

**AUTOPROTOLYSE DE L'EAU-pH D'UNE SOLUTION AQUEUSE-
INDICATEURS COLORES**

**Exercice 1 :**

Les questions sont indépendantes.

- 1) Calculer le pH d' une solution aqueuse dont la concentration molaire en ions H_3O^+ est $2.10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$ et celui d' une solution dont la concentration est $6.10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.
- 2) Quelles sont les concentrations en ions hydronium et en ions hydroxyde d' une solution aqueuse dont le pH est égal à 8,67 ?
- 3) Quel est le nombre de moles de chacune des espèces précédentes contenues dans 10 mL de solution ?
- 4) Le produit ionique de l' eau pure à 50° C est $K_e = 5,5.10^{-11}$. Calculer le pH de l' eau pure à 50° C .
- 5) Quel volume de chlorure d' hydrogène HCl doit-on dissoudre dans de l' eau distillée pour obtenir 0,5 L d' une solution de concentration 2.10^{-2} mol/L . Le volume molaire dans les conditions expérimentales étant $V_M = 22,4 \text{ mol/L}$.
- 6) On prépare une solution de chlorure de sodium en dissolvant 1 g de NaCl dans 200 cm^3 d' eau distillée. Quelle est la concentration molaire de la solution ? Quel volume de cette solution doit-on mélanger à l' eau pour obtenir une solution de concentration 5.10^{-2} mol/L .

Exercice 2 :

Calculer les concentrations en ions H_3O^+ et en HO^- pour les trois solutions suivantes :

- 1) Jus de citron de pH = 2,2.
- 2) Lait de vache de pH = 6,5.
- 3) Solution de lessive de pH = 11,5.

Exercice 3 :

Une bouteille d' eau minérale porte les indications suivantes :

Cations		Ca^{2+}	Mg^{2+}	K^+	Na^+
	Masse volumique mg/L	64,3	10,7	1,3	36
Anions		HCO_3^-	SO_4^{2-}	Cl^-	NO_3^-
	Masse volumique mg/L	219	17,3	56,7	9



Vérifier l' électroneutralité de cette solution.

Exercice 4 :

- 1) Le chlorure de sodium NaCl est entièrement dissocié en ions Na^+ et Cl^- en solution aqueuse. On dissout 11,7 g de chlorure de sodium dans 2 L d' eau. Recenser les différents ions présents dans cette solution et calculer leur molarité (concentration molaire) sachant que la solution a un pH = 7.
- 2) Dans 20 mL d' une solution décimolaire de chlorure de baryum $BaCl_2$, on ajoute 300 mL d' eau. Calculer les molarités en ions Ba^{2+} et en ions Cl^- avant et après l' eau d' eau ($BaCl_2$ est totalement dissocié en solution aqueuse et le pH de la solution est 7).
- 3) On mélange 10 mL de solution décimolaire de NaCl et 200 mL de solution centimolaire de $BaCl_2$. Calculer la concentration des différents ions présents dans la solution. Vérifier l' électroneutralité de la solution.

Exercice 5 :

- 1) A 10 cm^3 d' une solution de chlorure d' hydrogène. On ajoute 40 cm^3 d' eau et on obtient alors, une solution de $\text{pH} = 2,7$. Quelle est la concentration de la solution de chlorure d' hydrogène initiale ?
- 2) Quel volume d' eau distillée doit-on ajoute à 40 cm^3 d' une solution de chlorure d' hydrogène de concentration $2 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$ pour obtenir une solution de $\text{pH} = 2,4$?
- 3) On mélange une solution de chlorure d' hydrogène de $\text{pH} = 3,1$ avec 10 cm^3 de solution d' acide chlorhydrique de $\text{pH} = 2,3$. Déterminer le pH du mélange obtenu.
- 4) A 20 cm^3 d' une solution chlorhydrique de $\text{pH} = 3$, on ajoute 20 cm^3 d' une solution centimolaire de chlorure de sodium. Quelles sont les molarités des espèces chimiques présente dans la solution ? Quel est son pH ? Vérifier son électroneutralité.

Exercice 6 :

L' hydroxyde de calcium $\text{Ca}(\text{OH})_2$ est soluble dans l' eau à raison de 1,8 gramme par litre à 25° C ; on obtient alors une solution saturée en hydroxyde de calcium. Quelle est la concentration de cette solution ?

Son pH étant égal à 12,7. Montrer que l' hydroxyde de calcium est entièrement dissocié dans cette solution aqueuse et écrire son équation de dissociation.

Exercice 7: produit ionique de l' eau à 37° C

La manipulation proposée a pour but de déterminer le produit ionique de l' eau à 37° C , en mesurant le pH de six solutions d' hydroxyde de potassium maintenues à cette température.

Les solutions sont préparées en introduisant un volume V_i d' une solution S_0 d' hydroxyde de potassium de concentration $C_0 = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ dans une fiole jaugée de 100 mL et en complétant avec de l' eau distillée. Le pH est ensuite mesuré à 37° C , en commençant par la solution la plus diluée.

Les résultats obtenus lors d' une manipulation sont les suivants :

Solution	S_1	S_2	S_3	S_4	S_5	S_6
V_i (mL)	0,5	1,0	2,0	5,0	10,0	20,0
pH	10,0	10,3	10,6	10,9	11,2	11,5

- 1) Avec quelle verrerie doit-on mesurer V_i ?
- 2) Pourquoi mesure-t-on d' abord le pH des solutions les plus diluées ?
- 3) Etablir un tableau contenant V_i , pH , C_i et $\log C_i$, C_i étant la concentration de la solution S_i .
- 4) Tracer le graphe $\text{pH} = f(-\log C_i)$; en déduire le produit ionique de l' eau à 37° C et le pH de l' eau pure à cette température.

Exercice 8 :

Par analogie avec le pH d' une solution, on peut aussi définir le pOH d' une solution : $\text{pOH} = -\log [\text{HO}^-]$.

- 1) Déterminer le pOH d' une solution telle que : $[\text{HO}^-] = 3,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.
- 2) Trouver la relation liant pH , pOH et $\text{p}K_e$.
- 3) Quel serait à 25° C , le pOH d' une solution dans laquelle $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$?

Exercice 9 :

L' acide sulfurique H_2SO_4 peut être considéré comme un diacide fort. On dispose d' une solution commerciale d' acide sulfurique de densité 1,815 et contenant 90% d' acide pur.

- 1) On souhaite préparer 1L d' une solution A d' acide sulfurique à 1 mol.L^{-1} . Quel volume de solution commerciale utiliser pour cela ?
- 2) Ecrire l' équation de la réaction de l' acide sulfurique avec l' eau.
- 3) La solution précédemment obtenue sert à préparer deux solutions plus diluées : 500 mL d' une solution B de $\text{pH} = 1,5$ et 250 mL d' une solution C de $\text{pH} = 1$. Quel volume de A utiliser pour cela ?
- 4) On mélange B et C. Quel est le pH de la solution obtenue ?

Exercice 10 :

Les questions suivantes sont indépendantes.

- 1) On obtient une solution S en mélangeant :
 - 100 mL d' une solution d' hydroxyde de sodium de concentration $C_1 = 0,16 \text{ mol/L}$.
 - 200 mL de solution d' hydroxyde de potassium de $\text{pH} = 12$.
 - 200 mL d' eau distillée.
 - a) Calculer la concentration des ions OH^- dans la solution S. Quel est son pH ?
 - b) Déterminer la concentration de toutes les espèces présentes dans la solution S.
 - c) Vérifier l' électroneutralité de S.
- 2) Une solution commerciale d' hydroxyde de sodium de densité 1,38, contient 35 % en masse d' hydroxyde de sodium pur. (C' est-à-dire 100 mL de la solution commerciale contient 35 mL d' hydroxyde de sodium pur).
 - a) Quel volume V_1 de cette solution doit-on diluer pour obtenir 1 L de solution de $\text{pH} = 12,5$?
 - b) On verse 5 mL de la solution commerciale dans un litre d' eau. Quel est le pH de la solution obtenue ?
- 3) On considère 200 mL d' une solution de soude de pH égal à 11,4.
 - a) Quel volume d' eau faut-il ajouter pour obtenir une solution de pH égal à 11 ?
 - b) On ajoute 0,005g de chlorure de sodium dans 200 mL de la solution de soude de pH égal à 11.
 - Calculer la concentration des ions présents en solution.
 - Calculer le pH de la nouvelle solution.

