

Exercices TD numéro 3 MU4BM118 1^{er} semestre

Cours de Catherine Vénien-Bryan

Acides, bases, pH et pKa

1) Parmi les ions ci-dessous indiquez :

a) Ceux qui sont des **acides** selon **Brønsted**

b) Ceux qui sont des **bases** selon **Brønsted**

c) Ceux qui, selon les conditions, peuvent être des acides ou des bases selon Brønsted

F^- , NH_4^+ , O^{2-} , HSO_4^- (ion hydrogène sulfate), $H_2PO_4^-$, $CH_3NH_3^+$ et HS^-

2) Indiquer **les équations des réactions** des **acides** ci-dessous avec la base H_2O

a) HI (iodure d'hydrogène)

b) HNO_3 (acide nitrique)

c) HF (fluore d'hydrogène)

Compléter la phrase suivante : « Lorsqu'un acide réagit avec l'eau, il y a toujours formation de »

3) Indiquer **les équations des réactions** des **bases** ci-dessous avec l'acide H_2O :

a) HS^- (Sulfate d'hydrogène)

b) PH_2^- (di-phosphine)

c) F^-

d) CH_3NH_2 (méthylamine)

Compléter la phrase suivante : « Lorsqu'une base réagit avec l'eau, il y a toujours formation de »

4) Donner la base conjuguée de chaque acide ci-dessous :

a) HNO_2 (acide nitreux)

b) $CH_2ClCOOH$

5) Donner l'acide conjugué de chaque base ci-dessous :

a) NH_3 (ammoniac)

b) HSO_4^- (ion hydrogénosulfate)

6) Quelles sont les valeurs de $[H_3O^+]$ et de $[OH^-]$ dans l'eau pure à 22°C ?

7) Que vaut $[H_3O^+]$ dans une solution dans laquelle $[OH^-]$ vaut $10^{-4} M$?

8) Que vaut $[OH^-]$ dans une solution dans laquelle $[H_3O^+] = 10^{-3} M$?

9) Déterminer le pH des solutions suivantes contenant des acides forts

On donne la concentration en ion hydronium de ces solutions

a) $[H_3O^+] = 10^{-2} M$

b) $[H_3O^+] = 2 \cdot 10^{-2} M$

c) $[H_3O^+] = 8 \cdot 10^{-9} M$

d) $HCl = 0.001 M$?

10) Déterminer le pH de la solution suivante contenant une base forte

On donne la concentration de NaOH dans cette solution

$NaOH = 10^{-4} M$

11) Un certain vinaigre a un pH = 2.8. Que valent $[H_3O^+]$ et $[OH^-]$?

12) Soit l'équation de la dissolution de l'acide acétique dans l'eau.

Ecrire l'équation de réaction puis l'équation de la constante d'acidité et de basicité

13) Calculer le pKa des composés ci-dessous à partir de leur K_a :

a) Acide nitreux : $K_a = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot L^{-1}$.

b) Cyanure d'hydrogène : $K_a = 3,2 \cdot 10^{-8} \text{ mol} \cdot L^{-1}$.

14) Un acide possède un pKa = 4.75. Quelle est sa constante d'acidité K_a ? De quel acide s'agit-il ?

Les pKa des acides aminés

15) Les formes ioniques de la glycine

La formule de la glycine est la suivante : $\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{COOH}$

Le pKa du groupe carboxylate est 2.3 ; le pKa du groupe aminé est 9.6

Décrivez les différentes formes ioniques de la glycine en fonction du pH croissant

Le point isoélectrique (pI) est le pH auquel la charge nette de la molécule est égale à zéro. Quel est le pI de la glycine ?

16) Qu'en est-il des autres acides aminés possédant une fonction protonable sur le radical R ?

A pH 7, quelle sera l'espèce majoritaires (espèce acide ou basique ?) des acides aminés suivants connaissant leur pKa : Aidez-vous de votre cours biologie sur les protéines

Aspartate pKa = 3.6

Glutamate, pKa = 4.3

Histidine, pKa = 6

Cystéine, pKa = 8

Tyrosine pKa = 10

Lysine pKa = 10.5

Arginine pKa 12.5

Couples oxydo-réductions

17) Soit les deux couples d'oxydo-réduction ci-dessous, écrire les demi-équations électroniques puis la réaction d'oxydo-réduction

$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) / \text{Al}(\text{s})$

$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) / \text{Cu}(\text{s})$

18) Réaction d'un métal de cuivre et les ions argent

Dans un erlenmeyer on verse du nitrate d'argent et on ajoute de la tournure de cuivre. La solution devient bleue Pourquoi ?

Sachant que les couples d'oxydo-réduction sont les suivants :

$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) / \text{Cu}(\text{s})$

$\text{Ag}^+ / \text{Ag}(\text{s})$

Il y a eu production d'ions Cuivre II et d'argent métallique

Interpréter en écrivant les demi équations électronique et l'équation d'oxydo-réduction