

RÉACTIONS ACIDO-BASIQUES

1. Identification d'un indicateur coloré.

On dispose d'un flacon d'indicateur coloré avec comme seule indication sa concentration molaire : $C_0 = 2,90 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$ On mesure son pH : 4,18.

On en déduit la concentration molaire en ions oxonium $[\text{H}_3\text{O}^+] = 6,6 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$.

Le couple acide/base présent dans cet indicateur coloré sera noté HInd/Ind^- .

La solution d'indicateur coloré a été préparée à partir de la forme acide de l'indicateur : HInd .

L'équation de la réaction entre HInd et l'eau est : $\text{HInd} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ind}^- + \text{H}_3\text{O}^+$

1.1 En considérant un volume $V = 100 \text{ mL}$ de solution d'indicateur, déterminer le taux d'avancement final de la réaction de l'acide HInd avec l'eau.

Cet acide est-il totalement dissocié dans l'eau ? Justifier votre réponse.

Rep 23%

1.2 Donner l'expression littérale de la constante d'acidité K_A de la réaction de l'acide HInd su l'eau.

1.3 Les concentrations à l'équilibre permettent de calculer la constante d'acidité de la réaction : $K_A = 1,9 \cdot 10^{-5}$.

Sachant que $\text{p}K_A = -\log K_A$, calculer le $\text{p}K_A$ du couple HInd/Ind^- et identifier l'indicateur à l'aide des données du tableau suivant :

Indicateur	Couleur acide	Zone de virage	Couleur basique	$\text{p}K_A$
Hélianthine	rouge	3,1 – 4,4	Jaune orangé	3,7
Vert de Bromocrésol	jaune	3,8 – 5,4	bleu	4,7
Bleu de Bromothymol	jaune	6,0 – 7,6	bleu	7,0
Phénolphthaléine	incolore	8,2 – 10,0	fuschia	9,4

2. Dosage d'une solution d'acide chlorhydrique concentrée.

Dans le laboratoire d'un lycée, on dispose d'un flacon d'une solution d'acide chlorhydrique concentrée où est notée sur l'étiquette l'indication suivante :

33% minimum en masse d'acide chlorhydrique. On appellera cette solution S_0 .

On veut connaître la concentration molaire c_0 de cette solution.

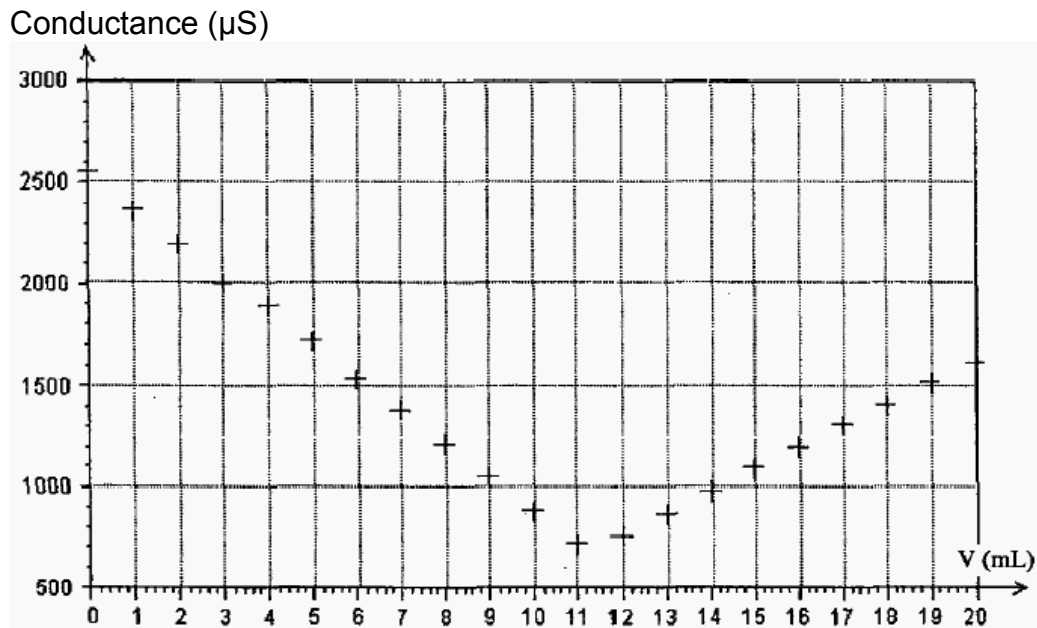
Première étape :

On dilue 1000 fois la solution S_0 . On obtient alors une solution S_1 de concentration C_1 .

Deuxième étape :

On prélève précisément un volume $V_1 = 100,0 \text{ mL}$ de solution S_1 .

On dose par conductimétrie la solution S_1 par une solution titrante d'hydroxyde de sodium de concentration $C_B = 1,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$. La représentation graphique de la conductance de la solution en fonction du volume V de solution titrante versé est représentée ci-dessous.



2.1 On ajoute la solution d'hydroxyde de sodium pour doser la solution S_1 .
Écrire l'équation de la réaction acido-basique.

2.2 Déterminer graphiquement, le volume versé V_E à l'équivalence.

2.3 A l'équivalence, écrire la relation existant entre C_1 , C_B , V_E et V_1 et calculer la concentration molaire C_1 de la solution d'acide chlorhydrique diluée S_1 .

2.4 En déduire la concentration molaire C_0 de la solution d'acide chlorhydrique concentrée S_0 .

2.5 Calculer la masse m_0 d'acide chlorhydrique HCl dissous dans un litre de solution.

On donne la masse molaire de l'acide chlorhydrique $M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

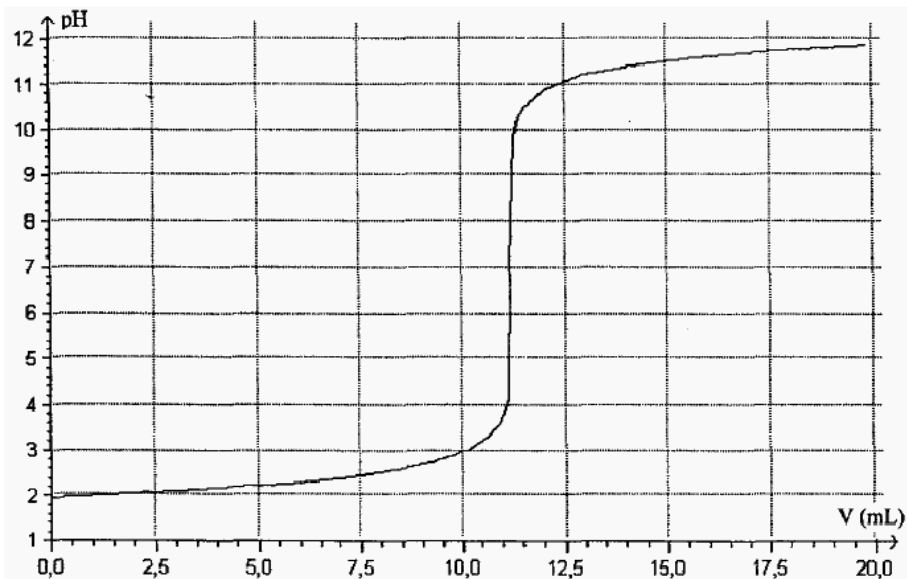
La solution S_0 a une masse volumique $\rho_0 = 1160 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$.

Le pourcentage massique de la solution S_0 représente la masse d'acide chlorhydrique dissous dans 100 g de solution.

2.6 Quelle est la masse m d'un litre de solution S_0 ?

2.7 Calculer le pourcentage massique de la solution S_0 . L'indication de l'étiquette du flacon de solution d'acide chlorhydrique concentrée est-elle correcte ?

Une simulation du dosage par suivi pH-métrique de la solution S_1 est donnée ci-dessous



Simulation du dosage de la solution diluée d'aide chlorhydrique S₁ par pH-métrie

2.8 Sur la courbe de simulation, indiquer la zone de virage de l'indicateur identifié à la question 1.3.

En utilisant cet indicateur pour le dosage de la solution S₁, décrire le changement de couleur observé.

2.9 Dans la liste donnée à la question 1.3, y-a-t-il un indicateur coloré mieux adapté pour repérer l'équivalence du dosage ? Justifiez votre réponse.

Exercice 2 : Propriétés des solutions d'ammoniac

Données et rappels :

- Produit ionique de l'eau : $K_e = 1,0 \cdot 10^{-14}$.
- pK_A des couples acide/base suivants :
 $H_3O^+(aq) / H_2O(l) : pK_{A1} = 0$ $NH_4^+(aq) / NH_3(aq) : pK_{A2} = 9,2$
 $H_2O(l) / HO^-(aq) : pK_{A3} = 14$
- Conductimétrie :
 La conductivité σ d'une solution contenant des espèces ioniques X_i est fonction des concentrations molaires effectives $[X_i]$ de ces ions dans la solution selon la loi :

$$\sigma = \sum_i \lambda_i [X_i].$$

σ s'exprime en $S \cdot m^{-1}$, λ_i conductivité molaire ionique en $S \cdot m^2 \cdot mol^{-1}$ et les concentrations $[X_i]$ en $mol \cdot m^{-3}$.

- Valeurs des conductivités molaires ioniques (en $S \cdot m^2 \cdot mol^{-1}$) :
 $\lambda(HO^-(aq)) = 199 \cdot 10^{-4} S \cdot m^2 \cdot mol^{-1}$ $\lambda(NH_4^+(aq)) = 73,4 \cdot 10^{-4} S \cdot m^2 \cdot mol^{-1}$.

Une solution commerciale S₀ d'ammoniac NH₃(aq) de concentration C₀ = 1,1 mol.L⁻¹ peut être utilisée, après dilution, comme produit nettoyant (évier, lavabos, ...) ou comme produit détachant (moquette, tapis, ...).

On se propose d'étudier la solution S d'ammoniac de concentration C_S : S est 100 fois plus diluée que S₀.

1.1 Préparation de la solution diluée S :

1.2 Faire la liste de la verrerie nécessaire pour préparer précisément un volume V = 1,00 L de S à partir de S₀.

1.2 Titrage de la solution diluée S :

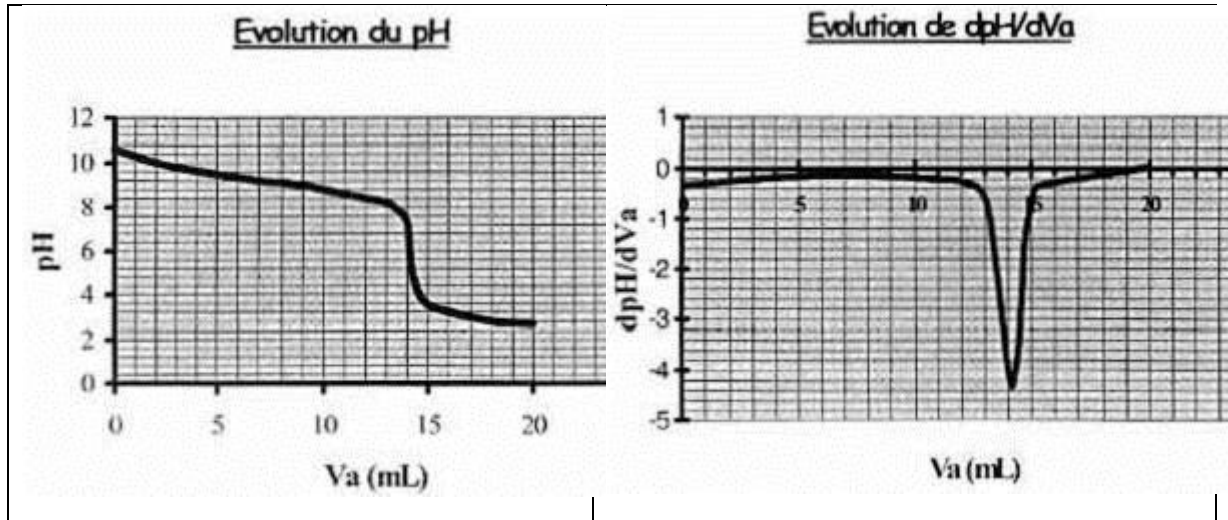
On se propose de vérifier la valeur de la concentration C_0 de S_0 .

Pour cela, la solution S est titrée par une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_a = 0,015 \text{ mol.L}^{-1}$.

Dans un volume $V_S = 20 \text{ mL}$ de la solution S, on verse progressivement la solution d'acide chlorhydrique et on mesure après chaque ajout le pH du mélange.

On peut alors tracer la courbe d'évolution du pH en fonction du volume de solution acide ajoutée V_a à l'aide d'un logiciel approprié. On trace aussi la courbe d'évolution de la dérivée $\frac{dpH}{dV_a}$ en fonction de V_a .

Évolutions de pH et de dpH / dVa :



1.2.1 Faire un schéma légendé du dispositif expérimental de titrage.

1.2.2 Réaction de titrage :

Écrire l'équation bilan de la réaction de titrage (1) de la solution d'ammoniac S.

1.2.3 Détermination des concentrations :

1.2.3.a À partir des données expérimentales, déterminer le volume de solution acide versé à l'équivalence V_{aE} . Préciser la méthode employée.

1.2.3.b En déduire la valeur de la concentration C_S de la solution diluée S.

Déterminer alors la valeur de la concentration C_0 de la solution S_0 .

Comparer la valeur trouvée à la valeur C_0 donnée au début de l'énoncé.

Remarque : Pour la suite de l'exercice, on utilisera la valeur de C_0 donnée au début de l'énoncé et la valeur correspondante de C_S .

1.2.4 Autre repérage de l'équivalence :

Parmi les indicateurs colorés du tableau ci-dessous, déterminer celui qu'il faut ajouter à la solution pour procéder le plus efficacement possible au titrage précédent par une méthode colorimétrique. Justifier ce choix. Qu'observe-t-on autour de l'équivalence dans ce cas ?

Indicateur coloré	Teinte acide	Zone de virage	Teinte basique
Bleu de bromophénol	Jaune	3,0 – 4,6	Bleu-violet
Rouge de méthyle	Rouge	4,2 – 6,2	Jaune

Rouge de crésol	Jaune	7,2 – 8,8	Rouge
-----------------	-------	-----------	-------

1.3 Étude de l'équilibre dans la solution diluée S :

On considère maintenant un volume $U_S = 1,0$ L de la solution S.

1.3.1 Réaction acido-basique dans S :

L'équation bilan, notée (2) de la réaction entre l'ammoniac et l'eau est :



1.3.1.a Donner l'expression littérale de la constante d'équilibre K associée à l'équation de la réaction (2).

1.3.1.b Exprimer K en fonction de K_e et K_{A2} . Calculer K.

1.3.2. Composition de S :

1.3.2.a Reproduire puis compléter sur votre copie le tableau d'avancement, ci-dessous, associé à la transformation modélisée par la réaction d'équation (2).

Equation		$\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) = \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq})$			
Etat	Avancement (mol)	Quantité de matière (mol)			
Etat initial	0		Excès	0	0
Etat final	$x_{\text{éq}}$		Excès		

Tableau d'avancement

Remarque :

A l'état initial, $[\text{NH}_3(\text{aq})]_i = C_S$ (concentration de la solution S).

L'avancement à l'état final d'équilibre est noté $x_{\text{éq}}$.

Le volume de la solution U_S est supposé constant (la dilution est négligée).

1.3.2.b En supposant que $x_{\text{éq}}$ est négligeable par rapport au produit $C_s \cdot U_s$, montrer que

$$K \approx \frac{x_{\text{éq}}^2}{C_s \cdot U_s^2}$$

1.3.2.c En déduire la valeur $x_{\text{éq}}$. L'hypothèse est-elle justifiée ?

1.3.3 Etude conductimétrique :

La valeur de la conductivité de la solution diluée S est $\sigma = 8,52 \cdot 10^{-3} \text{ S} \cdot \text{m}^{-1}$.

1.3.3.a En déduire la valeur commune de la concentration (en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$) des ions $\text{NH}_4^+(\text{aq})$ et $\text{HO}^-(\text{aq})$ dans la solution S.

1.3.3.b Déterminer alors la valeur du pH de la solution S. Ce résultat est-il en accord avec les données expérimentales ?