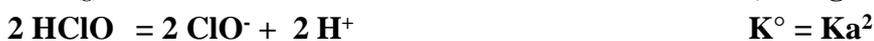
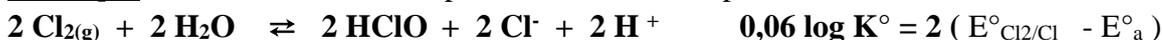
D'où $\log K^\circ = \log K_1^\circ - 4 \log K_e = \frac{2}{0,06} (E_{\text{Cl}_2/\text{Cl}^-}^\circ - E_a^\circ - 0,06 \text{ pKa}) - 4 \log K_e$

$\log K^\circ = \frac{2}{0,06} (E_{\text{Cl}_2/\text{Cl}^-}^\circ - E_a^\circ) - 2 \text{pKa} + 4 \text{pKe}$

A.N. $E_b^\circ = 2,06 \text{ V}$ $\log K_1^\circ = -23,3$ $K^\circ = 10^{32,7}$

La réaction est quantitative

Remarque : la réaction souhaitée peut aussi être décomposée selon :



On retrouve la même expression $\log K^\circ = \frac{2}{0,06} (E_{\text{Cl}_2/\text{Cl}^-}^\circ - E_a^\circ) - 2 \text{pKa} + 4 \text{pKe}$

Q11. En se basant sur la stoechiométrie de la réaction et sachant qu'elle est quantitative

$$n(\text{ClO}^-)_{\text{final}} = n(\text{Cl}_2)$$

Par ailleurs la définition du pourcentage de chlore actif conduit à $m(\text{Cl}_2) = 0,048 m_{\text{solution}}$

Soit en considérant 1 litre de solution :

$$m(\text{Cl}_2) = 0,048 * 1070 \text{ g} \quad \text{et} \quad n(\text{Cl}_2) = m(\text{Cl}_2) / M(\text{Cl}_2) = 0,048 * 1070 / 70$$

Conclusion **$[\text{ClO}^-] = 0,73 \text{ molL}^{-1}$**

Q12. Sans difficulté, la quantité de matière en ions ClO^- nécessaire à la préparation de la solution S_1 vérifie

$$n(\text{ClO}^-) = 0,25 * 0,250 \quad \text{et} \quad n(\text{ClO}^-) = 0,73 * V \quad \text{d'où} \quad V = 85,6 \text{ mL}$$

Protocole :

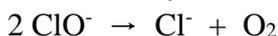
☞ la préparation d'une solution de concentration fixée ne peut se faire que dans une fiole jaugée

Dans une fiole jaugée de 250 mL, on introduit 85,6 mL de solution commerciale prélevée à l'aide d'une éprouvette graduée, on ajoute de l'eau distillée jusqu'au 2/3.

On agite pour bien homogénéiser.

On ajuste le niveau du liquide au trait de jauge

Q13. Les domaines de ClO^- et de l'eau sont disjoints : en milieu basique l'eau de Javel n'est pas stable, on observe l'oxydation de l'eau selon



Mais alors on ne peut pas avoir ni conserver une solution d'eau de Javel !

Si cette réaction est thermodynamiquement possible, il faut avancer un argument cinétique pour expliquer la possibilité d'avoir de l'eau de Javel. On dit que l'eau de Javel est métastable.

Par contre, en milieu acide, il se produit la réaction inverse de la réaction de dismutation ou **médiamutation**



Réaction thermodynamiquement favorisée et non bloquée cinétiquement, or Cl_2 est un gaz toxique.

En conclusion il ne faut pas acidifier une eau de Javel !!

Q14. La solution de thiosulfate de sodium est la solution classique permettant de doser le diode I_2 en solution aqueuse

Il est alors nécessaire de former I_2 à partir de la solution et le diagramme E-pH de l'iode montre que I_2 peut également être obtenu par réaction de médiamutation en milieu acide.

Et compte tenu de la réponse précédente, il ne faut pas acidifier l'eau de Javel !

Ainsi, les différentes étapes du protocole sont les suivantes :

Etape 1 : Ajout d'une solution de **KI en excès** à la solution S_1 (en milieu basique)

Il se produit la réaction quantitative $\text{ClO}^- + \text{I}^- \rightarrow \text{Cl}^- + \text{IO}_3^-$ et $n(\text{IO}_3^- \text{ formé}) = n(\text{ClO}^-)$

Etape 2 : Acidification à l'aide de la solution d'acide sulfurique

Il se produit la réaction de médiamutation : $2\text{IO}_3^- + 4\text{I}^- + 6\text{H}^+ \rightleftharpoons 3\text{I}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$

$$n(\text{I}_2 \text{ formé}) = 1,5 n(\text{IO}_3^-)$$

Etape 3 : Dosage de I_2 par le thiosulfate de sodium



Si V_e désigne le volume équivalent du dernier dosage $C_{S_2O_3} V_e = 3 n(\text{ClO}^-)$

Dosage indirect : dosage d'un produit d'une réaction transformant quantitativement l'espèce que l'on cherche à doser.