


pH D'UNE SOLUTION AQUEUSE - AUTOPROTOLYSE DE L'EAU - PRODUIT IONIQUE - INDICATEURS COLORES / NOTIONS D'ACIDE FORT ET DE BASE FORTE-REACTION ENTRE ACIDE FORT ET BASE FORTE
EXERCICE 1:

- 1) Calculer à 25°C les concentrations en ions H_3O^+ et en HO^- du sang humain de $\text{pH} = 7,39$
- 2) Calculer le pH d'une solution aqueuse dont la concentration $[\text{H}_3\text{O}^+]$ vaut $2 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$ à 25°C.
- 3) Calculer le pH d'une solution aqueuse dont la concentration $[\text{OH}^-]$ vaut $6 \cdot 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$ à 25°C.

EXERCICE 2:

Les questions 1) ; 2) et 3) sont indépendantes.

- 1) A 60°C le pH de l'eau pure est 6,5. Calculer les concentrations des ions hydroniums et hydroxydes à cette température puis en déduire le produit ionique de l'eau à cette température.
- 2) A 50°C le produit ionique de l'eau est $5,6 \cdot 10^{-14}$. Trouver à cette température le pH de l'eau pure.
- 3) On considère à 80°C des solutions aqueuses S_1 , S_2 et S_3 de pH respectifs $\text{pH}_1=5,8$, $\text{pH}_2=6,93$ et $\text{pH}_3=6,3$. Préciser le caractère acide, basique ou neutre de chacune de ces solutions S_1 , S_2 et S_3 .
On donne A 80 °C, $K_w = 2,5 \cdot 10^{-13}$.

EXERCICE 3:

Dans une fiole jaugée de 250 mL, on introduit successivement les composés suivants:

- une solution d'acide chlorhydrique de volume $V_1 = 20 \text{ mL}$ et de concentration $C_1 = 0,02 \text{ mol.L}^{-1}$
 - une solution d'acide nitrique de volume $V_2 = 25 \text{ mL}$ et de concentration $C_2 = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$
 - une masse $m_3 = 1,36 \text{ g}$ de sulfate de calcium solide CaSO_4
 - une masse $m_4 = 3,28 \text{ g}$ de nitrate de calcium solide $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
 - On complète le tout à 250 mL avec de l'eau distillée, à 25°C
- 1) Ecrire les équations de dissolution de ces 4 composés et celle de l'autoprotolyse de l'eau.
 - 2) Déterminer la concentration molaire de chacun des ions présents dans le mélange sachant qu'aucune réaction chimique n'a lieu.
 - 3) Vérifier l'électroneutralité de la solution. On admettra qu'il ne se produit aucune réaction entre les différents ions présents.
 - 4) Déterminer le pH de la solution obtenue.

On donne en g.mol^{-1} : $M(\text{H}) = 1$; $M(\text{O}) = 16$; $M(\text{Cl}) = 35,5$; $M(\text{N}) = 14$; $M(\text{Ca}) = 40$; $M(\text{S}) = 32$.

EXERCICE 4:

On dispose d'une solution commerciale titrant 30% en masse, de densité $d = 1,22$ et dénommée solution d'acide chlorhydrique.

- 1) Calculer la concentration molaire C_0 de la solution commerciale.
- 2) Quel volume de la solution commerciale faut-il utiliser pour préparer 1 litre d'une solution S_1 d'acide chlorhydrique de concentration $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$?
- 3) Décrire le mode opératoire pour préparer la solution S_1 en précisant la verrerie utilisée.

EXERCICE 5:

Une solution aqueuse d'acide perchlorique de concentration $C_a = 5 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ a un $\text{pH} = 2,3$ à 25°C.

- 1) Montrer que l'acide perchlorique est un acide fort.
- 2) Ecrire l'équation de la réaction de dissolution de l'acide perchlorique (HClO_4) dans l'eau.
- 3) Calculer la concentration molaire des différentes espèces chimiques en solution.
- 4) On prélève 15mL de cette solution que l'on dose par une solution d'hydroxyde de calcium $\text{Ca}(\text{OH})_2$ de concentration $C_b = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ M}$.
 - 4.1- Ecrire l'équation bilan de la réaction du dosage.
 - 4.2- Calculer le volume de base versé à l'équivalence.
 - 4.3- Calculer la concentration molaire des ions présents dans la solution à l'équivalence. On obtient un solide en évaporant l'eau du mélange obtenu à l'équivalence. Donner la formule et nom de ce solide puis calculer sa masse.

EXERCICE 6:

Une solution aqueuse d'hydroxyde de calcium $\text{Ca}(\text{OH})_2$ de concentration $1,9 \text{ g.L}^{-1}$ a $\text{pH} = 12,7$ à 25°C .

- 1) L'hydroxyde de calcium $\text{Ca}(\text{OH})_2$ est-il une dibase forte ? Justifier.
- 2) Ecrire l'équation bilan de la réaction de l'hydroxyde de calcium avec l'eau pure.
- 3) Calculer les concentrations molaires des différentes espèces chimiques en solution.
- 4) On prélève 30 mL de cette solution et on complète avec de l'eau pure afin d'obtenir un volume final de 100 mL. Calculer le pH de la solution finale.

EXERCICE 7:



On dispose à 25°C les solutions aqueuses suivantes :

- S_1 une solution d'hydroxyde de magnésium $Mg(OH)_2$ de $pH = 12$
 - S_2 une solution d'acide chlorhydrique de $pH = 3,7$
- 1) On dilue 1000 fois la solution S_2 pour obtenir une solution S_3 ? Quelles sont les concentrations des espèces chimiques présentes dans S_3 ? Quelle est la valeur du pH de la solution S_3 ?
 - 2) On mélange un volume V_1 de S_1 avec un volume V_2 de S_2 de telle sorte que l'on obtienne une solution finale S_4 de volume $V_4 = 300\text{mL}$ et de $pH = 11,5$. Calculer V_1 et V_2 .
 - 3) Une solution S_5 est obtenue en mélangeant 600mL de S_1 ; 400mL de S_2 et 300mL d'une solution de chlorure de magnésium $MgCl_2$ de concentration $C = 0,1\text{mol.L}^{-1}$.
La solution S_5 est-elle acide, basique ou neutre. Quel est le pH de la solution S_5 .

Exercice 8:

On prélève un volume $V_B = 20\text{ mL}$ d'une solution S_B d'hydroxyde de potassium KOH qu'on introduit dans un bécher à laquelle on ajoute quelques gouttes de BBT puis à l'aide d'une burette graduée on verse goutte à goutte une solution S_A d'acide nitrique HNO_3 de $pH=2$ dans le bécher. Le volume d'acide versé à l'équivalence est $V_{AE} = 40\text{ mL}$.

- 1) Faire un schéma annoté du dispositif du dosage.
- 2) Définir l'équivalence acido-basique puis justifier le pH du mélange à l'équivalence.
- 3) Ecrire l'équation bilan de la réaction acide-base.
- 4) Déterminer la concentration C_B de la solution d'hydroxyde de potassium puis en déduire son pH .
- 5) Calculer la concentration des espèces chimiques présentes dans le mélange lorsque le volume d'acide versé est $V_A = 25\text{ mL}$?
- 6) Calculer la concentration des espèces chimiques présentes dans le mélange lorsque le volume d'acide versé est $V_A = 60\text{ mL}$?

EXERCICE 9:

On dispose au laboratoire d'une bouteille contenant une solution étiquetée: solution d'un monoacide fort (HA) de concentration $C_A = 8 \cdot 10^{-3}\text{ mol.L}^{-1}$.

Afin d'identifier ce monoacide fort, le professeur décide de doser par pH -métrique un volume $V_A = 5\text{ mL}$ de la solution de ce monoacide par la solution S_B d'hydroxyde de calcium de concentration $C_B = 2,2 \cdot 10^{-3}\text{ mol.L}^{-1}$.

Les résultats obtenus ont permis de tracer la courbe $pH = f(V_B)$ jointe en annexe:

- 1) Faire un schéma annoté du dispositif permettant d'effectuer ce dosage.
 - 2) Ecrire l'équation-bilan de la réaction du dosage.
 - 3) Préciser, en le justifiant, les coordonnées du point d'équivalence.
 - 4) Définir l'équivalence acido-basique.
 - 5) Déterminer la concentration C_A de la solution du monoacide (HA). Conclure.
 - 6) Le mélange obtenu à l'équivalence est complètement déshydraté. Le composé X obtenu a une masse $m = 3,25\text{ mg}$.
- 6.1- Déterminer la masse molaire du composé X.
 - 6.2- Déduire la masse molaire du monoacide (HA) utilisé puis donner sa formule brute et son nom.

Formules brutes	HCl	HNO ₃	HClO ₄
Noms	Acide chlorhydrique	Acide nitrique	Acide perchlorique



**Exercice 10:**

On étudie la variation du pH d'une solution d'hydroxyde de sodium à la quelle on ajoute progressivement une solution d'acide chlorhydrique de concentration 10^{-3} mol/L. Le bécher où est réalisé le mélange contient initialement 10 cm^3 d'hydroxyde de sodium. On obtient les résultats suivants :

$V_A(\text{cm}^3)$	0	4	8	12	14	16	17	17,5	18	18,5	19	20	22	26
pH		11	10,7	10,4	10,2	9,9	9,5	9,2	7	4,7	4,5	4,2	3,9	3,7

- 1) Faire le schéma annoté du dispositif permettant d'effectuer ce dosage.
- 2) Tracer le graphe $\text{pH} = f(V_A)$.
- 3) Définir l'équivalence acido-basique.
- 4) Calculer la concentration molaire de la solution d'hydroxyde de sodium. En déduire le pH de la solution dans le bécher pour $V_A = 0 \text{ mL}$.
- 5) Calculer la concentration molaire des ions présents dans le mélange quand on a ajouté 12 cm^3 de la solution d'acide chlorhydrique dans le bécher?
- 6) Vers quelle valeur tendrait le pH du mélange si on continuait à ajouter la solution chlorhydrique ?
- 7) Quel indicateur colorés doit-on utiliser pour faire le dosage colorimétrie. Justifier ? Comment repérer alors le point équivalent

EXERCICE 11:

Dans un laboratoire, on dispose des solutions suivantes :

- Une solution S d'hydroxyde de sodium de masse volumique $\rho = 1,2 \text{ kg.L}^{-1}$ de pourcentage massique en hydroxyde de sodium pur 16,7 %.
- Une solution d'acide sulfurique de concentration molaire C_A .
- De l'eau distillée.

- 1) Montrer que la concentration volumique C_B de la solution S peut s'écrire: $C_B = \frac{167}{40} \rho$ (ρ en kg.L^{-1}).
- 2) On prélève 10mL de la solution S qu'on dilue pour obtenir une solution S' de concentration molaire volumique $C'_B = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$. Déterminer le volume d'eau distillée nécessaire à la préparation de S'.
- 3) Afin de déterminer la concentration C_A de l'acide sulfurique, on dose 10mL de celle-ci par la solution S' d'hydroxyde de sodium.
 - 3.1- Ecrire l'équation-bilan de la réaction.
 - 3.2- Définir l'équivalence acido-basique et évaluer qualitativement le pH du mélange à l'équivalence.
 - 3.3- Calculer C_A sachant que le volume de la solution S' utilisée est 20mL.
 - 3.4- Calculer les concentrations molaires des espèces chimiques présentes dans le mélange à l'équivalence.

EXERCICE 12:

- 1) On prépare une solution en dissolvant une masse m d'un monoacide fort de masse molaire M dans un volume V d'eau pure. On négligera la variation de volume consécutive à la dissolution de l'acide. On mesure les pH de plusieurs solutions obtenues chacune par dissolution d'une masse m de cet acide dans un volume V = 1L d'eau et on obtient le tableau suivant:

pH	1,8	2	2,2	2,4	2,6	2,8	3	3,2	3,4
m(g)	1	0,63	0,39	0,25	0,158	0,1	0,06	0,04	0,02
logm									

- 1.1- Exprimer le pH de la solution en fonction de m, M et V.
- 1.2- Compléter le tableau ci-dessus et tracer la courbe $\text{pH} = f(\log m)$.
Echelle: abscisse: 1cm pour 0,2 ; ordonnée: 1 cm pour 0,4
- 1.3- Montrer, à partir de la courbe, que le pH peut se mettre sous la forme: $\text{pH} = a \log m + b$ relation où a et b sont des constantes dont on déterminera les valeurs.
- 1.4- Déduire de ceux qui précèdent la masse molaire M de l'acide et l'identifier parmi les acides de formules brutes: HCl ; HNO_3 ; HClO_3 .
- 2) On prélève un volume $V_a = 20 \text{ mL}$ d'une des solutions de l'acide de $\text{pH} = 2,1$ et on y ajoute un volume $V_b = 30 \text{ mL}$ d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C_b = 5.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.
 - 2.1- Le mélange obtenu est-il acide, basique ou neutre ? Justifier la réponse.
 - 2.2- Calculer le pH de ce mélange.
 - 2.3- Quel volume de la solution d'hydroxyde de sodium devrait-on ajouter pour neutraliser exactement le volume d'acide prélevé?