



COURS PRIAMS



PREPA-BAC TSE-STI-TSExp-2023-2024



SOLUTIONS AQUEUSES AU BAC 2023 à 2000

Exercice 1(BAC STI 2023).....

Deux comprimés d'Aspro 500 sont broyés dans un mortier et la poudre versée dans un bécher contenant de l'eau. Mise sous agitation la poudre ne se dissout pas totalement. Avec un pH-mètre, on relève le $\text{pH} = 2,6$. On ajoute quelques cm^3 d'éthanol : la dissolution est totale et le pH varie légèrement (2,81).

On verse alors de la soude à $0,5 \text{ mol. L}^{-1}$ et on suit le pH.

V (cm^3)	0	0,5	1	1,5	2	2,5	3	4	5	6	7	8
pH	2,81	3,13	3,37	3,57	3,70	3,84	3,94	4,12	4,28	4,44	4,61	4,79
V (cm^3)	9	10	10,5	11	11,5	12	14	15				
pH	5,02	5,5	5,81	6,35	9,80	11,72	11,84	11,91				

Consigne :

- Trace la courbe de variation du pH en fonction du volume de soude versé.
- Échelle : 1 cm pour une unité de pH et 1 cm pour 1 cm^3 .
- En déduis le volume à l'équivalence.
- Calcule la quantité de matière d'aspirine dans les deux comprimés.

Donnée : masse molaire moléculaire de l'aspirine

$M = 180 \text{ g/mol}$

Exercice 2(BAC STI 2022).....

- On a préparé 500 cm^3 de solution en dissolvant une masse de $m = 0,52 \text{ g}$ d'hydroxyde de potassium KOH solide dans de l'eau. Le pH de la solution mesuré à 25°C est alors de 12,3.
- On prélève 5 cm^3 de la solution précédente que l'on verse dans une fiole jaugée de 200 cm^3 puis on complète avec de l'eau.

Consignes

- Montre que l'hydroxyde de potassium est une base forte.
 - 1) Trouve le pH, de la solution obtenue ?
 - 2) Calcule le pH final si on ajoute $0,10 \text{ g}$ d'hydroxyde de sodium sans variation de volume appréciable de la solution.
- On donne : $M(\text{O}) = 16 \text{ g mol}^{-1}$; $M(\text{H}) = 1 \text{ g mol}^{-1}$;
 $M(\text{K}) = 39 \text{ g mol}^{-1}$; $M(\text{Na}) = 23 \text{ g mol}^{-1}$;
le produit ionique K_e de l'eau à 25°C est 10^{-14} .

Exercice 3(BAC TSEp 2022).....

La mesure de pH de trois solutions aqueuses de même concentration molaire $C = 0,1 \text{ mol. L}^{-1}$ a donné à 25°C les valeurs suivantes : 5,9 ; 7 et 13.

Ces trois solutions prises dans un ordre quelconque sont :

A : solution aqueuse de chlorure de sodium NaCl ;

B : solution aqueuse de chlorure d'éthylammonium :

$\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3\text{Cl}$

C : solution aqueuse d'hydroxyde de sodium : NaOH

Consigne :

- Attribue à chacune des solutions A, B, C la valeur de son pH.
- Calcule les concentrations molaires des espèces chimiques présentes dans la solution de $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3\text{Cl}$.

Exercice 4(BAC TSE 2022).....

- On considère une solution aqueuse de monoéthylamine.
- On réalise une solution aqueuse, en dissolvant $0,24 \text{ L}$ de monoéthylamine à l'état gazeux, dans 1 L d'eau. Dans les conditions de l'expérience, le volume molaire est de 24 L . Le pH de la solution obtenue est $\text{pH} = 11,4$.

Consigne :

- 1.1) Ecris l'équation de la réaction de la monoéthylamine sur l'eau.
- 1.2) Indique la nature acide, basique ou neutre que l'on peut prévoir pour cette solution. Justifie ta réponse.
- 2.1) Détermine les différentes espèces chimiques présentes dans la solution.
- 2.2) Calcule la concentration molaire volumique de chacune des espèces chimiques présentes dans la solution.
- 2.3) Calcule le pK_a du couple acidobasique mis en jeu dans la solution.

Exercice 5(BAC TSE 2021-A).....

On prépare une solution A en versant dans un récipient $9,2 \text{ g}$ d'acide méthanoïque HCOOH et la quantité d'eau distillée nécessaire pour que le volume total de la solution soit égal à 2 litres . Le pH de A est $2,4$

Consigne :

- Ecris l'équation d'ionisation de l'acide méthanoïque dans l'eau.
- a) Montre que la concentration molaire de la solution A vaut $C_A = 0,1 \text{ mol/L}$.
- b) L'acide méthanoïque est-il un acide fort ou un acide faible ?
- On dispose d'une solution B de soude de concentration molaire $C_B = 1 \text{ mol/L}$. Calcule le volume V_B de la solution B qu'il faut ajouter à $V_A = 0,5 \text{ L}$ de la solution A pour arriver à l'équivalence acido-basique.
- On prépare une solution C en versant dans $V_1 = 500 \text{ cm}^3$ de la solution A, un volume $V_2 = 25 \text{ cm}^3$ de la solution B. Le pH de C est égal à $3,8$.
- a) Calcule les concentrations molaires des diverses espèces chimiques présentes dans la solution C.
- b) En déduis le pK_a de l'acide méthanoïque.
- c) Quelles sont les propriétés de ce mélange ?

Exercice 6(BAC TSE 2021-B).....

- Une solution aqueuse S d'ammoniac NH_3 de concentration $C = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$ a un $\text{pH} = 10,6$.
- a) Ecris l'équation de la réaction de l'ammoniac sur l'eau.
- b) Fais le bilan des espèces chimiques présentes et en déduis la valeur du pK_a du couple acide / base concerné.
- On verse progressivement une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_A = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$ dans 20 mL de la solution S.
- a) Ecris l'équation de la réaction qui se produit.
- b) Définis l'équivalence acidobasique et calcule le volume d'acide versé pour l'obtenir.

- 3) La solution obtenue à l'équivalence est – elle neutre, acide ou basique ? justifie.

Exercice 7(BAC TSExp 2018).....

A 25°C, le pH d'une solution aqueuse d'ammoniac de concentration molaire $C = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ est 10,6.

- 1) Ecris l'équation bilan de la réaction ayant lieu entre l'eau et l'ammoniac.
- 2) Calcule les concentrations molaires des différentes espèces chimiques présentes dans la solution. En déduis la valeur de la constante d'acidité K_{a1} du couple acide/base mis en jeu de la réaction de l'ammoniac avec l'eau.
- 3) Le pH d'une solution aqueuse de mono éthylamine $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$ de concentration $C = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ est 11,4.
 - a) Ecris l'équation de la réaction ayant lieu entre la mono éthylamine et l'eau.
 - b) Calcule les concentrations des différentes espèces chimiques présentes dans la solution, en déduis la valeur de la constante d'acidité K_{a2} du couple acide/base.
- 4) Dans les deux couples acide/ base cités, entre l'ammoniac et la mono éthylamine, quelle est la base la plus forte. Justifie ?

Exercice 8(BAC TSE 2018).....

Afin d'identifier un acide carboxylique (A), on le dose par une solution aqueuse (B) d'hydroxyde de sodium (soude) de concentration molaire $C_B = 0,1 \text{ mol/L}$. On prépare 1L de solution de (A) en introduisant une masse $m_A = 4,6 \text{ g}$ dans une fiole jaugée. On prélève dans un bécher un volume $V_A = 30 \text{ mL}$ de solution (A) que l'on dose par la solution de soude (B). Les variations du pH en fonction du volume V_B de soude versée sont données dans le tableau ci-dessous.

$V_B \text{ (mL)}$	0	5	10	15	20	24	28	30	32	34	36	40
pH	2,4	3,4	3,6	3,7	3,9	4,3	5	5,5	10,9	11,4	11,5	11,6

- 1) Trace la courbe $\text{pH} = f(V_B)$ sur une feuille de papier millimétré. Echelle : 1 cm représente 5 mL et 1 cm représente 1 unité de pH
- 2) a) Détermine graphiquement le point d'équivalence E et donne ses coordonnées.
b) Détermine graphiquement le pK_a du couple acide carboxylique / ion carboxylate considéré.
- 3) Détermine la valeur de la concentration C_A de la solution (A) d'acide.
- 4) La formule générale brute de l'acide carboxylique (A) est $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$.
 - a) Détermine la masse molaire et la formule brute de l'acide carboxylique.
 - b) Donne la formule semi-développée et le nom de l'acide.
- 5) On considère le mélange pour lequel $V_B = 15 \text{ mL}$ et $\text{pH} = 3,7$
 - a) Fais l'inventaire des espèces chimiques présentes dans le mélange et calcule leurs concentrations.
 - b) En déduis le pK_a du couple acide carboxylique / ion carboxylate.
 - c) Donne la nature du mélange.

Exercice 9(BAC STI 2017).....

- 1) Quelle masse m d'acide benzoïque ($\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}$) doit-on dissoudre dans de l'eau distillée pour obtenir $V = 200 \text{ cm}^3$ d'une solution de concentration égale à $c_1 = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ en acide benzoïque ?
- 2) Le pH de cette solution étant de 2,6 ; calcule les concentrations des différentes espèces en solution.
- 3) L'acide benzoïque est-il un acide entièrement dissocié (acide fort) ou un acide faible ? Justifie ta réponse.
- 4) On prélève $V_1 = 10,0 \text{ cm}^3$ de cette solution et on lui ajoute $V_2 = 5,0 \text{ cm}^3$ d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $c_2 = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$. Le pH du mélange obtenu est égal à 4,2. Calcule les concentrations des différentes espèces en solution.

Exercice 10(BAC TSExp 2017-B).....

L'acide ascorbique, couramment dénommé vitamine C, est un réducteur naturel que l'on qualifie usuellement d'antioxydant. On le trouve dans de nombreux fruits et légumes. Une carence prolongée en vitamine C favorise le scorbut. En pharmacie il est possible de trouver l'acide ascorbique, par exemple sous forme de comprimés « de vitamine C 500 »

Etude de la réaction entre une solution aqueuse d'acide ascorbique et une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium (ou soude)

Pour simplifier, l'acide ascorbique, de formule brute $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$, sera désigné par HA dans la suite de l'exercice.

Dans cette étude, on envisage la réaction entre une solution aqueuse d'acide ascorbique de concentration molaire

$C_A = 1,00 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ et une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C_B = 2,00 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

Le volume initial de la solution aqueuse d'acide ascorbique est $V_A = 20,0 \text{ mL}$ et on note V_B le volume de la solution aqueuse d'hydroxyde de sodium versée.

- 1) Ecris l'équation traduisant cette équation.
 - 2) On étudie le mélange, à 25°C, lorsqu'on a versé $V_B = 5,0 \text{ mL}$ de solution aqueuse d'hydroxyde de sodium.
 - a) Le pH du mélange est alors égal à 4,0. En déduis la concentration en ion oxonium H_3O^+ dans ce mélange.
 - b) Calcule la concentration en ions hydroxyde dans ce mélange. En déduis la quantité $n_f(\text{HO}^-)$ d'ions hydroxyde présents à l'état final dans ce mélange.
- On donne le produit ionique de l'eau à 25°C : $K_e = 1,0 \times 10^{-14}$
- c) Détermine la composition du mélange lors du nouvel état d'équilibre. Que peut-on dire d'une telle transformation ?

Exercice 11(BAC TSE 2017/2014).....

.....(BAC SBT 2004).....

On considère une solution aqueuse d'acide dichloroéthanoïque $\text{CHCl}_2-\text{CO}_2\text{H}$ dite solution A, de concentration molaire égale à $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.

- 1) a) Ecris l'équation bilan de la réaction de cet acide avec l'eau.
b) Montre que cette réaction fait intervenir deux couples acide-base. Indique lesquels
c) Quelle est la formule de la base conjuguée de l'acide dichloroéthanoïque.
- 2) Le pH de la solution A est 1,3.
 - a) Calcule les molarités ou concentrations molaires des espèces chimiques contenues dans la solution A.

b) En déduis :

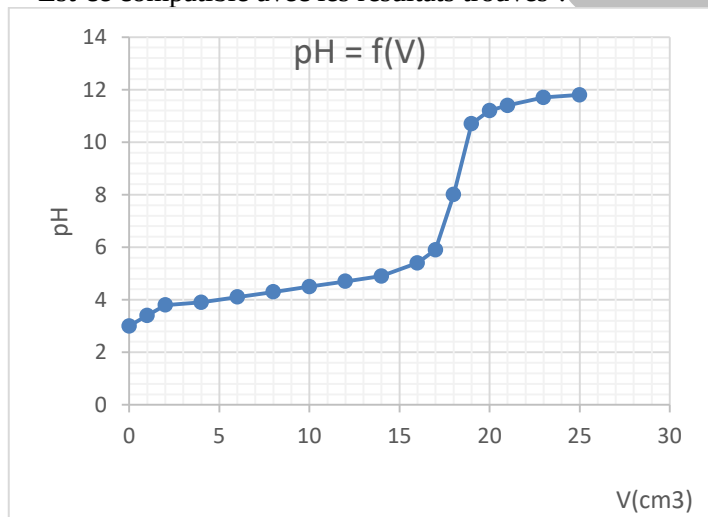
- La constante d'acidité K_a et le pK_a du couple acide-base auquel appartient l'acide dichloroéthanoïque.
- Le coefficient α de dissociation de l'acide dans la solution A.

Exercice 12(BAC STI 2016).....

L'antigrippine contient de l'aspirine ou acide acétylsalicylique de formule brute $C_9H_8O_4$ et de la vitamine C. Cette dernière est un monoacide ; sa formule brute est $C_6H_8O_6$; son $pK_a = 4,1$. L'aspirine est un monoacide de $pK_a = 3,6$. Trois comprimés sont écrasés dans un mortier et on prend 2,0 g de poudre qu'on verse dans de l'eau avec un peu d'éthanol ; on verse de la soude à $0,5 \text{ mol.L}^{-1}$ et suit la variation de pH.

V (cm ³)	0	1	2	4	6	8	10	12	14
pH	3,0	3,4	3,8	3,9	4,1	4,3	4,5	4,7	4,9
V (cm ³)	16	17	18	19	20	21	23	25	
pH	5,4	5,8	8,0	10,7	11,2	11,4	11,7	11,8	

- 1) Sous quelles formes majoritaires (moléculaire ou en solution) existent l'aspirine et la vitamine C au départ ? Justifie ta réponse.
- 2) On trace la courbe du pH en fonction du volume de soude versé et on obtient le graphique de la page 5.
 - a) La courbe fait-elle penser à un acide fort ou faible ? Pourquoi ?
 - b) Détermine les coordonnées du point d'équivalence.
 - c) En déduis la quantité de matière de monoacide dans les 2 g de poudre puis dans un comprimé, sachant que trois comprimés ont une masse de 2,17 g.
- 3) La composition donnée par le fabricant est "aspirine: 500 mg, vitamine C : 100 mg par comprimé". Est-ce compatible avec les résultats trouvés ?



Exercice 13(BAC TSExp 2016).....

La monoéthylamine (ou éthanamine) appartient au couple acide-base $C_2H_5NH_3^+ / C_2H_5NH_2$

- 1) Ecris l'équation de la réaction de la monoéthylamine avec l'eau.
- 2) Une solution aqueuse de monoéthylamine de concentration $3,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ a un pH égal à 11,6.
 - a) Calcule les concentrations molaires des espèces chimiques présentes dans la solution

b) Justifie que la monoéthylamine est une base faible.

- 3) Calcule la constante pK_a du couple acide-base mis en jeu dans la solution. Dis si la monoéthylamine est une base plus faible ou plus forte que l'ammoniac, sachant que l'on a $pK_a = 9,2$ pour le couple NH_4^+ / NH_3 .

Exercice 14(BAC STI 2015).....

On veut préparer $V_1 = 250 \text{ cm}^3$ d'une solution S1 d'hydroxyde de sodium de concentration $C_1 = 5,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ à partir d'une solution commerciale molaire de concentration $C_0 = 1,00 \text{ mol.L}^{-1}$.

- 1) a) Quel volume V_0 de solution commerciale faut-il prélever ?
b) Quel sera le pH de S_1 ?
- 2) Pour contrôler la concentration de S1, on réalise le dosage de $V_1 = 20,0 \text{ cm}^3$ de cette solution par une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_2 = 1,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ en présence de bleu de bromothymol. Le virage au jaune est obtenu pour un volume d'acide versé $V_2 = 9,95 \text{ cm}^3$.
 - a) Ecris l'équation chimique de la réaction prépondérante au cours du dosage.
 - b) Quelle valeur déduit-on de ce dosage pour C_1 ?
 - c) Si l'on considère que le volume d'acide versé est déterminé à $0,05 \text{ cm}^3$ près, donne les valeurs limites de C_1 .

Exercice 15(BAC TSExp 2015).....

On se propose d'étudier le dosage d'une solution aqueuse d'acide éthanique par une solution déci molaire d'hydroxyde de sodium. On verse progressivement la solution de soude dans un volume $V_a = 10 \text{ cm}^3$ de solution d'acide éthanique. Un pH-mètre rend compte de l'évolution du pH au cours de l'opération. Le tableau suivant traduit cette manipulation (V_b représente le volume de base versé).

V_b (cm ³)	0	1	2	3	4	5	6	7	8
pH	2,9	3,5	3,9	4,3	4,5	4,7	4,9	5,0	5,1

V_b (cm ³)	9	9,5	10	10,5	11	12	13	14	15
pH	5,4	6,0	8,8	11,0	11,7	12,2	12,5	12,6	12,7

- 1) a) Ecris l'équation-bilan de la réaction acide-base qui se produit.
b) Trace, sur un papier millimétré, la courbe $pH = f(V_b)$ traduisant la variation du pH en fonction de V_b .
Echelle : 1 cm pour 1 cm^3 ; 1 cm pour 1 unité de pH.
- 2) A l'aide de la courbe, détermine :
 - a) le volume de soude versé à l'équivalence.
 - b) le pK_a du couple CH_3COOH / CH_3COO^- .
- 3) Calcule la concentration molaire de la solution acide.
- 4) Calcule les concentrations molaires des espèces présentes à la demi-équivalence.

Exercice 16(BAC TSE 2015).....

Soit une amine primaire $R-NH_2$ dans laquelle R est un groupe alkyle.

- 1) Ecris l'équation de la réaction de cette amine avec l'eau.
- 2) On prépare une solution S en dissolvant $m = 2,19 \text{ g}$ de cette amine dans l'eau de façon à obtenir 1 L de solution. On en prélève un volume $V_b = 20,0 \text{ mL}$ que l'on introduit dans un bécher et on y ajoute progressivement une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_a = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$,

en suivant l'évolution du pH au cours de la réaction.

On constate une brusque variation du pH correspondant à l'équivalence acido-basique lorsqu'on a versé un volume $V_a = 30,0$ mL de solution d'acide.

- Ecris l'équation-bilan de la réaction.
- Détermine la concentration molaire C_b de la solution S et la masse molaire de l'amine.
- Quelle est la formule brute de cette amine ?
- Quelle est sa formule semi-développée sachant que sa molécule possède un carbone asymétrique ? Précise son nom.
- Donne la représentation en perspective des deux énantiomères.

- Sachant que le pH de la solution S vaut 11,7 à 25° C, calcule les concentrations molaires des espèces contenues dans cette solution et déduis-en le pKa du couple acide/base correspondant à cette amine.

Exercice 17(BAC TSE 2014-B).....

A 25° C, on désire préparer une solution aqueuse S d'ammoniac de pH = 11 par dilution d'une solution S_1 vendue dans le commerce.

- Cite les espèces présentes dans la solution S et calcule leurs concentrations molaires. La valeur numérique du pKa du couple acide / base NH_4^+ / NH_3 est 9,2.
- Donne la concentration C_0 de la solution S.
- La solution du commerce S_1 a une masse volumique de 890 g/L et contient 34% en masse d'ammoniac pur.
 - Que vaut la concentration molaire en ammoniac de la solution S_1 ?
 - Quel volume de la solution S_1 faut-il utiliser pour obtenir un litre de la solution S précédemment étudiée ?

Exercice 18(BAC SET/MTI 2013).....

On dispose de deux solutions aqueuses, l'une S_1 d'hydroxyde de potassium de concentration $C_1 = 1,0 \times 10^{-2}$ mol.L⁻¹, l'autre S_2 d'acide nitrique de concentration $C_2 = 2,0 \times 10^{-2}$ mol.L⁻¹.

- Quelle masse d'hydroxyde de potassium faut-il dissoudre pour préparer 500 cm³ de solution S_1 ?
- Quel volume de solution S_1 faut-il ajouter à $V_2 = 15$ cm³ de la solution S_2 pour obtenir l'équivalence? (1 pt)
- On mélange $V_1 = 12$ cm³ de S_1 et $V_2 = 8$ cm³ de S_2 .
 - Ecris l'équation de la réaction.
 - Quel sera le pH du mélange?

On donne : K = 39 g/mol.

Exercice 19(BAC SET/MTI 2013-B).....

Il existe dans un laboratoire de votre lycée une bouteille portant les renseignements suivants : acide chlorhydrique commercial ; masse volumique 1180 kg/m³ ; pourcentage en masse d'acide pur : 37%. La masse molaire du chlorure d'hydrogène est 36,5 g/mol.

- A partir de ces données, calcule la concentration de la solution commerciale.
- On prélève 10 mL de cette solution et on complète à 500 mL avec l'eau distillée. Quelle est la concentration de la solution obtenue ?

Exercice 20(BAC SBT 2012).....

- Soit une amine A, de formule $(C_2H_5)_3N$
 - Donne le nom et la classe de cette amine.
 - Ecris l'équation bilan de la réaction entre cette amine et l'iodure d'éthyle.
- Une solution aqueuse contenant 10,1 g/L de l'amine A, a un pH = 11,8
 - Calcule la concentration molaire de cette solution.
 - Ecris l'équation bilan de la réaction entre l'amine et l'eau.
 - Calcule les concentrations molaires des espèces chimiques présentes dans la solution.
 - Calcule le pKa du couple acide/base auquel appartient l'amine.

Exercice 21(BAC TSE/MTI 2012).....

Pour déterminer la concentration C_B d'une solution S_B d'hydroxyde de sodium on en enlève un volume $V_B = 10,0$ cm³ que l'on introduit dans un bécher puis on ajoute de l'eau. On y verse alors progressivement le contenu d'une burette graduée remplie d'une solution S_A d'acide chlorhydrique de concentration $C_A = 1,0 \times 10^{-2}$ mol.L⁻¹ et à chaque ajout on relève le pH (voir tableau).

V_A (cm ³)	0	2,0	4,0	6,0	9,0	11,5	12,0	12,5	13,5	14
pH	12,2	12,0	11,9	11,7	11,5	11,2	11,1	11,0	10,8	10,6
V_A (cm ³)	14,5	15,0	16,0	16,5	17,0	18,0	20,0	22,0	25,0	
pH	10,3	7,2	3,4	3,2	3,1	3,0	2,8	2,7	2,5	

- Ecris l'équation bilan de la réaction prépondérante entre les espèces chimiques des deux solutions.
 - Trace sur un papier millimétré la courbe pH = f(V_A).
 - Utilise cette courbe pour déterminer le volume V_A^E d'acide versé à l'équivalence.
 - En déduis la concentration inconnue C_B .
- On veut préparer une solution contenant $m = 0,12$ g de chlorure de sodium à partir des deux solutions S_A et S_B .
 - Calcule le volume de chacune d'elles à utiliser.
 - Quelle sera la concentration de cette solution en chlorure de sodium ?

M (Na) = 23g/mol ; M (Cl) = 35,5g/mol
Echelle : 1cm pour 1cm³ de volume
1cm pour une unité de pH

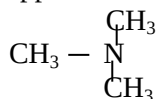
Exercice 22(BAC SBT 2011).....

À 25°C deux solutions acides S_1 et S_2 ont la même concentration $C = 10^{-2}$ mol/L. S_1 est une solution de HCl de pH = 2 et S_2 une solution d'acide méthanoïque de pH = 2,9

- Ecris les équations bilans des réactions des acides avec l'eau.
 - Montre que l'une des solutions est une solution d'acide fort et l'autre une solution d'acide faible.
 - Calcule la concentration de toutes les espèces chimiques présentes dans la solution d'acide faible.
- Déduis-en la constante d'acidité K_a ainsi le pKa du couple mis en jeu
 - Sachant que le pKa du couple CH_3COOH/CH_3COO^- vaut 4,8 comparer la force de l'ion éthanoate avec l'ion méthanoate.

Exercice 23(BAC SET/MTI 2011).....

On considère une solution S de triméthylamine de formule semi-développée :



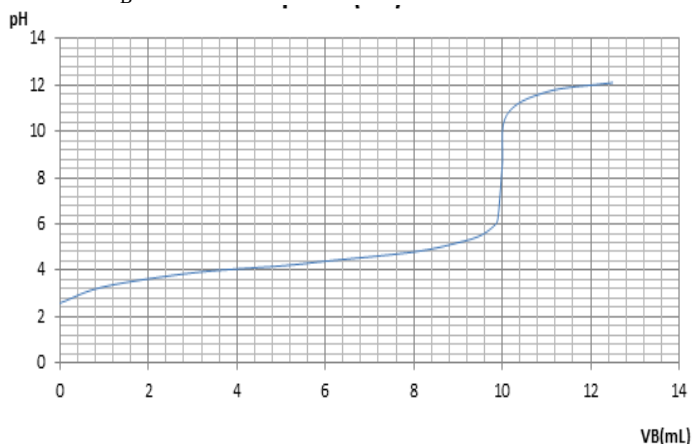
La concentration molaire volumique égale à 10^{-2} mol/L.

Le pH de la solution est 10,9.

- 1) Quel est l'acide conjugué de la triméthylamine ?
Indique sa formule semi-développée et donne son nom.
- 2) Ecris l'équation traduisant la réaction d'ionisation de cette amine en solution aqueuse.
- 3) Détermine les concentrations molaires volumiques des espèces chimiques présentes dans la solution S.
En déduis la constante d'acidité du couple acide base considéré ainsi que son pK_a .

Exercice 24(BAC SET/MTI 2010).....

L'acide benzoïque $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ que l'on pourra noter (AH) a pour base conjuguée l'ion benzoate $\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$ noté A^- . On se propose de déterminer le pK_a du couple AH/A^- par deux méthodes différentes. Pour cela on dose $V_A = 10$ mL de solution d'acide benzoïque de concentration C_A par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_B = 0,1$ mol/L. On mesure le pH du mélange en fonction du volume V_B de soude versé. On obtient la courbe suivante :



- 1) Ecris l'équation bilan de la réaction responsable de la variation du pH.
- 2) Détermine graphiquement les coordonnées du point d'équivalence.
- 3) En déduis la concentration C_A de la solution d'acide Benzoïque.
- 4) a) Calcule les concentrations molaires des différentes espèces chimiques présentes dans le mélange de $\text{pH} = 2,6$.
b) En déduis le K_a puis le pK_a du couple AH/A^- .
- 5) a) Détermine graphiquement le pK_a du couple AH/A^- .
b) Compare les valeurs des pK_a obtenues.

Exercice 25(BAC SBT 2009).....

On dissout 0,1 mole d'acide méthanoïque dans un litre d'eau.

- 1) a) Donne sa formule semi développée.
b) Ecris l'équation de la réaction acido-basique intervenant entre l'acide méthanoïque et l'eau.

2) Le pH de la solution est 2,4 à 25°C.

- a) Calcule les concentrations molaires volumiques des espèces présentes dans la solution.
- b) Calcule le coefficient (degré) d'ionisation de l'acide méthanoïque et son pK_a .

Exercice 26(BAC SBT 2008).....

On dispose d'une solution S_1 d'hydroxyde de sodium de concentration $C_1 = 0,10$ mol.L $^{-1}$ et d'une solution S_2 de chlorure d'éthylammonium $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3\text{Cl}$ de concentration $C_2 = 5,0 \times 10^{-2}$ mol.L $^{-1}$.

Le pK_a du couple $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+/\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$ est : 10,7.

- 1) Quel le pH de la solution S_1 ?
- 2) Le pH de la solution S_2 est: 6,0. Des deux espèces du couple, quelle est celle qui est prédominante (majoritaire) ?
- 3) On mélange $V_1 = 75$ cm ^{3} de S_1 avec $V_2 = 100$ cm ^{3} de S_2 .
La mesure du pH donne : 12,2.
a) Calcule la quantité d'ions OH^- qui reste après réaction.
b) Retrouve la valeur du pH de la solution obtenue.

Exercice 27(BAC SET/MTI 2008).....

Une solution (S) contient un mélange d'acide éthanoïque et d'éthanoate de sodium. Son volume total est $V = 20$ mL. Les concentrations en ions éthanoate et en acide éthanoïque sont égales : $C = [\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{CH}_3\text{COOH}] = 10^{-1}$ mol.L $^{-1}$.

On ajoute un volume V_B de soude de concentration

$C_B = 10^{-1}$ mol.L $^{-1}$; $V_B = 2$ mL.

- 1) Quel est le pH de la solution initiale ?
 pK_a du couple $(\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,8$
- 2) Calcule les quantités de matière des espèces majoritaires.
- 3) Quel est le pH de la solution finale.
- 4) Conclure.

Exercice 28(BAC SBT 2007).....

La température normale du corps humain est de 37°C. A cette température, le produit ionique de l'eau est $K_e = 1,9 \times 10^{-14}$.

- 1) Détermine le pH d'une solution neutre à cette température.
- 2) Le sang a un pH de 7,39; est-il basique ou acide ?
- 3) a) Détermine les concentrations des ions hydronium et hydroxyde dans les deux cas suivants :
- Le pH du bol alimentaire dans l'estomac d'une personne peut atteindre la valeur de 1,2.
- La dégradation des protéines dans l'intestin de l'homme se produit à un pH de 8,5.
b) Décis une expérience prouvant qu'un prélèvement du bol alimentaire dans l'estomac contient des ions OH^- .

Exercice 29(BAC SET/MTI 2007).....

1) Une bouteille commerciale d'un litre de vinaigre à 6° contient 60 g d'acide éthanoïque. Le pH de ce vinaigre, mesuré à l'aide d'un pH-mètre vaut 2,3.

- a) Détermine la concentration molaire initiale en acide éthanoïque du vinaigre étudié.
- b) Ecris l'équation de la réaction entre l'acide éthanoïque et l'eau.
- c) Quelle est la concentration molaire finale en ions oxoniums dans le vinaigre ?

2) On introduit ensuite dans le vinaigre, sans variation de volume, une masse $m = 1,00\text{g}$ de benzoate de sodium solide ($\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{Na}$) jouant le rôle de conservateur.

- Ecris l'équation de la réaction acido-basique susceptible de se produire.
- Détermine la concentration molaire initiale en ions benzoate dans le vinaigre.

Données : $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g.mol}^{-1}$, $M(\text{C}) = 12 \text{ g.mol}^{-1}$;
 $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{Na}) = 23 \text{ g.mol}^{-1}$

Exercice 30(BAC SBT 2006).....

L'acide salicylique ou aspirine de formule $\text{HO}-\text{C}_6\text{H}_4\text{COOH}$, noté AH par la suite, est un acide faible. On dispose d'une solution S d'acide salicylique. 20,00 mL de S sont dosés par une solution de (NaOH) de concentration $C_B = 5.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. On mesure le pH du mélange après chaque ajout. Les résultats obtenus sont les suivantes :

$V_B(\text{mL})$	0	1	2	4	6	7	7,4	7,5	7,6	8	9	10
pH	2,4	2,6	2,8	3,2	3,7	4,2	5,0	9,2	10	10,6	10,9	11,2

- Ecris l'équation bilan de la réaction de dosage.
 - Trace sur papier millimétrique le graphe $\text{pH} = f(V_B)$.
 - En déduis le volume à l'équivalence et la pKA de l'acide salicylique.
 - Détermine la concentration de la solution S.
 - En déduis la masse d'acide salicylique utilisée pour préparer la solution.
- Echelle: 2 cm pour 1 mL; 1 cm pour une valeur 1 du pH.

Exercice 31(BAC SET/MTI 2006).....

Sous l'action de ferments lactiques, le lactose contenu dans le lait se transforme en acide lactique. À 20°C , si la teneur en acide lactique dépasse 5 g.L^{-1} le lait caille. L'acide lactique ou acide 2-hydroxypropanoïque de formule brute $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$ est un acide faible.

- Donne la formule semi-développée de l'acide lactique.
 - Quelles fonctions chimiques possède-t-il ?
- 2) La molécule est-elle chirale ? Justifie votre réponse. Donne la représentation conventionnelle des deux structures spatiales.
- 3) On admettra que le seul acide présent dans le lait est l'acide lactique. Le dosage d'un volume $V_A = 20,0 \text{ mL}$ de lait, additionné de 150 mL d'eau distillée, par une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration $C_B = 0,050 \text{ mol.L}^{-1}$ est effectué en présence de phénophtaléine. L'équivalence est atteinte pour un volume de soude $V_{BE} = 8,2 \text{ mL}$.
- Détermine la concentration en acide lactique du lait.
 - Détermine la concentration massique contenue dans un litre de ce lait.
 - Ce lait est-il frais ? Pourquoi ?

Exercice 32(BAC SBT 2003).....

On prépare une solution aqueuse A en dissolvant 0,05 mole de chlorure d'hydrogène et 0,05 mole de chlorure de potassium dans un litre de solution.

- Quelles sont les espèces chimiques présentes dans la solution ?
- Détermine la molarité de chaque espèce chimique et

calcule le pH de la solution.

- 2) On prélève 100 cm^3 de la solution A et on y ajoute de l'eau distillée pour compléter à un litre. Détermine la molarité des espèces chimiques dans la nouvelle solution B. Quel est son pH ?

Exercice 33(BAC SET/MTI 2003).....

On considère les solutions S_1 et S_2 de deux monoacides. La mesure du pH de ces deux solutions donne la même valeur 2,4 à 25°C .

- De chaque solution, on prélève 10 mL que l'on dilue avec de l'eau distillée jusqu'à 50 mL. Le pH de la solution diluée S_1 est 3,1 et celui de la solution S_2 est 6,25.
 - Montre que l'une des solutions diluées est une solution d'acide faible et l'autre une solution d'acide fort.
 - Calcule la concentration de la solution initiale d'acide fort.
- On dose par pH-mètre des volumes égaux des solutions S_1 et S_2 à l'aide d'une même solution d'hydroxyde de sodium. La réaction de neutralisation de la solution S_2 nécessite un volume de solution d'hydroxyde de sodium 25 fois plus grand que celui nécessaire par la solution S_1 .
 - Calcule la concentration de l'acide faible dans la solution finale.
 - A $\text{pH} = 2,4$, calcule la concentration de toutes les espèces chimiques présentes dans la solution initiale d'acide faible.

Exercice 34(BAC SBT 2002).....

Deux solutions acides ont la même concentration $C = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. La solution S_1 est une solution de chlorure d'hydrogène de pH 2,0 et S_2 une solution d'acide méthanoïque de pH 2,9.

- En déterminant les concentrations des ions H_3O^+ des deux solutions, montre que l'une est une solution d'acide fort et l'autre une solution d'acide faible. Ecris les équations bilan des réactions de ces acides avec l'eau.
- Vérifie, par le calcul que la constante pka du couple correspondant à l'acide méthanoïque est égale à 3,7.