

Réactions acido-basiques

Certaines transformations peuvent être modélisées par des réactions acido-basiques, c'est-à-dire par l'échange formel de protons entre un acide (qui le cède) et une base (qui le capte).

Première partie : mesure du pH de solutions aqueuses

On dispose de solutions aqueuses d'acide chlorhydrique, d'acide éthanóique (ou acétique), d'ammoniac et d'hydroxyde de sodium de même concentration en soluté apporté, $c = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Les quantités de réactifs à dissoudre pour un litre de solution sont données ci-après.

	$\text{HCl}_{(g)}$	$\text{CH}_3\text{COOH}_{(l)}$	$\text{NH}_3_{(g)}$	$\text{NaOH}_{(s)}$
Quantité dissoute	240 mL	0,60 g	240 mL	0,40 g

Le pH d'une solution aqueuse est, par définition, lié à sa concentration en ions oxonium : $\text{pH} = -\log \left[\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} \right]$ ou, réciproquement, $\left[\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} \right] = 10^{-\text{pH}}$.

Un pH-mètre est constitué d'un boîtier et d'une sonde. Le boîtier est en réalité un voltmètre qui mesure la tension aux bornes de la sonde constituée de deux électrodes : l'une sert de référence, alors que le potentiel de l'autre dépend de la concentration extérieure en ions oxonium $\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$. Pour pouvoir utiliser le pH-mètre, il faut au préalable l'étalonner, c'est-à-dire lui donner deux points de référence à l'aide de deux solutions-étalons de pH connu.

Lorsque la sonde est plongée dans une solution, elle doit être rincée à l'eau distillée puis séchée au papier Joseph.

1 – Protocole expérimental (REA)

- Rappeler les protocoles de préparation des solutions par dissolution (hydroxyde de sodium) et par dilution (acide acétique).
- Étalonner le pH-mètre selon la fiche-méthode, puis mesurer le pH des deux solutions qui ont été attribuées au groupe.
- Récupérer les valeurs de la paillasse voisine pour les deux autres solutions.

2 – Exploitation (ANA)

Déterminer, à l'aide de mesures de pH,

- la concentration en ions oxonium $[\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}]$ dans la solution d'acide chlorhydrique et dans la solution d'acide acétique,
- la concentration en ions hydroxyde $[\text{HO}^-_{(aq)}]$ dans la solution d'hydroxyde de sodium et dans la solution d'ammoniac.

On rappelle que, dans les conditions de l'expérience, le produit ionique de l'eau $K_e = \left[\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} \right]_{\text{éq}} \times \left[\text{HO}^-_{(aq)} \right]_{\text{éq}}$ vaut $1,0 \cdot 10^{-14}$. On pourra discuter de la précision des mesures de pH.

3 – Conclusions (VAL)

- Les acides chlorhydrique et acétique sont-ils des acides forts et faibles ? En déduire l'écriture de l'équation de la réaction entre ces acides et l'eau.
- L'hydroxyde de sodium et l'ammoniac sont-ils des bases fortes ou faibles ? En déduire l'écriture de l'équation de la réaction entre ces bases et l'eau.

Indications

On appelle un *acide fort* (ou *base forte*) un acide (ou une base) qui se dissocie totalement dans l'eau : tout l'acide initialement introduit est consommé dans sa réaction avec l'eau.

Un *acide faible* (ou *base faible*) est un acide (ou une base) qui se dissocie partiellement dans l'eau : à l'issue de la réaction, il reste de l'acide non dissocié.

- Pour savoir si un acide est fort ou faible, il faut comparer la concentration molaire en ions oxonium formé lors de la dissolution de l'acide dans l'eau avec la concentration molaire initiale en acide.
- Pour savoir si une base est forte ou faible, il faut comparer la concentration molaire en ions hydroxyde formé lors de la dissolution de la base dans l'eau avec la concentration molaire initiale en base.

Deuxième partie : aspect thermique d'une réaction acide-base

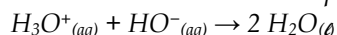
Une chauffeurette chimique, aussi appelée « bouillotte magique », est constituée d'une pochette contenant une solution aqueuse saturée en acétate de sodium en surfusion, la température de fusion étant à 54 °C pour une solution à 20 %, ce qui est bien au-dessus de la température ambiante. En tordant une plaquette métallique à l'intérieur du liquide, on libère des germes d'acétate solidifié, qui déclenchent la cristallisation, et la solution devient solide. Cette transition de phase se faisant à la température de fusion, il y a échauffement de la pochette puis refroidissement jusqu'à la température ambiante une fois la solidification terminée. Lorsque la pochette est refroidie, on fait passer l'acétate de sodium de l'état solide à l'état liquide en plaçant la pochette dans de l'eau très chaude. Puis la solution peut rester liquide jusqu'à une température de -120 °C, ce qui est très largement inférieur à la température de fusion, on dit que le liquide est en surfusion.

Bien que ces chauffeures possèdent le qualificatif de « chimique », le processus mis en jeu est purement physique !

On se propose ici d'essayer de réaliser une véritable chauffeurette chimique.

Doc. 1 : Réaction acide fort/base forte

L'acide chlorhydrique et l'hydroxyde de sodium réagissent selon une réaction totale d'équation



Comme de très nombreuses réactions chimiques, cette réaction s'accompagne d'un échange thermique. Les tables internationales indiquent que l'énergie thermique de cette réaction est $Q' = 57 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Doc. 2 : Energie thermique de réaction

En assimilant les solutions aqueuses à de l'eau dont la densité est 1,0, on peut estimer que l'énergie Q libérée par une réaction chimique est

$$Q = m \times c_{\text{eau}} \times |\theta_f - \theta_i|$$

où m est la masse de la solution,

$c_{\text{eau}} = 4,18 \text{ J}\cdot\text{g}^{-1}\cdot\text{°C}^{-1}$ est la capacité thermique de l'eau,

θ_i et θ_f les températures initiale et finale du milieu

Protocole expérimental

- ✓ Verser dans un bécher 20 mL (mesuré à l'aide d'une éprouvette) de solution d'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$) de concentration 1,0 mol · L⁻¹.
- ✓ Préparer 20 mL de solution d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})}$) de concentration 1,0 mol · L⁻¹.
- ✓ Relever la température de la solution d'acide chlorhydrique.
- ✓ Verser rapidement, mais avec précaution, la solution d'hydroxyde de sodium et agiter. Relever la température finale du milieu réactionnel.
- ✓ Eventuellement, recommencer la manipulation avec des solutions d'acide chlorhydrique et d'hydroxyde de sodium dix fois moins concentrées.

Question n°1

Que peut-on dire de la transformation observée ici ? Ecrire l'équation de la réaction envisagée ici.

Discuter de l'influence des concentrations des solutions sur la variation de température du mélange.

Vous préciserez si, lors de la réaction étudiée, le système chimique absorbe ou cède de l'énergie thermique.

En travaillant rapidement, les pertes d'énergie vers l'extérieur peuvent être négligeables devant l'énergie thermique Q libérée par la réaction. Dans la suite, on ne s'intéressera qu'à la réaction mettant en jeu 20 mL de solution d'acide chlorhydrique et 20 mL d'hydroxyde de sodium de concentration 1,0 mol · L⁻¹.

Question n°2

Déterminer l'énergie Q libérée par la réaction entre cet acide et cette base. En déduire alors l'énergie molaire Q' de cette réaction, c'est-à-dire l'énergie libérée par la réaction d'une mole d'ions hydroxyde et d'une mole d'ions oxonium. Commenter cette valeur.

Question n°3

En théorie, quel volume identique d'acide et de soude faudrait-il mélanger et placer autour d'un bécher pour faire bouillir 20 mL d'eau initialement à 20°C sous pression atmosphérique ?

En pratique, cela fonctionnera-t-il ? Expliquer.

Question n°4

Dans les laboratoires de Chimie, on dit souvent : « Jamais d'eau sur l'acide, toujours l'acide dans l'eau ». D'après vous, pour quelle(s) raison(s) ?