

Exercice sur le thème acides bases

Questions

- * Énoncez la formule permettant de calculer le pH d'une solution aqueuse, en définissant chaque terme.
- * L'autoprotolyse de l'eau est un équilibre chimique. Écrivez l'équation chimique de cette réaction et donnez l'expression du produit ionique de l'eau (K_w) à 25°C.
- * Définissez le pKa et expliquez comment il est lié à la force d'un acide.
- * L'acide acétique (CH_3COOH) a un pKa d'environ 4,75. Que peut-on en déduire concernant sa force par rapport à un acide ayant un pKa de 1 ?
- * Utilisez l'équation de Henderson-Hasselbalch pour calculer le pH d'une solution tampon contenant un acide faible HA (concentration 0,1 mol.L⁻¹) et sa base conjuguée A⁻ (concentration 0,2 mol.L⁻¹).
- * Expliquez, en utilisant le concept de diagramme de prédominance, dans quelles conditions un acide faible HA prédomine sous sa forme acide et dans quelles conditions il prédomine sous sa forme basique A⁻.
- * Le jus de citron est mentionné comme étant acide. Comment cela se traduit-il en termes de concentration en ions oxonium [H_3O^+] et de pH ?
- * Si une solution a un pH de 3, quelle est la concentration en ions oxonium [H_3O^+] ?
- * Quelle est la différence fondamentale entre la définition du pH et celle du pKa ?
- * Un acide faible HA a une constante d'acidité Ka de 1.8×10^{-5} . Calculez son pKa.

Corrigé

Question 1

Le pH est défini par la formule :
$$pH = -\log_{10} [\text{H}_3\text{O}^+]$$
, où [H_3O^+] représente la concentration molaire en ions oxonium (en mol.L⁻¹).

Question 2

L'équation chimique de l'autoprotolyse de l'eau est :
$$\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$$
. Le produit ionique de l'eau à 25°C est :
$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-14}$$
.

Question 3

Le pKa est défini comme le logarithme décimal de l'inverse de la constante d'acidité Ka :
$$pKa = -\log_{10}(Ka)$$
. Plus le pKa est petit, plus l'acide est fort, car une petite valeur de pKa correspond à une grande valeur de Ka.

Question 4

L'acide acétique a un pKa de 4,75, tandis que l'autre acide a un pKa de 1. Puisque plus le pKa est petit, plus l'acide est fort, l'acide avec un pKa de 1 est plus fort que l'acide acétique.

Question 5

$$pH = pKa + \log_{10} \left(\frac{[A^-]}{[HA]} \right)$$

En utilisant l'équation de Henderson-Hasselbalch : Dans ce cas, on ne connaît pas le pKa de l'acide HA, mais on peut utiliser la formule $pH = \log_{10}([A^-]/[HA])$. $pH = \log_{10}(0.2/0.1) = \log_{10}(2) \approx 0.30$.

Question 6

Un diagramme de prédominance montre les espèces prédominantes (HA ou A⁻) en fonction du pH. HA prédomine lorsque le pH est inférieur au pKa, et A⁻ prédomine lorsque le pH est supérieur au pKa. À pH = pKa, les concentrations de HA et A⁻ sont égales.

Question 7

Le jus de citron étant acide, cela signifie que sa concentration en ions oxonium [H₃O⁺] est supérieure à $1.0 \times 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$, et son pH est inférieur à 7.

Question 8

Si le pH est de 3, alors $[H_3O^+] = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

Question 9

Le pH mesure l'acidité ou la basicité d'une solution en fonction de la concentration en ions oxonium [H₃O⁺]. Le pKa caractérise la force d'un acide en fonction de sa constante d'acidité Ka.

Question 10

$$pKa = -\log_{10}(Ka) = -\log_{10}(1,8 \cdot 10^{-5}) \approx 4,74$$

[pH et pKa : Équilibres acido-basiques en solution aqueuse](#)

From:

<https://www.wikiprof.fr/> - wikiprof.fr

Permanent link:

https://www.wikiprof.fr/doku.php?id=exercices:lycee:general:terminale_generale:physique_chimie:equilibres_acido_basiques_ph_et_pka

Last update: **2025/08/28 21:15**

