

Applications directes

Écrire l'équation d'une réaction acido-basique

(§ 1 du cours)

1. Identifier des couples acide/base

1. Parmi les couples suivants, quels sont les couples acide/base ?
 $\text{MnO}_4^- (\text{aq}) / \text{Mn}^{2+} (\text{aq})$; $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} (\text{aq}) / \text{CH}_3\text{CO}_2^- (\text{aq})$;
 $\text{Fe}^{3+} (\text{aq}) / \text{Fe}^{2+} (\text{aq})$; $\text{S}_2\text{O}_8^{2-} (\text{aq}) / \text{SO}_4^{2-} (\text{aq})$;
 $\text{O}_2 (\text{g}) / \text{H}_2\text{O} (\ell)$; $\text{CH}_3\text{NH}_3^+ (\text{aq}) / \text{CH}_3\text{NH}_2 (\text{aq})$;
 $\text{I}_2 (\text{aq}) / \text{I}^- (\text{aq})$; $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O} (\text{aq}) / \text{HCO}_3^- (\text{aq})$.

2. Écrire les demi-équations acido-basiques correspondantes.

2. Rechercher des acides et des bases conjugués

On considère les espèces chimiques suivantes :

$\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}$; HCOO^- ; HO^- ; NH_4^+ ; HF ; HCOOH ; F^- ; NH_3 ; $\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2^-$; H_2O

1. Former les couples acide/base.

2. Écrire les équations des réactions acido-basiques avec l'eau de ces espèces chimiques.

3. Écrire des équations de réactions acido-basiques

L'acide acétylsalicylique, $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$, noté HA, plus connu sous le nom d'aspirine est, comme son nom l'indique, un acide.

1. Écrire l'équation de la réaction entre l'aspirine et l'eau.

2. Un comprimé d'Alka-Seltzer® contient, entre autres, de l'acide acétylsalicylique et de l'hydrogénocarbonate de sodium, NaHCO_3 .

a. Écrire l'équation de dissolution de l'hydrogénocarbonate de sodium dans l'eau.

b. L'ion hydrogénocarbonate est une base. Son acide conjugué est $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}$. Écrire l'équation de sa réaction avec l'aspirine.

c. Justifier l'effervescence observée lors de la dissolution du comprimé d'Alka-Seltzer®.



Définir et mesurer le pH d'une solution

(§ 2 du cours)

4. Mesurer le pH

Compléter le texte suivant :

Une détermination approchée du pH s'effectue à l'aide de(1).....
(2)..... Pour une mesure précise, on utilise un(3)..... Il est constitué d'une(4)..... de mesure qui doit être(5)..... à l'eau distillée avant d'être plongée dans la(6)..... Avant la mesure, il faut(7)..... le pH-mètre.

5. Calculer un pH ou une concentration en ions oxonium

1. La concentration en ions oxonium d'une solution vaut $4,8 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Quelle est la valeur du pH de cette solution ?

2. Reprendre la même question pour une solution telle que $[\text{H}_3\text{O}^+] = 6,9 \times 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

3. Une solution aqueuse a un pH égal à 3,92. Quelle est la concentration en ions oxonium dans cette solution ?

6. Utiliser la définition du pH

1. Recopier, puis compléter le tableau suivant :

pH		3,4		6,8		9,6
$[\text{H}_3\text{O}^+]$ ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$)	$5,0 \times 10^{-2}$		$7,4 \times 10^{-5}$		$2,6 \times 10^{-8}$	

2. Comment varie le pH lorsque la concentration en ions oxonium diminue ?

7. Utiliser la fonction logarithme

1. Une solution aqueuse A a un pH égal à 5,6. **Sans utiliser de calculatrice**, préciser si la valeur, en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, de la concentration en ions oxonium est égale à $2,5 \times 10^{-6}$ ou $2,5 \times 10^{-5}$.

2. La concentration en ions oxonium dans une solution aqueuse B est égale à $6,3 \times 10^{-10} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. **Sans utiliser de calculatrice**, préciser si la valeur du pH de cette solution est égale à 8,2, 9,2 ou 10,2.

8. Contrôler le pH

Le pH d'une eau de piscine doit être compris entre 7,2 et 7,6. Pour diminuer la valeur du pH, on peut utiliser des cristaux d'hydrogénosulfate de sodium, NaHSO_4 (s) et pour augmenter le pH des cristaux de carbonate de sodium Na_2CO_3 (s).



1. Comment peut-on mesurer simplement le pH de l'eau d'une piscine ?

2. a. Écrire l'équation de dissolution de l'hydrogénosulfate de sodium dans l'eau.

b. L'ion hydrogénosulfate est un acide. Écrire l'équation de la réaction acido-basique entre cet ion et l'eau.

c. Justifier l'utilisation de l'hydrogénosulfate de sodium pour diminuer la valeur du pH.

3. a. Écrire l'équation de dissolution du carbonate de sodium dans l'eau.

b. L'ion carbonate est une base. Écrire l'équation de la réaction acido-basique entre cet ion et l'ion oxonium.

c. Justifier l'utilisation du carbonate de sodium pour augmenter le pH d'une solution.

Définir et déterminer un taux d'avancement final

(§ 3 du cours)

9. Déterminer un avancement final (voir les difficultés du chapitre)

Une solution d'acide chloroacétique, $\text{CH}_2\text{ClCO}_2\text{H}$ de volume $V = 20,0 \text{ mL}$, de concentration en soluté apporté $C = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, a un pH égal à 2,37.

1. Indiquer les réglages et précautions nécessaires lors de la mesure du pH avec un pH-mètre.

2. Écrire l'équation de la réaction entre l'acide et l'eau.

3. Calculer l'avancement maximal de cette réaction.

4. À l'aide de la valeur du pH, déterminer l'avancement final et le taux d'avancement final. La réaction est-elle totale ?

11. Utiliser le taux d'avancement final

L'acide nitreux a pour formule HNO_2

1. Quelle est sa base conjuguée ?

2. Écrire l'équation de la réaction entre l'acide et l'eau.

3. Pour une solution de volume $V = 50,0 \text{ mL}$ et de concentration apportée $C = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, le taux d'avancement final τ de cette réaction vaut 0,22.

a. Calculer l'avancement maximal.

b. Calculer l'avancement final.

c. En déduire le pH de cette solution.

Définir l'état d'équilibre d'un système chimique

(§ 4 du cours)

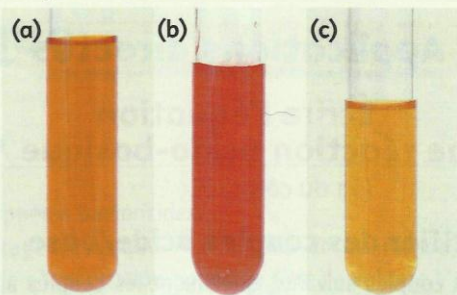
12. Déterminer un sens d'évolution

L'hélianthine existe sous deux formes de couleurs différentes : l'une est rouge lorsque le pH de la solution est inférieur à 3,1, l'autre est jaune lorsque le pH de la solution est supérieur à 4,4.

1. À 20,0 mL d'une solution d'acide benzoïque de concentration $C = 1,0 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$, on ajoute quelques gouttes d'hélianthine. La solution devient orange (a). Que peut-on dire du pH de cette solution ?

Exercices du chapitre Chimie 5 : L'équilibre chimique

2. On partage en deux la solution orange et, à la première moitié, on ajoute une pointe de spatule d'acide benzoïque. La solution devient rouge (b). Le pH de la solution a-t-il augmenté ou diminué ? Dans quel sens a évolué la concentration en ions oxonium ? Comment interpréter cette évolution ?



3. À la deuxième moitié de la solution orange, on ajoute une pointe de spatule de benzoate de sodium. La solution devient jaune (c). Le pH de la solution a-t-il augmenté ou diminué ? Dans quel sens a évolué la concentration en ions oxonium ? Comment interpréter cette évolution ?

13. Déterminer la composition dans un état final

(voir exploiter un énoncé)

On mélange un volume $V_A = 100$ mL de solution de nitrate de calcium, $\text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{NO}_3^-(\text{aq})$, de concentration $C_A = 3,00 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et un volume $V_B = 100$ mL de solution de sulfate de sodium, $2 \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$, de concentration $C_B = 2,00 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. On observe l'apparition d'un précipité blanc de sulfate de calcium. On filtre le mélange obtenu et on récupère le précipité. Après rinçage et séchage, on obtient un précipité de masse $m = 0,19$ g.

1. Déterminer les quantités d'ions calcium et sulfate dans l'état initial. En déduire l'avancement maximal de la réaction de précipitation.
2. Déterminer l'avancement final et le taux d'avancement final de la réaction. Est-elle totale ?
3. Quelle est la composition en quantités de matière du système dans l'état final ?

Utilisation des acquis

16. Solution de phénol

La solution aqueuse de phénol $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ est connue pour ses propriétés antiseptiques depuis la fin du XVIII^e siècle.

Le phénol est un acide solide de solubilité dans l'eau $s = 9,4 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ à 20°C .

1. Quelle est la formule de la base conjuguée du phénol ?
2. Écrire l'équation de la réaction entre le phénol et l'eau.
3. Déterminer, à 20°C , la concentration molaire d'une solution saturée de phénol.
4. On considère un volume $V = 30,0$ mL de solution saturée de phénol. Déterminer l'avancement maximal de la réaction acido-basique.
5. Le pH de cette solution vaut 5,5. Déterminer l'avancement final et le taux d'avancement final. La réaction du phénol avec l'eau est-elle totale ?

18. Acide nitreux

On considère trois solutions aqueuses S_1 , S_2 et S_3 d'acide nitreux, HNO_2 de concentrations molaires apportées respectives :

$C_1 = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, $C_2 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et

$C_3 = 1,0 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

1. Écrire l'équation de la réaction entre l'acide nitreux et l'eau.
2. La mesure du pH de ces trois solutions conduit aux valeurs suivantes : $\text{pH}_1 = 2,1$, $\text{pH}_2 = 2,7$ et $\text{pH}_3 = 5,0$.
 - a. Calculer, dans les trois cas, le taux d'avancement final de la transformation.
 - b. Le taux d'avancement final dépend-il de la concentration initiale ? Dans quel cas cette transformation peut-elle être considérée comme totale ?

19. L'acide iodhydrique *

(voir résoudre exercice)

On dispose d'une solution S_0 d'acide iodhydrique, HI, de densité par rapport à l'eau $d = 1,26$ et contenant $P = 28,0\%$ en masse d'acide iodhydrique.

1. Déterminer la concentration molaire apportée en acide iodhydrique de la solution S_0 .
2. On prépare à partir de la solution S_0 un volume $V = 500,0$ mL de solution S_1 de concentration $C_1 = 0,050 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Décrire le mode opératoire de cette préparation.
3. On prélève un volume $V' = 5,0$ mL de solution S_1 qu'on introduit dans une fiole jaugée de $200,0$ mL et on complète avec de l'eau distillée.
 - a. Quelle est la concentration de la solution S_2 ainsi obtenue ?
 - b. Le pH de la solution S_2 vaut 2,90. Calculer le taux d'avancement final de la réaction entre l'acide iodhydrique et l'eau. La réaction peut-elle être considérée comme totale ?

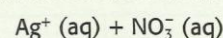
Donnée : masse volumique de l'eau : $\mu_{\text{eau}} = 1,0 \times 10^3 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.

21. Chromate d'argent *

On mélange un volume $V_A = 50$ mL de solution de chromate de potassium, $2 \text{K}^+(\text{aq}) + \text{CrO}_4^{2-}(\text{aq})$, de concentration :

$$C_A = 2,00 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

et un volume $V_B = 50$ mL de solution de nitrate d'argent :



de concentration $C_B = 4,00 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. On observe l'apparition d'un précipité rouge brique de chromate d'argent. On filtre le mélange obtenu et on récupère le précipité. Après rinçage et séchage, on obtient une masse $m = 0,21$ g.

1. Déterminer les quantités d'ions argent et chromate dans l'état initial. Comment qualifier un tel mélange ? Quel est l'avancement maximal de la réaction de précipitation ? **SOS**
2. Déterminer l'avancement final et le taux d'avancement final de la réaction. Conclure.
3. Quelle est la composition en quantités de matière du système dans l'état final ?



22. Totale ou non totale ? *

On prépare 250 mL d'une solution d'acide chlorhydrique S en dissolvant 0,20 L de chlorure d'hydrogène gazeux, ou acide chlorhydrique HCl, dans environ 200 mL d'eau placée dans une fiole jaugée de 250 mL, puis en ajoutant la quantité d'eau nécessaire et en homogénéisant.

1. Déterminer la concentration molaire de la solution. **SOS**
 2. On mesure le pH de la solution. On lit 1,48.
 - a. Écrire l'équation de la réaction entre le chlorure d'hydrogène et l'eau.
 - b. Déterminer le taux d'avancement final.
 - c. La réaction entre l'acide chlorhydrique et l'eau peut-elle être considérée comme totale ?
 3. Par dilution, on prépare à partir de la solution S , un volume $V_1 = 100$ mL de solution S_1 de concentration $C_1 = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
 - a. Indiquer le mode opératoire de la préparation de la solution S_1 .
 - b. Quel est le pH de cette solution ? **SOS**
 4. On considère une solution S_2 d'acide éthanoïque de concentration $C_2 = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et de volume $V_2 = 100$ mL. Le pH de cette solution est égal à 3,9.
 - a. Écrire l'équation de la réaction entre l'acide éthanoïque et l'eau.
 - b. Déterminer le taux d'avancement final de cette réaction. Conclure.
 - c. Comparer les pH des solutions S_1 et S_2 . Interpréter.
- Donnée :** volume molaire des gaz dans les conditions de l'expérience : $V_m = 24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.