

Applications directes

Définir le quotient de réaction

(§ 1 du cours)

1. Donner l'expression d'un quotient de réaction



Donner pour chaque équation l'expression du quotient de réaction :

1. $\text{HCO}_2^- (\text{aq}) + \text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H} (\text{aq}) = \text{HCO}_2\text{H} (\text{aq}) + \text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2^- (\text{aq})$
2. $\text{CH}_3\text{NH}_2 (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\ell) = \text{CH}_3\text{NH}_3^+ (\text{aq}) + \text{HO}^- (\text{aq})$
3. $\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq}) + \text{HO}^- (\text{aq}) = 2 \text{H}_2\text{O} (\ell)$
4. $\text{I}_2 (\text{aq}) + \text{Fe} (\text{s}) = 2 \text{I}^- (\text{aq}) + \text{Fe}^{2+} (\text{aq})$
5. $\text{MnO}_4^- (\text{aq}) + 5 \text{Fe}^{2+} (\text{aq}) + 8 \text{H}^+ (\text{aq}) = \text{Mn}^{2+} (\text{aq}) + 5 \text{Fe}^{3+} (\text{aq}) + 4 \text{H}_2\text{O} (\ell)$

3. Écrire des équations de réactions



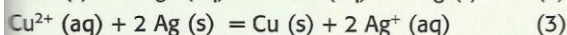
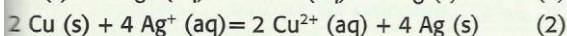
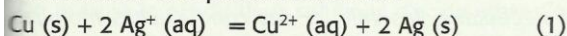
Déduire, à partir des expressions suivantes de quotient de réaction en solution aqueuse, l'équation de la réaction :

1. $Q_r = \frac{[\text{HCO}_2^-] \cdot [\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]}{[\text{HCO}_2\text{H}] \cdot [\text{CH}_3\text{CO}_2^-]}$
2. $Q_r = \frac{[\text{S}_4\text{O}_6^{2-}] \cdot [\text{I}^-]^2}{[\text{S}_2\text{O}_3^{2-}]^2 \cdot [\text{I}_2]}$
3. $Q_r = \frac{[\text{CH}_3\text{CO}_2^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]}$
4. $Q_r = \frac{[\text{Al}^{3+}]}{[\text{Cu}^{2+}]^3}$

4. Relier le quotient de réaction à l'équation de la réaction



On considère les équations suivantes :



1. a. Que peut-on dire des équations (1) et (2) ?
- b. Écrire les quotients de réaction Q_{r1} et Q_{r2} correspondants aux équations (1) et (2).

L'expression du quotient de réaction dépend-elle de l'écriture de l'équation de la réaction ?

2. a. Que peut-on dire des équations (1) et (3) ?
- b. Écrire les quotients de réaction Q_{r1} et Q_{r3} correspondants aux équations (1) et (3).

L'expression du quotient de réaction dépend-elle du sens d'écriture de l'équation ?

5. Calculer un quotient de réaction

1. L'acide ascorbique $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$ ou vitamine C, présente dans de nombreux fruits, est un acide au sens de BRÖNSTED. Quelle est la formule de sa base conjuguée ?

2. Dans l'état initial, une solution aqueuse de volume $V = 100,0 \text{ mL}$ contient 10 mmol d'acide ascorbique, 10 mmol d'ion ascorbate, 10 mmol d'acide éthanoïque et 10 mmol d'ions éthanoate. Le système évolue dans le sens de formation de l'ion ascorbate.

- a. Écrire l'équation de la réaction acido-basique.
- b. Calculer le quotient de réaction lorsque l'avancement vaut $1,0 \text{ mmol}$; puis $2,0 \text{ mmol}$. Conclure.



6. Relier le quotient de réaction à l'avancement

On introduit dans un bécher une solution contenant $50,0 \text{ mmol}$ d'iodure de potassium, $\text{K}^+ (\text{aq}) + \text{I}^- (\text{aq})$. Puis on y ajoute une solution contenant $10,0 \text{ mmol}$ de peroxydisulfate de potassium, $2 \text{K}^+ (\text{aq}) + \text{S}_2\text{O}_8^{2-} (\text{aq})$. La solution de volume V jaunit, puis brunit, car du diiode apparaît. Des ions sulfate se forment également.

1. Écrire l'équation de la réaction.
2. À l'aide d'un tableau d'avancement, déterminer l'état du système lorsque l'avancement prend les valeurs 0 mmol ; $2,0 \text{ mmol}$; puis $8,0 \text{ mmol}$.
3. Calculer, pour ces trois états, la valeur du quotient de la réaction. Dépend-elle de l'avancement ?

Caractériser l'état d'équilibre

(§ 2 du cours)

7. Effectuer des changements d'unités



Effectuer les conversions suivantes :

1. $C = 8,5 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = \dots \text{ mol} \cdot \text{m}^{-3}$
2. $C = 6,7 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{m}^{-3} = \dots \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
3. $\sigma = 5,45 \times 10^{-1} \text{ S} \cdot \text{m}^{-1} = \dots \text{ mS} \cdot \text{cm}^{-1}$
4. $\sigma = 497 \text{ } \mu\text{S} \cdot \text{cm}^{-1} = \dots \text{ mS} \cdot \text{m}^{-1}$

8. Calculer des concentrations molaires

On considère une solution obtenue en dissolvant du chlorure de sodium dans l'eau. La conductivité σ de cette solution, à $25 \text{ }^\circ\text{C}$, vaut $\sigma = 1224 \text{ } \mu\text{S} \cdot \text{cm}^{-1}$.

1. Écrire l'équation de dissolution du chlorure de sodium dans l'eau.
2. Déterminer les valeurs des concentrations des espèces ioniques.

Données : à $25 \text{ }^\circ\text{C}$, $\lambda_{\text{Na}^+} = 5,01 \text{ mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$;
 $\lambda_{\text{Cl}^-} = 7,63 \text{ mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$.

10. Déterminer une constante d'équilibre

On considère une solution aqueuse d'acide benzoïque, $\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}$ noté HA, de concentration molaire apportée $C = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Dans l'état d'équilibre, la concentration en acide HA est égale à $7,8 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

1. Écrire l'équation de la réaction entre l'acide et l'eau.
2. Calculer la constante d'équilibre de cette réaction.

11. Utiliser la conductivité

(voir les difficultés du chapitre)

1. Écrire l'équation de la réaction entre l'acide propanoïque $\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}$ et l'eau.
2. a. On mesure la conductivité à $25 \text{ }^\circ\text{C}$ de solutions d'acide propanoïque pour différentes concentrations C de soluté apporté. Les résultats sont regroupés dans le tableau ci-après.

$C \text{ (mol} \cdot \text{L}^{-1}\text{)}$	$1,0 \times 10^{-2}$	$5,0 \times 10^{-3}$	$1,0 \times 10^{-3}$
$\sigma \text{ (}\mu\text{S} \cdot \text{cm}^{-1}\text{)}$	143	100	43

Déterminer, dans chaque cas, les valeurs des concentrations effectives des ions.

- b. En déduire, dans chaque cas, la concentration effective de l'acide propanoïque.
- c. Déterminer, dans chaque cas, le quotient de réaction dans l'état d'équilibre. Conclure.

Données : à $25 \text{ }^\circ\text{C}$, $\lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} = 35,0 \text{ mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$;
 $\lambda_{\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2^-} = 3,58 \text{ mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$.

Connaître les paramètres qui influencent le taux d'avancement final

(§ 3 du cours)

13. Rechercher l'influence de la constante d'équilibre

On considère deux solutions S_1 et S_2 de concentration molaire en soluté apporté égale à $1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. S_1 est une solution d'acide monochloroéthanoïque $\text{CH}_2\text{ClCO}_2\text{H}$ et S_2 une solution d'acide dichloroéthanoïque $\text{CHCl}_2\text{CO}_2\text{H}$. Les conductivités σ_1 et σ_2 des solutions S_1 et S_2 valent respectivement, à $25 \text{ }^\circ\text{C}$, $0,167 \text{ S} \cdot \text{m}^{-1}$ et $0,330 \text{ S} \cdot \text{m}^{-1}$.

1. Écrire les équations des réactions entre chaque acide et l'eau.
2. Déterminer les concentrations des ions dans ces solutions.
3. En déduire le taux d'avancement final de ces réactions.
4. Calculer les constantes d'équilibre K_1 et K_2 associées à ces réactions.
5. En utilisant les résultats des questions 3. et 4., préciser si le taux d'avancement final dépend de la constante d'équilibre.

Exercices du chapitre Chimie 6 : Quotient de réaction ; constante d'équilibre

Données : à 25 °C, conductivités molaires ioniques :

$$\lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} = 35,0 \times 10^{-3} \text{ S} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1} ;$$

$$\lambda_{\text{CH}_2\text{ClCO}_2^-} = 4,22 \times 10^{-3} \text{ S} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1} ;$$

$$\lambda_{\text{CHCl}_2\text{CO}_2^-} = 3,83 \times 10^{-3} \text{ S} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}.$$

14. Rechercher l'influence de la concentration

1. Écrire l'équation de la réaction entre l'ammoniac et l'eau.
2. On mesure, à 25 °C, la conductivité σ de solutions d'ammoniac de différentes concentrations C en ammoniac apporté. Les résultats sont reportés dans le tableau ci-après.

C (mol . L ⁻¹)	$1,0 \times 10^{-2}$	$5,0 \times 10^{-3}$	$1,0 \times 10^{-3}$
σ ($\mu\text{S} \cdot \text{cm}^{-1}$)	100,4	70,0	33,3

Déterminer la concentration molaire des espèces ioniques présentes dans chaque solution.

3. Déduire des résultats précédents le taux d'avancement final. Dépend-il de la concentration C en soluté apporté ?

Données : à 25 °C, $\lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} = 19,9 \text{ mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$;

$$\lambda_{\text{NH}_4^+} = 7,34 \text{ mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}.$$

Utilisation des acquis

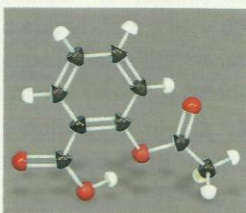
15. Acide benzoïque et ion éthanoate * (voir exploiter un énoncé)

Une solution de volume V contient, dans l'état initial, 1,0 mmol de chacune des espèces suivantes : acide benzoïque, éthanoate de sodium, benzoate de sodium et acide éthanoïque. Le système évolue dans le sens de la formation d'acide éthanoïque.

1. Écrire l'équation de la réaction entre l'acide benzoïque $\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}$ (aq) et l'ion éthanoate CH_3CO_2^- (aq).
2. Établir un tableau d'avancement.
3. Exprimer la constante d'équilibre en fonction de l'avancement $x_{\text{éq}}$ dans l'état d'équilibre.
4. Sachant que la constante d'équilibre vaut 4,0, déterminer $x_{\text{éq}}$.
5. Quelle est, en quantité de matière, la composition du système dans l'état d'équilibre ? **SOS**

16. Composition dans l'état d'équilibre * (voir exploiter un énoncé)

1. L'acide acétylsalicylique ou aspirine est un acide de formule $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$ noté HA. Écrire l'équation de la réaction entre cet acide et l'eau et donner l'expression de sa constante d'équilibre.



2. On considère un volume $V = 100,0$ mL de solution d'acide acétylsalicylique de concentration apportée $C = 5,00 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Exprimer les concentrations molaires des espèces en solution en fonction de l'avancement de la réaction dans l'état d'équilibre $x_{\text{éq}}$.

3. À l'aide de la constante d'équilibre K , montrer que $x_{\text{éq}}$ est solution d'une équation du second degré.
4. Connaissant la valeur de $K = 3,2 \times 10^{-4}$ à 25 °C, résoudre cette équation et donner la valeur de $x_{\text{éq}}$. **SOS**
5. En déduire la valeur du pH de la solution.

18. Mesures de pH

On mesure le pH de deux solutions d'acide éthanoïque de concentration apportée C (voir l'activité préparatoire B, p. 121).

C (mol . L ⁻¹)	$1,00 \times 10^{-2}$	$5,00 \times 10^{-3}$
pH	3,40	3,56

1. Écrire l'équation de la réaction de l'acide avec l'eau.
2. Déterminer, dans chaque cas, les concentrations effectives des espèces chimiques présentes en solution.
3. Calculer, dans chaque cas, le quotient de la réaction. En déduire la valeur de la constante d'équilibre associée à l'équation de cette réaction.

19. Taux d'avancement final et constante d'équilibre *



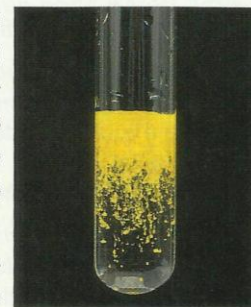
On considère une solution aqueuse d'acide HA de concentration C en soluté apporté.

1. Écrire l'équation de la réaction entre l'acide HA et l'eau.
2. Établir l'expression du taux d'avancement final τ en fonction de la concentration des ions A^- et de la concentration C .
3. Donner l'expression de la constante d'équilibre K en fonction des concentrations molaires des seules espèces A^- et HA.
4. a. Rechercher la relation entre les concentrations $[\text{A}^-]$, $[\text{HA}]$ et C . **SOS**
b. En déduire la relation entre le taux d'avancement final, la constante d'équilibre et la concentration C .
5. Comment est modifiée cette relation lorsque l'acide est peu dissocié ? **SOS**
6. Justifier, à l'aide de la relation précédente, l'influence de la constante d'équilibre et de l'état initial sur le taux d'avancement final.

Exercices expérimentaux ou documentaires

21. Solubilité de l'iodure de plomb *

On dissout dans un bécher (1) environ 0,3 g d'iodure de potassium dans environ 20 mL d'eau ; dans un bécher (2), on dissout environ 0,3 g de nitrate de plomb dans environ 20 mL d'eau. On mélange le contenu des deux béchers. Un précipité jaune d'iodure de plomb apparaît.



Précipité d'iodure de plomb.

1. Écrire l'équation de précipitation de l'iodure de plomb et donner l'expression de la constante d'équilibre associée à cette réaction.
2. On filtre le précipité obtenu et on le rince à l'eau. On introduit dans un petit bécher contenant de l'eau un peu du précipité de façon à obtenir une solution saturée S d'iodure de plomb.
 - a. Comment vérifier que la solution est saturée ?
 - b. Quelle relation existe-t-il entre les concentrations molaires des ions plomb (II) Pb^{2+} et iodure I^- ? **SOS**
 3. On mesure, à 25 °C, la conductivité $\sigma(S)$ de la solution S et la conductivité $\sigma(\text{eau})$ de l'eau distillée. On obtient $\sigma(S) = 286 \mu\text{S} \cdot \text{cm}^{-1}$ et $\sigma(\text{eau}) = 17 \mu\text{S} \cdot \text{cm}^{-1}$.
 - a. Que représente la différence $\sigma = \sigma(S) - \sigma(\text{eau})$?
 - b. Quelle est la relation entre σ et la concentration des ions Pb^{2+} ? En déduire cette concentration. **SOS**
 - c. Quelle est, en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$, la solubilité de l'iodure de plomb ? **SOS**
 - d. Déterminer, à 25 °C, la constante d'équilibre associée à la réaction de précipitation.