

# EQUILIBRE ACIDO-BASIQUE

## Acide - Base - Couple Acide/Base

### Exercice 1. Ecrire des couples acide/base

1°) Rappeler la définition d'un acide, d'une base.  
2°) Recopier et compléter le tableau suivant pour définir des couples acide/base conjugués.

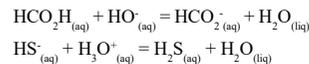
Acide	$C(OH)$		$H_3PO_4$	$H_3O^+$		$HS^-$	
Base		$CO_3^{2-}$			$HS^-$		$HO^-$

### Exercice 2. Rechercher des acide/base

Les espèces chimiques suivantes sont des acides ou des bases dans la théorie de Brønsted:  $C_6H_5CO_2H$ ;  $HCO_2^-$ ;  $HO^-$ ;  $NH_4^+$ ;  $H_2O$ ;  $NH_3$ ;  $C_6H_5CO_2^-$  et  $HCO_2H$ .  
1°) Former les couples acide/base.  
2°) Ecrire les demi-équations acido-basiques correspondant aux couples formés.

### Exercice 3. Reconnaître un acide, une base

1°) Rappeler la définition d'une réaction acido-basique.  
2°) Reconnaître les couples acide/base qui interviennent dans les réactions acido-basiques suivantes:



### Exercice 4. Utiliser les symboles $\rightarrow$ et $\leftarrow$

Ecrire l'équation de la réaction de chacune des espèces suivantes avec l'eau:  
1°) Méthylamine  $CH_3NH_2$  est une base faible.  
2°) Hydrogénosulfite  $HSO_3^-$ , acide faible.  
3°) Hydrogénosulfite  $HSO_3^-$ , base faible.  
4°) Méthylamide  $CH_3NH$ , base forte.

## Calcul de pH

### Exercice 5. pH

1°) Rappeler les expressions permettant de calculer le pH et la concentration  $[H_3O^+]$ .  
2°) Recopier et compléter le tableau suivant:

Solution	A	B	C	D
$[H_3O^+]$	$1,0 \times 10^{-3}$		$4,8 \times 10^{-5}$	
pH		3,4		9,8

3°) Comment varie la concentration  $[H_3O^+]$  lorsque le pH augmente ?

### Exercice 6. Associer pH et concentration $[H_3O^+]$

On considère trois solutions A, B et C de pH respectifs  $pH_A = 3,2$ ,  $pH_B = 5,6$  et  $pH_C = 8,3$ .  
Sans utiliser de calculatrice, attribuer à chaque solution la valeur correcte de la concentration  $[H_3O^+]$  exprimée en  $mol.L^{-1}$ :  $5,0 \times 10^{-9}$ ;  $6,3 \times 10^{-4}$  et  $2,5 \times 10^{-6}$ .

### Exercice 7. pH après dilution.

1°) Calculer le pH d'une solution de concentration en ions  $H_3O^+$   $c = 2,8 \times 10^{-2} mol/L$ .  
2°) Calculer la concentration  $c'$  des ions qui contiendrait la solution précédente après dilution au dixième.  
3°) En déduire le pH de la solution diluée. Quel est l'effet de la dilution sur le pH d'une solution ?

## Constante d'acidité - Diagramme de prépondérance

### Exercice 8. Constante d'acidité.

L'acide ascorbique  $C_6H_8O_6$  et l'ion ascorbate  $C_6H_7O_6^-$  forment un couple acide/base.  
1°) Etablir l'équation de la réaction de l'acide ascorbique avec l'eau.  
2°) Donner l'expression du Ka.

### Exercice 9. Diagramme de prédominance.

L'ammoniac  $NH_3$  appartient au couple  $NH_4^+/NH_3$  et a pour constante d'acidité  $K_a = 6,3 \times 10^{-10}$ .  
1°) Etablir l'équation de la réaction associée à cette constante d'équilibre.  
2°) Donner l'expression du Ka. Calculer la valeur du pKa.  
3°) Tracer le diagramme de prédominance.  
4°) Quelle est l'espèce prédominante pour un pH = 10,6 ?

### Exercice 10. Déterminer une constante d'acidité.

1°) Ecrire l'équation de la réaction de l'acide nitreux  $HNO_2$  avec l'eau.  
2°) On mesure  $[HNO_2] = 1,9 \times 10^{-4} mol/L$  et  $[H_3O^+] = 3,1 \times 10^{-4} mol/L$ . Déterminer la constante d'acidité du couple.  
3°) En déduire le pKa.

### Exercice 11. Couple de l'acide benzoïque.

L'acide benzoïque  $C_6H_5COOH$  est un acide faible.  
1°) Ecrire la réaction de l'acide benzoïque  $C_6H_5COOH$  avec l'eau.  
2°) Exprimer la constante d'acidité Ka de ce couple dont la valeur est  $K_a = 6,31 \times 10^{-5}$ .  
3°) Que vaut le pH de la solution sachant que la concentration de la forme acide est  $3,60 \times 10^{-4} mol/L$  et que celle de la forme basique est  $1,43 \times 10^{-3} mol/L$  ?  
4°) Construire le diagramme de prédominance.  
5°) A la valeur du pH déterminée à la question 3°), quelle est l'espèce chimique dominante ?  
6°) Calculer le rapport des concentrations de la forme acide est basique du couple.  
7°) Ce résultat est-il cohérent avec la réponse à la question 5°) ?

### Exercice 12. Hydroxylamine.

L'hydroxylamine  $NH_2OH$  est une espèce chimique dérivée de l'ammoniac. C'est une base faible. Elle appartient au couple  $NH_3OH^+/NH_2OH$ . Le pKa du couple est 6,1. Une solution d'hydroxylamine a un pH de 9,5.  
1°) Ecrire la réaction de l'hydroxylamine avec l'eau.  
2°) Exprimer puis calculer la constante d'acidité Ka de ce couple.  
3°) Construire le diagramme de prédominance.  
4°) A la valeur du pH donnée dans l'énoncé, quelle est l'espèce chimique dominante ?

5°) Retrouver ce résultat en calculant  $\frac{[NH_2OH]}{[NH_3OH^+]}$

### Exercice 13. Ne pas confondre Ka et Kb.

L'ammoniac  $NH_3$  est une base faible.  
1°) Ecrire l'équation de la réaction de l'ammoniac avec l'eau.  
2°) Quel est le rôle (acide ou base ?) de l'eau ?  
3°) Exprimer la constante d'équilibre K de la réaction.  
4°) Etablir l'équation de la réaction du couple  $NH_4^+/NH_3$ , associée à la constante d'équilibre Ka du couple. Exprimer la constante d'acidité Ka du couple.  
5°) Comparer les deux expressions K et Ka. et conclure.

### Exercice 14. Calculer une constante d'acidité.

L'acide salicylique a pour formule  $C_7H_6O_3$ .  
1°) Ecrire l'équation de la réaction de l'ammoniac avec l'eau.  
2°) Exprimer la constante d'équilibre Ka de la réaction.  
3°) Pour un équilibre donné on a:  
 $[C_7H_5O_3^-] = 1,8 \times 10^{-3} mol/L$ ;  
 $[C_7H_6O_3] = 3,2 \times 10^{-3} mol/L$ .  
Calculer la constante d'acidité Ka.  
4°) En déduire la valeur du pKa du couple.

## Acide fort ou faible - Tableau d'avancement.

### Exercice 15. Acide ascorbique.

Une solution d'acide ascorbique ou vitamine C, de volume  $V = 100 mL$  est obtenue en dissolvant une masse  $m = 0,88 g$  d'acide ascorbique  $C_6H_8O_6$  dans un volume d'eau nécessaire d'eau.  
Le pH de la solution préparée est égal à 2,7.  
1°) Etablir le tableau d'avancement.  
2°) En déduire la valeur de l'avancement maximale  $x_{max}$  et de l'avancement final  $x_f$ .  
3°) En déduire si l'acide ascorbique est un acide fort ou faible.  
Donnée.  $M_{Acide\ Ascorbique} = 176,0 g/mol$ .

### Exercice 16. Acide perchlorite.

Une solution d'acide perchlorite  $HClO_4$ , de volume  $V = 20 mL$  de concentration molaire en soluté apporté  $C = 7,94 \times 10^{-3} mol/L$  a un pH = 2,1.  
1°) Etablir le tableau d'avancement.  
2°) En déduire la valeur de l'avancement maximale  $x_{max}$  et de l'avancement final  $x_f$ .  
3°) En déduire si l'acide perchlorite est un acide fort ou faible.

### Exercice 17. Acide formique.

Le pH d'une solution d'acide formique  $HCOOH$  de volume  $V = 50,0 mL$  et de concentration molaire apportée  $C = 1,0 \times 10^{-3} mol.L^{-3}$  vaut 3,5  
1°) Etablir le tableau d'avancement.  
2°) En déduire la valeur de l'avancement maximale  $x_{max}$  et de l'avancement final  $x_f$ .  
3°) En déduire si l'acide formique est un acide fort ou faible.

### Exercice 18. Acide bromhydrique.

Une solution aqueuse d'acide bromhydrique  $HBr$  est obtenue en faisant réagir du bromure d'hydrogène  $HBr$  avec de l'eau. Le pH de la solution obtenue est 2,6 pour une concentration molaire en soluté apporté  $C = 2,51 \times 10^{-3} mol/L$  et un volume  $V = 50,0 mL$ .  
1°) Etablir le tableau d'avancement.  
2°) En déduire la valeur de l'avancement maximale  $x_{max}$  et de l'avancement final  $x_f$ .  
3°) En déduire si l'acide bromhydrique est un acide fort ou faible.

## Produit ionique de l'eau

### Exercice 19. Concentration en ions hydroxyde.

Calculer la concentration en ions hydroxyde  $HO^-$ :  
1°) quand celle des ions  $H_3O^+$  est  $2,0 \times 10^{-4} mol/L$ .  
2°) quand le pH vaut 9,5

### Exercice 20. Solution d'hydroxyde de sodium.

Une masse  $m = 4,0 g$  d'hydroxyde de sodium est dissoute dans un volume d'eau  $V = 100 mL$ .  
1°) Ecrire l'équation de dissolution de l'hydroxyde de sodium avec l'eau.  
2°) En déduire la concentration des ions hydroxyde  $HO^-$ .  
3°) En déduire la concentration des ions oxonium  $H_3O^+$ .  
4°) Puis le pH de la solution.

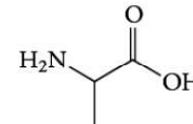
### Exercice 21. Solution de base faible.

L'ammoniac  $NH_3$  est une base faible de  $K_a = 6,3 \times 10^{-10}$ .  
1°) Ecrire l'équation de la réaction de l'ammoniac avec l'eau.  
2°) Exprimer la constante d'équilibre de la réaction. Comment la nomme-t-on ?  
3°) Etablir l'équation de la réaction du couple  $NH_4^+/NH_3$ , associée à la constante d'équilibre Ka du couple. Exprimer la constante d'acidité Ka du couple.  
4°) Etablir l'équation de la réaction associée à la constante d'équilibre Ke.  
5°) Exprimer la constante d'équilibre K de la question 2°) en fonction des constantes Ka et Ke. La calculer.

## Acides aminés.

### Exercice 22. Alanine.

L'alanine est un acide aminé dont la formule topologique est donnée ci-contre:



1°) Identifier les groupes caractéristiques.  
2°) En solution aqueuse, un transfert intramoléculaire d'un proton a lieu du groupe carboxyle vers le groupe amine: il se forme alors un amphion. Ecrire la formule de l'amphion formé.  
3°) L'amphion est un ampholyte. Déterminer les deux couples acide/base auxquels il appartient.  
4°) L'alanine est caractérisée par deux valeurs de pKa associés aux deux couples précédents:  
 $pK_{A1} = 2,4$  associé au couple cation/amphion;  
 $pK_{A2} = 9,9$  associé au couple amphion/anion.  
Etablir le diagramme de prédominance de l'alanine.  
5°) A pH = 6, déterminer l'espèce prédominante.