Exercice sur le thème acides bases

Questions

1. * Énoncez la formule permettant de calculer le pH d'une solution aqueuse, en définissant chaque terme.
2. * 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 (Kw) à 25°C.
3. * Définissez le pKa et expliquez comment il est lié à la force d'un acide.
4. * 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 ?
5. * 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 $mol.L^{-1}$).
6. * 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^-.
7. * 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 ?
8. * Si une solution a un pH de 3, quelle est la concentration en ions oxonium [H_3O^+] ?
9. * Quelle est la différence fondamentale entre la définition du pH et celle du pKa ?
10. * Un acide faible HA a une constante d'acidité Ka de 1.8 x 10^{-5}. Calculez son pKa.

Corrigé

Question 1

Le pH est défini par la formule : $pH = -\log_{10}\left[H_3O^+\right]$, 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 : $H_2O + H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + OH^-$. Le produit ionique de l'eau à 25°C est : $K_w = \left[H_3O^+\right]\left[OH^-\right] = 1{,}0.10^{-14}$.

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

En utilisant l'équation de Henderson-Hasselbalch : $pH = pKa + \log_{10}\left(\frac{[A^-]}{[HA]}\right)$. Dans ce cas, on ne connait 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 $[H_3O^+]$ est supérieure à $1.0 times 10^{-7} mol.L^{-1}$, et son pH est inférieur à 7.

Question 8

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

Question 9

Le pH mesure l'acidité ou la basicité d'une solution en fonction de la concentration en ions oxonium $[H_3O^+]$. Le pKa caractérise la force d'un acide en fonction de sa constante d'acidité Ka.

Question 10

$pKa = -\log_{10}(Ka) = -\log_{10}\left(1,8.10^{-5}\right) \approx 4,74$.

pH et pKa : Équilibres acido-basiques en solution aqueuse

From:
https://wikiprof.fr/ - **wikiprof.fr**

Permanent link:
https://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**