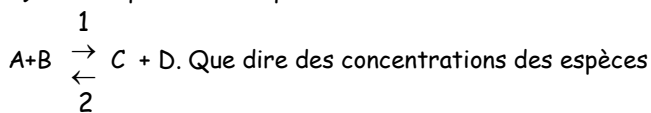


Chapitre 13 : réaction chimique par échange de proton H^+ , l'essentiel à retenir

1) Ecrire la définition du pH ainsi que les unités des termes de la formule.

2) Quelle est l'expression de la concentration en ion H_3O^+ en fonction du pH ?

3) Soit l'équation chimique de la réaction suivante:



chimiques à l'équilibre du système chimique? Que traduit la double flèche ?

4) Donner la définition d'un acide AH et de sa base conjuguée A^- selon Brönsted. Ecrire l'équation chimique permettant de passer de l'acide à sa base conjuguée.

5) Qu'est-ce qu'une espèce amphotère? En prenant l'exemple de l'eau, écrire les équations chimiques permettant de passer des acides aux bases conjuguées.

6) Ecrire l'équation chimique correspondant à la réaction acido-basique entre l'acide du couple 1 et la base du couple 2. Couples acide/base $AH_{(1)}/A^-_{(1)}$ et $AH_{(2)}/A^-_{(2)}$.

7) Qu'est-ce qu'un acide fort (noté AH) ? Un acide faible ? Dans le cas d'un acide fort exprimer le pH en fonction de la concentration en acide C_A . Ecrire dans chacun des cas leur réaction avec l'eau.

8) Mêmes questions pour une base forte et faible (notée A^-).

9) Ecrire l'équation chimique de la réaction d'autoprotolyse de l'eau.

10) Quelle est l'expression du produit ionique K_e de l'eau, et du pK_e , donner les unités de la formule.

11) Définir une solution neutre chimiquement, acide et basique.

12) Donner la définition et l'expression de la constante d'acidité K_a d'un couple acide base AH/A^- , ainsi que les unités des termes de cette expression. Que vaut le pK_A ?

13) De quoi dépend la valeur de la constante d'acidité d'un couple acide base ?

14) Ecrire la relation entre le pH, le pK_A et les concentrations en acide et base conjuguées.

15) Dessiner le diagramme de prédominance de l'acide et de sa base conjuguée.

16) Ecrire l'équation chimique entre un acide fort et une base forte. Que dire de cette réaction au niveau énergétique ?

17) Qu'est-ce qu'une solution tampon ?

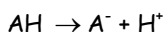
Corrigé

1) Le pH d'une solution aqueuse est : $\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+])$
unité: $[\text{H}_3\text{O}^+]$ en mol.L^{-1} , le pH est sans unité.

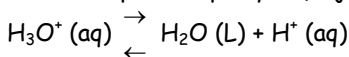
2) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$

3) A l'équilibre chimique la réaction effectuée dans le sens direct (1) n'est pas totale, car une réaction a lieu également dans le sens inverse (2). Une fois l'équilibre chimique obtenu, les concentrations des espèces chimiques ne varient plus. La double flèche traduit le fait que la réaction peut se faire simultanément dans les 2 sens.

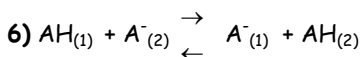
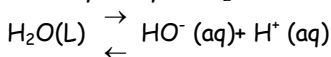
4) Selon Brönsted, un acide est une espèce chimique susceptible de céder un ou plusieurs protons H^+ ; sa base conjuguée est susceptible de capter un ou plusieurs protons H^+ .



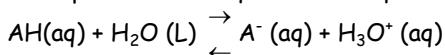
5) Une espèce pouvant être à la fois une base est un acide est une espèce ampholyte (adjectif amphotère).



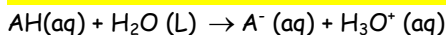
L'eau est également un acide dans le couple acide base eau / anion hydroxyde $\text{H}_2\text{O} / \text{HO}^-$



7) Un acide AH est un acide faible si sa réaction avec l'eau n'est pas totale. L'équation chimique est:

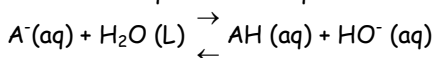


Un acide est fort si sa réaction avec l'eau est totale :

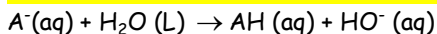


$\text{pH} = -\log(C_A)$ avec C_A concentration en acide fort.

8) Une base A^- est faible si sa réaction avec l'eau n'est pas totale. Son équation chimique avec l'eau est:

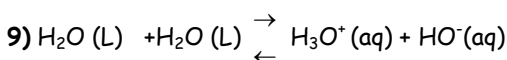


Une base est forte si sa réaction avec l'eau est totale.



$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log\left(\frac{K_e}{[\text{HO}^-]}\right)$$

$$\text{pH} = \text{p}K_e + \log C$$



$$10) K_e = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} \cdot [\text{HO}^-]_{\text{eq}}$$

K_e est sans unité, les concentrations sont exprimées en mol.L^{-1} .

$$\text{p}K_e = -\log(K_e)$$

11) - solution neutre chimiquement $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} = [\text{HO}^-]_{\text{eq}}$

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \cdot \text{p}K_e$$

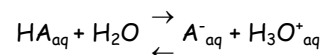
- solution acide: $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} > [\text{HO}^-]_{\text{eq}}$

$$\text{pH} < 1/2 \cdot \text{p}K_e$$

- solution basique: $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} < [\text{HO}^-]_{\text{eq}}$

$$\text{pH} > 1/2 \cdot \text{p}K_e$$

12) La constante d'acidité K_A est la constante d'équilibre de la réaction entre l'acide AH et l'eau :



$$K_A = \frac{[\text{A}^-]_{\text{eq}} \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}{[\text{AH}]_{\text{eq}}}$$

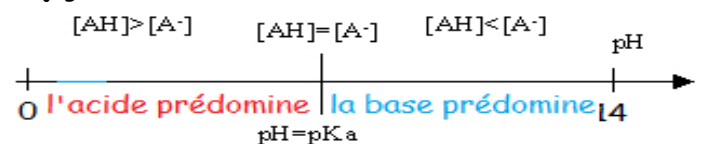
$$\text{p}K_A = -\log(K_A)$$

$\text{p}K_A$ et K_A sans unité, les concentrations sont exprimées en mol.L^{-1} .

13) La constante d'acidité K_A dépend du couple acide base et de la température (mais ne dépend pas des conditions initiales).

$$14) \text{pH} = \text{p}K_A + \log \frac{[\text{A}^-]_{\text{eq}}}{[\text{AH}]_{\text{eq}}}$$

15) Diagramme de prédominance de l'acide et de sa base conjuguée.



cette réaction est quasi totale on la note avec une flèche simple. Cette réaction est exothermique.

17) Une solution tampon empêche le pH de varier brutalement lors d'un ajout modéré d'acide fort ou de base forte