

Travaux Pratiques : Préparation de solutions et mesure de pH

Matériel :

- 1 flacon de solution aqueuse d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})}$) à $0,01 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
- 1 flacon de solution aqueuse d'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$) à $0,01 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
- 1 pH-mètre + solutions tampon
- 1 fiole jaugée de 100 mL + bouchon
- 1 pipette en plastique
- béchers de 50 mL
- 1 verre à pied (« poubelle »)
- 2 pipettes jaugées de 5 mL et de 10 mL + poire à pipeter
- 1 pissette d'eau distillée

Document N°1/ Formule de dilution

Lors d'une dilution, la quantité de matière du soluté contenue dans la solution mère prélevée est égale à la quantité de matière de soluté présente dans la solution fille :

Cela revient à écrire :

$$n_{\text{mère}} = n_{\text{fille}}$$

$$C_{\text{mère}} \times V_{\text{mère}} = C_{\text{fille}} \times V_{\text{fille}}$$

Unités

$C_{\text{mère}}$ et C_{fille} s'expriment en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$

$V_{\text{mère}}$ et V_{fille} en L

où $C_{\text{mère}}$ et C_{fille} sont des concentrations molaires et $V_{\text{mère}}$ et V_{fille} sont des volumes.

Document N°2/ Lien entre pH et concentration

- Connaissant le pH, la **concentration des ions oxonium** est calculée par la relation :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

Unités

$[\text{H}_3\text{O}^+]$ s'exprime en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$

pH est sans unité

où $[\text{H}_3\text{O}^+]$ est la concentration molaire des ions oxonium H_3O^+ en solution.

- Le **pH** d'une solution est directement lié à la concentration molaire en ions oxonium $[\text{H}_3\text{O}^+]$ dans la solution par la relation :

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Tableau 1 : Cas des solutions acides

Solutions acides	C = $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{Cl}^-]$ ($\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$)	pH	$-\log [\text{H}_3\text{O}^+]$
Solution A	$1,0 \times 10^{-2}$		
Solution A1	$1,0 \times 10^{-3}$		
Solution A2	$5,0 \times 10^{-4}$		

1/ Préparer les solutions A1 et A2 et mesurer le pH de chacune des solutions en utilisant le pH-mètre

2/ A l'aide des résultats obtenus, indiquer comment évolue le pH lorsque la concentration des ions oxonium $[\text{H}_3\text{O}^+]$ augmente.

.....

.....

3/ Compléter la partie hachurée du tableau 1 avec les valeurs de $-\log [\text{H}_3\text{O}^+]$. Comparer les valeurs de $-\log [\text{H}_3\text{O}^+]$ aux valeurs de pH.

.....

.....

.....

.....

Tableau 2 : Cas des solutions basiques

Solutions basiques	$C = [\text{HO}^-] = [\text{Na}^+] \text{ (mol.L}^{-1}\text{)}$	pH	$[\text{H}_3\text{O}^+] \text{ (mol.L}^{-1}\text{)}$	$-\log [\text{H}_3\text{O}^+]$
Solution B	$1,0 \times 10^{-2}$			
Solution B1	$1,0 \times 10^{-3}$			
Solution B2	$5,0 \times 10^{-4}$			

4/ Préparer les solutions B1 et B2 et mesurer le pH de chacune des solutions en utilisant le pH-mètre

5/ A l'aide des résultats obtenus, indiquer comment évolue le pH lorsque la concentration des ions hydroxyde $[\text{HO}^-]$ augmente.

.....

.....

6/ Compléter la partie hachurée du tableau 2 avec les valeurs de $-\log [\text{H}_3\text{O}^+]$. En calculant la concentration en ions oxonium $[\text{H}_3\text{O}^+]$ grâce à la relation $[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{HO}^-] = 10^{-14}$

.....

.....