BURHAN

# Transformations associées aux réactions acido-basiques en solution aqueuse : exercices, application

2ème Année Baccalauréat · Sciences Physiques · Physique-Chimie

Corrigé détaillé en ligne : burhan.ma/2bac/pc/physique-chimie/transformations-acido-basiques/exercices/application

| Chapitre | Palier | Exercices |
|---|---|---|
| Transformations associées aux réactions acido-basiques en solution aqueuse | Application | 8 |

## Exercice 1

### pH et nature d'une solution

**1.**

Une boisson gazeuse a, à $25\,^{\circ}\mathrm{C}$, une concentration en ions oxonium $[\mathrm{H_3O^+}] = 3{,}2 \times 10^{-4}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$. Calculer son pH et indiquer la nature de la boisson.

INDICE

Quelle relation définit le pH à partir de la concentration en ions oxonium ? À quelle valeur comparer le résultat ?

**2.**

L'eau d'un aquarium a, à $25\,^{\circ}\mathrm{C}$, $[\mathrm{H_3O^+}] = 5{,}0 \times 10^{-9}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$. Calculer son pH et la concentration $[\mathrm{HO^-}]$, puis conclure sur la nature de cette eau. On donne $K_e = 1{,}0 \times 10^{-14}$.

INDICE

Le produit ionique de l'eau relie les deux concentrations ; comparer ensuite $[\mathrm{HO^-}]$ et $[\mathrm{H_3O^+}]$.

**3.**

Expliquer pourquoi le pH de la boisson de la question 1 s'écrit $3{,}49$, et non $3{,}5$ ni $3{,}494$.

INDICE

Compter les chiffres significatifs de la concentration donnée.

### Exercice 2

## pH d'une solution d'hydroxyde de sodium

**1.**

On dissout de l'hydroxyde de sodium dans l'eau : la solution obtenue a une concentration apportée $C = 2{,}0 \times 10^{-3}\,\mathrm{mol \cdot L^{-1}}$, et l'hydroxyde de sodium y est entièrement dissocié en ions $\mathrm{Na^+}$ et $\mathrm{HO^-}$. Donner $[\mathrm{HO^-}]$, puis calculer $[\mathrm{H_3O^+}]$ à $25\,^\circ\mathrm{C}$, où $K_e = 1{,}0 \times 10^{-14}$.

INDICE

Que libère chaque unité d'hydroxyde de sodium dissoute ? Utiliser ensuite le produit ionique de l'eau.

**2.**

Calculer le pH de cette solution de deux façons.

INDICE

Une voie part de $[\mathrm{H_3O^+}]$, l'autre de $[\mathrm{HO^-}]$ et de $\mathrm{p}K_e$.

**3.**

Une eau savonneuse a un pH égal à $9{,}60$ à $25\,^\circ\mathrm{C}$. Calculer $[\mathrm{H_3O^+}]$ et $[\mathrm{HO^-}]$.

INDICE

Inverser les relations qui donnent le pH à partir de chacune des deux concentrations.

### Exercice 3

## Constante d'acidité et pKA de deux couples

**1.**

L'ion anilinium $\mathrm{C_6H_5NH_3^+}$ est l'acide du couple $\mathrm{C_6H_5NH_3^+/C_6H_5NH_2}$. Écrire l'équation de sa réaction avec l'eau et l'expression de la constante d'acidité $K_A$ du couple.

INDICE

L'acide cède un proton à l'eau, qui devient l'ion oxonium ; le solvant ne figure pas dans la constante.

**2.**

À $25\,^\circ\mathrm{C}$, le $\mathrm{p}K_A$ de ce couple vaut $4{,}6$. Calculer $K_A$.

INDICE

Comment passe-t-on du $\mathrm{p}K_A$ à $K_A$ ? Combien de chiffres significatifs un $\mathrm{p}K_A$ à une décimale autorise-t-il ?

**3.**

L'acide glycolique $\mathrm{HOCH_2COOH}$ a pour constante d'acidité $K_A = 1{,}5 \times 10^{-4}$ à $25\,^\circ\mathrm{C}$. Calculer le $\mathrm{p}K_A$ de son couple.

INDICE

Quelle fonction relie $K_A$ au $\mathrm{p}K_A$ ? Combien de décimales donner au résultat ?

### Exercice 4

## Comparer deux acides au pH-mètre

Au laboratoire, on prépare deux solutions de même concentration apportée $C = 1{,}0 \times 10^{-2}\,\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ : $S_1$ d'acide chloroéthanoïque $\text{ClCH}_2\text{COOH}$ et $S_2$ d'acide butanoïque $\text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}$. À $25\,^\circ\text{C}$, un pH-mètre étalonné indique $\text{pH}_1 = 2{,}53$ pour $S_1$ et $\text{pH}_2 = 3{,}41$ pour $S_2$.

**1.**

Décrire l'étalonnage du pH-mètre, puis la mesure du pH d'une solution.

INDICE

L'étalonnage se fait avec des solutions tampons de pH connu.

**2.**

Calculer $[\text{H}_3\text{O}^+]$ dans chaque solution et la comparer à $C$. Que peut-on dire des deux acides ?

INDICE

Comparer chaque $[\text{H}_3\text{O}^+]$ obtenue à la valeur que donnerait un acide qui réagit totalement avec l'eau.

**3.**

Lequel des deux acides est le plus fort ? Justifier.

INDICE

Pour des solutions préparées dans les mêmes conditions, que traduit un pH plus petit ?

### Exercice 5

## Constante d'une réaction acido-basique

**1.**

On mélange une solution d'acide nitreux $\text{HNO}_2$ et une solution d'éthylamine $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$. Écrire l'équation de la réaction entre ces deux espèces, puis calculer sa constante d'équilibre $K$. Est-elle pratiquement totale ? Données à $25\,^\circ\text{C}$ : $\text{p}K_A(\text{HNO}_2/\text{NO}_2^-) = 3{,}3$ ; $\text{p}K_A(\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+/\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2) = 10{,}8$.

INDICE

Repérer l'acide qui réagit : son couple joue le rôle du couple $1$ dans l'expression de $K$.

**2.**

L'acide cyanhydrique $\text{HCN}$, du couple $\text{HCN}/\text{CN}^-$ de $\text{p}K_A = 9{,}2$ à $25\,^\circ\text{C}$, réagit sur l'ion nitrite $\text{NO}_2^-$. Écrire l'équation de cette réaction, calculer sa constante et conclure.

INDICE

Quel couple contient l'acide qui réagit ici ?

### Exercice 6

## Espèce prédominante dans l'eau d'une piscine

Le chlore actif d'une eau de piscine est formé du couple $\mathrm{HClO/ClO^-}$, de $\mathrm{p}K_A = 7{,}5$ à $25\,^\circ\mathrm{C}$ ; la forme $\mathrm{HClO}$ désinfecte bien plus efficacement que l'ion hypochlorite. Le document donne le diagramme de prédominance de ce couple.

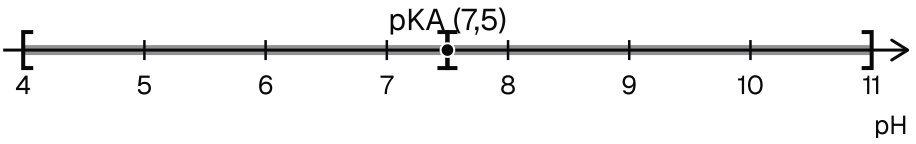



**Diagramme de prédominance du couple HClO/ClO- à 25 °C.**

**1.**

L'eau d'une piscine a un pH de $7{,}2$. Quelle espèce du couple y prédomine ?

INDICE

Situer le pH par rapport au $\mathrm{p}K_A$ sur le diagramme.

**2.**

Après un ajout de produit, le pH monte à $8{,}0$. Quelle espèce prédomine alors ? Est-ce favorable à la désinfection ?

INDICE

Regarder de quel côté du $\mathrm{p}K_A$ se trouve le nouveau pH.

**3.**

Calculer le rapport $\dfrac{[\mathrm{ClO^-}]}{[\mathrm{HClO}]}$ dans l'eau de pH $7{,}2$.

INDICE

Quelle relation relie le pH, le $\mathrm{p}K_A$ et le rapport des concentrations des deux formes ?

Exercice 7

## Concentration d'une solution d'acide nitrique

On titre $V_A = 10{,}0\,\text{mL}$ d'une solution d'acide nitrique, acide fort, par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_B = 2{,}00 \times 10^{-2}\,\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Le volume versé à l'équivalence, lu sur la burette graduée, vaut $V_E = 14{,}6\,\text{mL}$.

**1.**

Écrire l'équation de la réaction de titrage.

INDICE

L'acide nitrique, acide fort, a réagi totalement avec l'eau : quelle espèce acide la solution titrée contient-elle ?

**2.**

Construire le tableau d'avancement de la réaction de titrage à l'équivalence, puis en tirer la quantité de matière d'ions hydroxyde versée.

INDICE

À l'équivalence, que deviennent les quantités des deux réactifs ?

**3.**

En déduire la concentration $C_A$ de la solution d'acide nitrique.

INDICE

Exprimer de deux façons l'avancement à l'équivalence.

### Exercice 8

## Choisir un indicateur coloré

Le tableau donne, à $25\,^{\circ}\mathrm{C}$, la zone de virage et les teintes de quatre indicateurs colorés.

| Indicateur | Zone de virage | Teintes acide / basique |
|---|---|---|
| bleu de bromophénol | $3{,}0$ à $4{,}6$ | jaune / bleu |
| rouge de méthyle | $4{,}2$ à $6{,}2$ | rouge / jaune |
| rouge de crésol | $7{,}2$ à $8{,}8$ | jaune / rouge |
| thymolphtaléine | $9{,}3$ à $10{,}5$ | incolore / bleu |

**1.**

Lors du titrage d'une solution d'acide faible par une solution d'hydroxyde de sodium, le pH à l'équivalence vaut $8{,}4$. Choisir l'indicateur coloré adapté.

INDICE

Chercher la zone de virage qui contient le pH à l'équivalence.

**2.**

Décrire le changement de teinte observé à l'équivalence lors de ce titrage.

INDICE

Pendant ce titrage, le pH augmente : quelle teinte apparaît en premier ?

**3.**

Lors du titrage d'une base faible par une solution d'acide chlorhydrique, le pH à l'équivalence vaut $5{,}3$. Quel indicateur convient ?

INDICE

Même démarche : comparer le pH à l'équivalence aux quatre zones.