

Exercice N°1 :

Nom de l'acide	Formule de l'acide	Formule de la base conjuguée	Acide/Base	demi-équation-acido-basique
Acide Perchlorique	Ion chlorate $\text{ClO}_4^- \text{(aq)}$		
Acide iodhydrique	Ion iodure $\text{I}^- \text{(aq)}$		
Acide Sulfurique	$\text{H}_2\text{SO}_4 \text{(aq)}$	Ion hydrogénosulfate		
Acide nitrique	Ion nitrate $\text{NO}_3^- \text{(aq)}$		
Ion Hydronium	$\text{H}_2\text{O} \text{(l)}$		
Acide sulfureux	$(\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O})$	Ion hydrogénosulfite $\text{HSO}_3^- \text{(aq)}$		
Ion hydrogénosulfate	Ion sulfate $\text{SO}_4^{2-} \text{(aq)}$		
Acide phosphorique	$\text{H}_3\text{PO}_4 \text{(aq)}$	Ion dihydrogénophosphate		

Exercice N°2 :

- Quelles sont les bases conjuguées des acides suivants
 HCO_2H ; NH_4^+ ; H_2SO_4 ; H_3O^+ ; H_2O ; HSO_4^- ; HCO_3^- ?
- Quels sont les acides conjugués des bases suivantes :
 HCO_2^- ; NH_3 ; SO_4^{2-} ; OH^- ; CO_3^{2-} ?
- Certains des couples acide/base envisagés dans les questions précédentes sont composés d'espèces chimiques amphotères. Lesquels ?

Exercice N°3:

On considère l'acide cyanhydrique HCN et l'acide fluorhydrique HF

- Donner la définition d'un acide et d'une base selon la théorie de Bronsted.
- Quelles sont les bases conjuguées à ces deux acides ?
- Ecrire l'équation de chacun de ces acides avec l'eau. Quelles sont les espèces chimiques présentes dans chaque solution ?
- Ecrire l'équation de la réaction acide-base mettant en jeu les deux couples acide/base associés à l'acide HCN et à l'acide HF

Exercice N°4:

Réactions acido-basiques mettant en jeu l'ammoniac »

- Donner le couple acide / base, et la demi-équation acido-basique, mettant en jeu l'acide acétique CH_3COOH et la base ammoniac
- En déduire l'équation de la réaction qui se produit entre ces deux espèces.
- Quelle est la composition, en concentrations, de la solution obtenue lorsqu'on introduit des quantités

$n_1=12,0\text{mmol}$ d'acide acétique et $n_2=14,5\text{mmol}$ d'ammoniac dans de l'eau distillée de manière à obtenir un volume $V= 250,0\text{mL}$ de solution.

Exercice N°5:**Acide lactique et méthylamine**

On mélange un volume $V_1 = 12,0 \text{ mL}$ d'une solution d'acide lactique $\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH}) \text{CO}_2\text{H}$ (aq), noté **AH**, de concentration $C_1 = 0,16 \text{ mol / L}$ avec un volume $V_2 = 23,0 \text{ mL}$ d'une solution basique de méthylamine CH_3NH_2 (aq) de concentration $C_2 = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol / L}$.

- 1) Écrire l'équation de la réaction qui peut se produire.
- 2) Déterminer les couples acide- bases misent en jeu dans cette réaction.
- 3) Établir la composition finale du système en quantité de matière, puis en concentrations

Exercice N°6 :

Une poudre utilisée pour l'entretien des eaux de piscine contient, de l'hydrogénosulfate de sodium de formule NaHSO_4 .

Donnée : $M(\text{NaHSO}_4) = 120 \text{ g.mol}^{-1}$

- 1) L'ion hydrogénosulfate, présent dans la poudre, se comporte comme un acide. Écrivez le couple acide-base auquel il appartient et sa demi-équation de couple. Justifiez.
- 2) Vous dissolvez $2,50\text{g}$ de cette poudre dans $V=100\text{mL}$ d'eau. Écrivez l'équation de dissolution de l'hydrogénosulfate de sodium.
- 3) Vous faites réagir les ions hydrogénosulfate de la solution obtenue avec des ions hydroxyde. Les conditions de la transformation chimique sont stoechiométriques lorsque vous avez versé $V_b = 18,0\text{mL}$ d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_b = 1,00.10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$
 - a. Écrivez le deuxième couple acide-base intervenant dans cette réaction et sa demi-équation de couple.
 - b. Ecrivez les deux demi-équations de réaction et l'équation-bilan de la réaction.
 - c. Exprimez et calculez l'avancement maximal de la réaction.
 - d. Exprimez et calculez la concentration en ions sulfate.
 - e. Calculez la masse d'hydrogénosulfate de sodium qui était présente dans les $2,50 \text{ g}$ de poudre.

Exercice N°7:

- a. L'acide de Bronsted est une entité capable de un
- b. La base de Bronsted est une entité capable de un
- c. La solution aqueuse d'acide chlorhydrique contient des ions et des ions.....
- d. La solution aqueuse d'hydroxyde de sodium contient des ions et des ions

Exercice N°8 :

Dans 500 mL d'eau distillée, on dissout $1,2 \text{ L}$ de chlorure d'hydrogène HCl gazeux.

- 1) Calculer la concentration molaire de la solution.
- 2) Déterminer la quantité de matière d'ions hydronium H_3O^+ libérés dans 50 mL de cette solution.

Exercice N°9:

On dissout $0,6 \text{ L}$ de gaz ammoniac NH_3 dans 250 mL d'eau distillée.

- a. Ecrire l'équation de la réaction d'ionisation de l'ammoniac NH_3 dans l'eau.
- b. L'eau joue-t-elle ici le rôle d'acide ou de base de Bronsted?
- c. Calculer la concentration molaire C de la solution.
- d. L'ammoniac est un électrolyte faible, la concentration molaire des ions hydroxyde est-elle inférieure ou supérieure à C ?

Exercice N°10 :

L'acide nitrique HNO_3 est un électrolyte fort. On fait dissoudre 0.001 mol d'acide nitrique HNO_3 dans 100 mL d'eau. Soit (S_1) la solution obtenue.

- 1) Ecrire l'équation de la réaction de dissociation de l'acide nitrique HNO_3 dans l'eau.
- 2) Calculer la concentration molaire C_1 de la solution (S_1).
- 3) On prélève 20 mL de la solution (S_1) et on complète avec de l'eau distillée pour obtenir 200 mL d'une nouvelle solution (S_2).

Déterminer :

- a. la concentration molaire C_2 de la solution (S_2);
- b. la quantité de matière des ions H_3O^+ et des ions NO_3^- libérés dans (S_2)

Exercice N°11 :

- 1) L'ion anilinium $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+$ est un acide selon Bronsted.
 - a. Ecrire la demi équation correspondante.
 - b. Ecrire l'équation chimique de la réaction qui a lieu entre cet acide et l'ion hydroxyde OH^- .
- 2) L'ion phénolate $\text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-$ est une base selon Bronsted.
 - a. Ecrire la demi équation correspondante.
 - b. Ecrire l'équation chimique de la réaction qui a lieu entre cette base et l'acide éthanóïque $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$.

Exercice N°12 :

On prépare une solution aqueuse d'acide chlorhydrique en faisant réagir du chlorure d'hydrogène gazeux HCl avec de l'eau.

- 1) Ecrire l'équation chimique de la réaction qui se produit.
- 2) S'agit-il d'une réaction acido-basique ? Si oui préciser l'acide et la base de Bronsted.
- 3) Sur l'étiquette d'une solution commerciale d'acide chlorhydrique on peut lire les indications suivantes : $d = 1,12$; pourcentage en masse de $\text{HCl} = 25\%$ et $M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.
 - a. Préciser la signification de chaque donnée portée sur l'étiquette ?
 - b. Calculer la quantité de chlorure d'hydrogène nécessaire pour fabriquer 1 litre de cette solution d'acide commerciale.
 - c. En déduire le volume de chlorure d'hydrogène gaz nécessaire pour la préparation de cette solution d'acide chlorhydrique. Donnée : dans les conditions de l'expérience le volume molaire des gaz est égal à $24 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Exercice N°13:

L'entartrage des cafetières ou des canalisations d'eau est dû à la formation d'un dépôt solide de carbonate de calcium CaCO_3 (couramment appelé tartre) lié au chauffage de l'eau. Pour éliminer le tartre des cafetières on utilise souvent l'acide sulfamique.

Dans un premier temps, on prépare une solution en dissolvant de l'acide sulfamique dans de l'eau tiède. Ensuite on fait passer cette solution dans la cafetière pour éliminer le dépôt blanchâtre de carbonate de calcium. Au cours de la réaction les ions carbonate CO_3^{2-} sont transformés en ions hydrogénocarbonate HCO_3^- . L'hydrogénocarbonate de calcium $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ est soluble dans l'eau. Dans certains cas on peut observer un dégagement gazeux.

- 1) Donner la formule de l'acide sulfamique sachant que sa base conjuguée est l'ion sulfamate de formule $\text{NH}_2\text{CO}_3^{2-}$. Ecrire le symbole du couple acide base correspondant.
- 2) Ecrire l'équation chimique de la réaction acide base de l'acide sulfamique avec l'eau. Préciser les couples acide base mis en jeu et donner pour chacun l'équation formelle correspondante.
- 3) On considère la réaction de l'ion hydronium avec les ions carbonate du tartre.
 - a. Préciser les couples acide base mis en jeu au cours de cette réaction.
 - b. Ecrire l'équation chimique de la réaction qui se produit.
- 1) Dans le cas où l'acide sulfamique est utilisé en excès, les ions hydrogénocarbonate peuvent réagir également avec les ions hydronium.

- Ecrire l'équation chimique de la réaction qui se produit.
- Cette réaction permet-elle d'expliquer le dégagement gazeux observé dans ce cas ?

Exercice N°14:

On dissout 480 ml de chlorure d'hydrogène dans assez d'eau pour obtenir 250 mL de solution.

- Donner le symbole et l'équation formelle du couple acide base correspondant au chlorure d'hydrogène.
- Donner le symbole et l'équation formelle du couple acide base faisant intervenir l'eau.
- En déduire l'équation chimique de la réaction acide base qui a lieu.
- Calculer les concentrations molaires en ions hydronium H_3O^+ et en ions chlorure Cl^- dans la solution.

Donnée : Dans les conditions de l'expérience, le volume molaire des gaz est $V_M = 24 \text{ mol.L}^{-1}$.

Exercice N°15:

On veut préparer 200 mL d'une solution (S) de sulfite de sodium Na_2SO_3 de concentration molaire $C_1 = 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$ par dissolution dans l'eau du sulfite de sodium hydraté solide ($Na_2SO_3 \cdot 7H_2O$),

- Calculer la masse du solide à dissoudre.
- Indiquer le mode opératoire à suivre pour préparer la solution (S).
- On mélange 20 mL de la solution (S) avec 10 mL d'une solution d'acide sulfureux H_2SO_3 de concentration molaire $C_2 = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$.
 - Etablir l'équation chimique de la réaction qui se produit.
 - Déterminer à la fin de la réaction, supposée totale, les concentrations molaires des ions sulfite $SO_3^{2-}(aq)$ et des ions hydrogénosulfite $HSO_3^-(aq)$ dans le mélange.

Donnée : Les masses molaires atomiques en g.mol^{-1} sont:

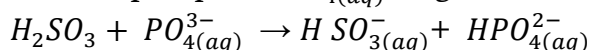
H = 1 ; O = 16 ; Na = 23 et S = 32.

Exercice N°16:

- Ecrire le symbole et l'équation formelle du couple acide base dont la base conjuguée est l'ion hydroxyde.
- Ecrire le symbole et l'équation formelle du couple acide base dont l'acide conjugué est l'acide nitrique HNO_3 .
- On mélange 30 mL d'une solution d'hydroxyde de potassium de concentration $C_1 = 1,5 \text{ mol.L}^{-1}$ avec 20 mL d'une solution d'acide nitrique de concentration $C_2 = 2,0 \text{ mol.L}^{-1}$.
 - Ecrire l'équation chimique de la réaction qui se produit.
 - Déterminer à la fin de la réaction, supposée totale, les concentrations molaires des ions hydroxyde $OH^-(aq)$ et des ions nitrate $NO_3^-(aq)$ dans la solution.

Exercice N°17:

Les ions phosphate $PO_4^{3-}(aq)$ réagissent avec l'acide sulfureux H_2SO_3 selon la réaction :



- Montrer qu'il s'agit d'une réaction acide base.
- Donner le symbole et l'équation formelle de chacun des couples acide base mis en jeu.