

AED

Donner la valeur de n pour $B_n = 0,14 \text{ m}$. Calculer la vitesse correspondante V_n du proton.

AUTOPROTOLYSE DE L'EAU

4

On dispose d'une solution aqueuse (S) de chlorure d'hydrogène de concentration $C = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$. Préciser comment évolue le pH de la solution :

- lorsqu'on y ajoute de l'eau distillée ;
- lorsqu'on y ajoute une solution de soude ;
- lorsqu'on laisse tomber dans la solution un morceau de zinc ;
- lorsqu'on refroidit la solution ;
- lorsqu'on ajoute à la solution une solution de chlorure d'hydrogène de concentration $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$;
- lorsqu'on ajoute une solution de chlorure de sodium

1-) Calculer les concentrations des ions H_3O^+ dans les solutions suivantes :

jus de citron : $\text{pH} = 2,90$; sang ; $\text{pH} = 7,4$
 soude : $\text{pH} = 11,75$; salive ; $\text{pH} = 6,70$;
 urine ; $\text{pH} = 5,10$; lait ; $\text{pH} = 6,70$.

2-) Calculer le nombre de moles d'ions H_3O^+ et OH^- dans un verre de jus d'orange de 100mL, de $\text{pH} = 3,2$.

3-) Calculer les pH des solutions suivantes :

(S₁) : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2,67 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$;
 (S₂) : $[\text{OH}^-] = 5,25 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$;
 (S₃) : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$;
 (S₄) : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 18 \cdot [\text{OH}^-]$.

3-) On donne le tableau ci-dessous :

Solution S ₅	Solution S ₆
10,6 < pH < 10,75	$\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{OH}^-]} > 2,1 \cdot 10^4$
$[\text{H}_3\text{O}^+] < \dots$ $[\text{OH}^-] < \dots$	4,8 < pH < 7

Compléter le tableau en précisant les limites qu'on peut attribuer :

- aux concentrations molaires des ions H_3O^+ et OH^- de la solution S₅ ;
- au pH de la solution S₆.

Les solutions sont toutes prises à 25°C.

8

On dispose d'un certain volume d'eau pure. On fait varier sa température et on détermine chaque fois la valeur du pH à l'aide d'un pH-mètre. On obtient les résultats suivants

Température (°C)	0	15	25	35
pH	7,5	7,2	7	6,6

1-) Tracer la courbe $\text{pH} = f\left(\frac{1}{T}\right)$; $\frac{1}{T}$ est l'inverse de la température exprimée en kelvin.

2-) Vérifier que le pH est de la forme

$$\text{pH} = a \cdot \frac{1}{T} + b$$

Déterminer les valeurs des constantes a et b.

3-) La réaction de dissociation de l'eau est-elle exothermique ou endothermique ? Justifier.

11

1-) On dispose d'une solution aqueuse de chlorure d'hydrogène de concentration molaire $C = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$, son pH est égal à 2,0.

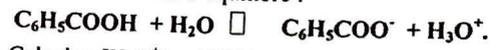
La réaction entre le chlorure d'hydrogène et l'eau est totale : $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$.

e-) Quelle serait la d.d.p constante qui aurait donné e vitesse au proton ? On donne $B = 1,03 \text{ T}$

Faire l'inventaire des espèces chimiques présentes dans la solution. Calculer les concentrations molaires de ces espèces.

2-) On dispose d'une solution d'acide benzoïque de concentration molaire $C = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$. Son pH est égal à 3,1.

La réaction entre l'acide benzoïque et l'eau est limitée et aboutit à un état d'équilibre :



- Calculer $[\text{H}_3\text{O}^+]$ et $[\text{OH}^-]$.
- Ecrire l'équation d'électroneutralité : en déduire la concentration molaire des ions benzoate.
- Ecrire l'équation de conservation de la matière : en déduire la concentration de l'acide benzoïque à l'équilibre.

Calculer le degré d'ionisation α de l'acide.

12

1-) On dispose d'une solution d'éthanamine de pH égal à 11,3 de concentration $C = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$.

Ecrire l'équation-bilan de la réaction traduisant l'action de l'eau sur l'éthanamine.

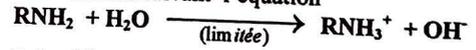
- Calculer les concentrations molaires des espèces chimiques en solution.
- Calculer le degré d'ionisation α

2-) On dispose d'une solution d'acide sulfurique de concentration molaire $C = 6,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$. Son pH est 2,0. Calculer $[\text{H}_3\text{O}^+]$ et $[\text{OH}^-]$.

Sachant que la solution renferme des ions sulfate SO_4^{2-} et des ions hydrogénosulfate HSO_4^- , calculer les concentrations molaires de ces deux espèces dans la solution.

13

On dissout 10 millimoles d'une amine (monobase) RNH_2 dans un litre d'eau. La réaction entre la base et l'eau est limitée. On admet que 20,8% des molécules sont ionisées suivant l'équation



Faire l'inventaire des espèces chimiques en solution. Calculer la concentration des ions OH^-

(On néglige le nombre de moles d'ions OH^- provenant de l'autoprotolyse de l'eau devant le nombre de moles d'ions OH^- provenant de la réaction précédente). Calculer le pH de la solution.

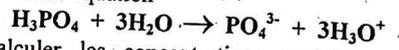
Calculer les concentrations molaires des autres espèces chimiques présentes dans la solution.

14

On dispose d'un flacon de solution commerciale d'acide phosphorique H_3PO_4 . L'étiquette sur le flacon porte les indications suivantes :

Volume : 1 litre ; Masse volumique 1580 kg/m^3 ;
 Pourcentage massique d'acide pur : 74

- Calculer la masse d'acide pur dans le flacon.
- Calculer la concentration molaire C de la solution
- On prélève 5 mL de la solution précédente, qu'on place dans une fiole jaugée de 1,5 litre. On complète avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge. Calculer la concentration molaire C' de la solution (S') ainsi obtenue. Calculer le pH de la solution. On admet que l'action de l'acide sur l'eau est totale et s'effectue suivant l'équation



Calculer les concentrations molaires des espèces chimiques contenues dans la solution (S').

On dispose d'un indicateur coloré dont la zone de virage est (4,0 - 5,7). Dans un volume $V_A = 10 \text{ cm}^3$ d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_A = 10^{-2} \text{ mol/L}$, on introduit quelques gouttes de l'indicateur, puis on ajoute progressivement une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_B = 8,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$.

1-) Etablir la relation qui lie la concentration molaire des ions hydronium H_3O^+ restant dans le mélange et le volume V_B d'hydroxyde de sodium ajouté.

On se place dans le cas où le pH du mélange demeure inférieur à 7.

2-) Déterminer la valeur de V_B qui correspond au début du virage de l'indicateur.

Déterminer la valeur de V_B qui correspond à la fin du virage de l'indicateur.

16

On donne : Masse volumique de l'éthanol : 790 g/L.

Masses molaires atomiques en g/mol :

Na : 23 ; O : 16 ; C : 12 ; H : 1 ;

L'éthanol réagit avec le sodium suivant l'équation $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{Na} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{O}^- + \text{Na}^+ + 1/2\text{H}_2$ (réaction 1)

L'ion éthanolate formé au cours de la réaction réagit avec l'eau en donnant de l'éthanol et des ions hydroxyde ; l'équation-bilan de sa réaction avec l'eau est appelée réaction (2).

Dans 20 mL d'éthanol pur on introduit 1,0 g de sodium. Lorsque tout le sodium a disparu, on refroidit le mélange réactionnel. On le verse dans une fiole jaugée de 200 mL, on complète jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée. Soit (S) la solution homogène ainsi obtenue.

On dose une prise d'essai de 10,0 mL de la solution (S) par une solution d'acide chlorhydrique de concentration $1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol/L}$.

1-) La réaction (1) peut-elle être considérée comme une réaction acido-basique ? Justifier votre réponse.

2-) Montrer que l'éthanol introduit est en excès par rapport au sodium.

En déduire la quantité (en moles) d'ions éthanolate formée lors de la réaction (1).

3-) L'ion éthanolate est une base forte : donner la définition d'une base forte. Ecrire l'équation-bilan de la réaction (2) et montrer que cette réaction est une réaction acido-basique.

4-) Le volume de solution d'acide chlorhydrique versé pour avoir l'équivalence est 21,4 mL.

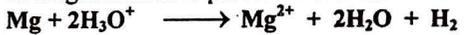
Faire un schéma annoté du dispositif. Ecrire l'équation-bilan de la réaction support du dosage.

Déterminer la quantité d'ions hydroxyde présents dans les 200 mL de la solution S.

Montrer que ce résultat confirme bien que l'ion éthanolate est une base forte.

16

Dans 50 mL d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire 10^{-2} mol/L on laisse tomber 2 g de magnésium. Il se produit la réaction



On mesure le pH de la solution à différentes dates, on obtient les résultats suivants :

t (min)	0	2	4	6	8	10	12	14
pH	2	2,1	2,3	2,4	2,7	2,9	3,4	4,4

1-) Montrer que le magnésium est en excès.

2-) Tracer sur un même graphe les courbes

$[\text{H}_3\text{O}^+]$ et $[\text{Mg}^{2+}]$ en fonction du temps.

3-) Calculer la vitesse de réaction aux dates 2 min et 10 min.

On donne : $M(\text{Mg}) = 24 \text{ g/mol}$