

ÉQUILIBRE CHIMIQUE ET QUOTIENT DE RÉACTION

David Soissons

Objectif Relier le caractère non total d'une transformation à la présence, à l'état final du système, de tous les réactifs et de tous les produits.
Déterminer le sens d'évolution spontanée d'un système.
Déterminer un taux d'avancement final à partir de données sur la composition de l'état final et le relier au caractère total ou non total de la transformation.

Terminale spécialité - Sciences physiques et chimiques **Constitution et transformation de la matière**

Thème 3 • Prévoir l'état final d'un système, siège d'une transformation chimique.

Partie A • Prévoir le sens de l'évolution spontanée d'un système chimique.

Notions et contenus Quotient de réaction Q_r .
Système à l'équilibre chimique : constante d'équilibre $K(T)$.
Critère d'évolution spontanée d'un système hors équilibre chimique.

Compétences mobilisées S'approprier **APP** Analyser **ANA**
Raisonnement **RAI** Réaliser **REA**
Valider **VAL** Communiquer **COM**

OBSERVER POUR COMPRENDRE !

Berthollet ne veut pour règle que l'observation ; il se méfie des hypothèses et veut que l'expérience suive pas à pas la théorie pour la vérifier.

L'observation faite au lac de Natro et dans son laboratoire, l'a conduit à soutenir que la réaction chimique est un partage, mais surtout à rejeter l'idée de voir dans la réaction une sorte de conquête, de destruction d'une espèce chimique par une autre, comme dans cette théorie de l'affinité élective où il devait trouver quelque relent de scholastique. L'intuition était juste et la thermodynamique chimique d'aujourd'hui nous enseigne en effet qu'aucune réaction n'est « totale », mais finit toujours par aboutir à un nouvel équilibre d'où aucun des constituants du mélange primitif n'est « totalement » exclu. Mais il faudra presque cent ans avant que ce nouveau chapitre de la chimie ne prenne forme.

Comment décrire l'état d'équilibre d'un système siège d'une transformation chimique ?



Berthollet (1748-1822)
© Médiachimie

POUR BIEN DÉMARRER!

Choisir la ou les bonnes réponses :

Questions	Réponse A	Réponse B	Réponse C
1. L'avancement d'une réaction est défini par la relation :	$\tau = \frac{x_f}{x_{max}}$	$\tau = \frac{x_{max}}{x_f}$	$\tau = x_{max} - x_f$
2. Le taux d'avancement d'une réaction totale vaut :	$\tau = 0$	$\tau < 1$	$\tau = 1$
3. Le pH et $[H_3O^+_{(aq)}]$ sont liés par :	$\text{pH} = -\log \frac{[H_3O^+_{(aq)}]}{C^\circ}$	$\text{pH} = -\log \frac{C^\circ}{[H_3O^+_{(aq)}]}$	$[H_3O^+_{(aq)}] = C^\circ \times 10^{-\text{pH}}$
4. Un acide est une espèce capable de :	céder un électron e^-	capter électron e^-	capter électron e^-
5. Le couple acido-basique de l'acide C_6H_5COOH est :	C_6H_5COOH/HO^-	$C_6H_5COOH / C_6H_5COO^-$	$C_6H_5COO^- / C_6H_5COOH$
6. La réaction entre l'acide C_6H_5COOH et l'eau est symbolisée par :	$C_6H_5COOH(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons C_6H_5COOH_2^+(aq) + HO^-(aq)$	$C_6H_5COOH(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons C_6H_5COO^-(aq) + H_3O^+_{(aq)}$	$C_6H_5COOH(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons C_6H_5COO^-(aq) + HO^-(aq)$
7. On ajoute du vert de bromocrésol, indicateur coloré, dans une solution de pH = 10			
a) la solution est une solution :	acide.	basique.	neutre.
b) la solution sera :	jaune.	bleue.	verte.
8. La conductivité d'une solution est :	due à la présence d'ions.	donnée par la loi de Kohlrausch : $\sigma = \sum \lambda_i \times [X]_i$	donnée par la loi de Beer-Lambert : $A = l \times \epsilon_0 \times [X]$

Partie A : Quotient de réaction d'un système chimique

Une transformation chimique a lieu lorsque des espèces chimiques appelées réactifs peuvent réagir entre elles pour former d'autres espèces chimiques appelées produits.

Deux types de transformations sont possibles : les transformations totales et les transformations non totales.

Comment décrire l'état d'un système d'une transformation non totale ?

Document 1 : Transformation totale ou non totale ?

On a préparé au laboratoire une solution S_1 acide éthanoïque obtenue par dissolution de $n_1 = 1,0 \times 10^{-2}$ mol dans un volume d'eau $V = 100$ mL

Matériel :

- conductimètre
- bécher de 50 mL
- éprouvette graduée de 100 mL

Protocole :

Mesurer la valeur de la conductivité d'un volume $V_1 = 40$ mL de la solution S_1 notée σ_1 .

Données : Conductivités molaires ioniques à 25 °C :

$\lambda(\text{H}_3\text{O}^+) = 35,0 \text{ mS.m}^2.\text{mol}^{-1}$; $\lambda(\text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,1 \text{ mS.m}^2.\text{mol}^{-1}$; $\lambda(\text{Na}^+) = 5,0 \text{ mS.m}^2.\text{mol}^{-1}$

1 **RAI/REA** Réaliser le protocole du **Document 1** puis relever la valeur de σ_1 .

2 **ANA/RAI** Écrire l'équation de la réaction ayant lieu entre l'acide éthanoïque et l'eau.

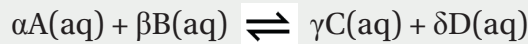
3 **ANA/RAI/VAL** Vérifier si la transformation est totale ou non totale en déterminant le taux d'avancement de la réaction.

4 **ANA/RAI/VAL** Déterminer la composition de l'état final du système.

5 **VAL** Déduire la composition à l'état final d'une telle transformation.

Document 2 : Quotient de réaction et constante d'équilibre

Une transformation non totale est une transformation qui peut avoir lieu dans les deux sens. On la modélise par une double flèche selon l'équation :



Dans un état donné du système, on définit le quotient de réaction Q_r par l'expression :

$$Q_r = \frac{(a_C)^\gamma (a_D)^\delta}{(a_A)^\alpha (a_B)^\beta}$$

avec a_x activité de l'espèce chimique X, sans dimension donc sans unités.

Expressions des activités :

- si l'espèce est dissoute, $a_x = \frac{[X]}{C^\circ}$ avec $C^\circ = 1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ appelée concentration standard ;
- si l'espèce est un solide pur ou le solvant, $a_x = 1$;
- si l'espèce est un gaz, $a_x = \frac{p_x}{p^\circ}$ avec $p^\circ = 1 \text{ bar}$, appelée pression standard.

L'état final d'une transformation non totale, dont la composition reste constante, est appelé état **d'équilibre chimique**. L'équilibre chimique est donc caractérisé par une constante **K** appelée **constante d'équilibre**. Dans cet état d'équilibre on a : $Q_{r,\text{éq}} = K$.

6 ANA/RAI Exprimer le quotient de réaction associé à la transformation chimique étudiée dans le Document 1.

7 ANA/RAI/REA Donner la valeur de la constante d'équilibre K associée à l'état d'équilibre de cette transformation.

On se propose dans la suite du sujet de déterminer de quel(s) paramètre(s) dépend la valeur de la constante d'équilibre K.

Document 3 : Réaction de l'hydrogène sur l'oxyde de tungstène

Georges Chaudron (1891-1976) étudie l'action de l'hydrogène gazeux sur l'oxyde de tungstène $WO_{3(s)}$ qui conduit à la formation de d'eau à l'état gazeux et de tungstène solide.

Il mesure la constante d'équilibre K à différentes températures.

La masse de dioxyde de tungstène est toujours la même tandis que le volume d'hydrogène varie.

Il rassembla ses résultats dans un tableau donné ci-contre (figure 1).

SEANCE DU 3 MAI 1920. 105

nous posons $V = 48 \text{ cm}^3$ d'hydrogène.

Volumes de H^2 introduits dans l'appareil. Valeurs de K = ~~1/4~~ aux températures indiquées.

	700°	750°	800°	900°	925°	1020°	1030°
3 V	"	"	0,62	"	"	"	"
4 V	"	"	"	0,76	"	"	"
5 V	"	"	0,61	"	"	"	"
6 V	0,52	0,56	0,63	0,78	"	"	1

Figure 1 : Extrait des résultats des expériences de Chaudron

D'après Médiachimie

www.mediachimie.org/ressource/action-de-l'eau-sur-le-tungstene



8 APP/ANA/RAI Écrire l'équation de la réaction étudiée dans le Document 3.

9 ANA/RAI Exprimer le quotient de réaction associé à cette transformation chimique.

10 APP/ANA/RAI Préciser les paramètres étudiés dans l'expérience de Georges Chaudron.

11 VAL En déduire de quel(s) paramètre(s) dépend la valeur de la constante d'équilibre.

Document 4 : Influence de la composition initiale du système

Un élève souhaite vérifier l'indépendance de K vis-à-vis de la composition initiale du système, à une température donnée.

Pour cela, il souhaite préparer une solution S_2 d'acide éthanoïque de concentration en soluté apporté $c_2 = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

Il dispose du matériel suivant : • pipettes jaugées de 5 mL, 10 mL • fioles jaugées de 100 mL • un bécher de 50 mL • un conductimètre.

12 RAI/REA Proposer puis mettre en œuvre un protocole expérimental permettant de répondre aux attentes de l'élève.

13 RAI Vérifier l'invariance du quotient réactionnel à l'équilibre vis-à-vis de la composition initiale du système.

Une transformation non totale est donc associée à une réaction chimique ayant lieu dans les deux sens et qui va toujours évoluer de façon à atteindre son état d'équilibre.

Comment peut-on prévoir l'évolution spontanée d'un système chimique hors de son état d'équilibre ?

Partie B : Évolution spontanée d'un système chimique hors d'état d'équilibre

Document 5 : Perturbation d'un système chimique en équilibre

Matériels :

- balance électronique • pilulier • spatule • pipette graduée de 1 mL • éprouvette graduée de 100 mL • acide éthanoïque (99 %) • éthanoate de sodium solide • pH-mètre

Pictogrammes de sécurité :

- éthanoïque (99 %) : 
- éthanoate de sodium solide : 

Données - conductivités molaires ioniques à 25 °C :

$\lambda(\text{H}_3\text{O}^+) = 35,0 \text{ mS.m}^2.\text{mol}^{-1}$; $\lambda(\text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,1 \text{ mS.m}^2.\text{mol}^{-1}$; $\lambda(\text{Na}^+) = 5,0 \text{ mS.m}^2.\text{mol}^{-1}$
 $\rho_{\text{acide éthanoïque 99\%}} = 1,05 \text{ g.mL}^{-1}$; $M(\text{CH}_3\text{COOH}) = 60,0 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{CH}_3\text{COONa}) = 82,0 \text{ g.mol}^{-1}$

Protocole :

- Introduire dans 2 béchers de 50 mL un volume $V_1 = 40 \text{ mL}$ de la solution S_1 puis mesurer la valeur du pH noté pH.
- Dissoudre dans le bécher (1) un volume $V_2 = 0,5 \text{ mL}$ d'acide acétique à 99 %, puis dans le bécher (2) une masse $m = 1,0 \text{ g}$ d'éthanoate de sodium en agitant la solution.
- Mesurer les nouvelles valeurs du pH de chaque bécher notés pH_1 et pH_2 .

14 APP/ANA Préciser les précautions particulières à prendre lors de cette manipulation.

15 REA Mettre en œuvre le protocole du Document 5 puis relever les valeurs de pH, de pH_1 et de pH_2 .

16 RAI/ANA Rappeler la composition du système dans la solution S_1 puis vérifier la valeur de pH.

17 REA/RAI/ANA Calculer la valeur des quotients de réaction à l'état initial $Q_{r1,0}$ et $Q_{r2,0}$ associés aux états initiaux du système dans les béchers (1) et (2).

18 RAI/VAL Rappeler en justifiant la valeur de la constante d'équilibre K associée à l'équilibre chimique de la réaction.

On dit qu'un équilibre chimique : $\alpha A(aq) + \beta B(aq) \overset{\textcircled{1}}{\rightleftharpoons} \gamma C(aq) + \delta D(aq)$, caractérisé par une constante d'équilibre K , évolue :

- dans le sens direct lorsque la transformation a lieu dans le sens réactifs \rightarrow produits : sens $\textcircled{1}$
- dans le sens indirect lorsque la transformation a lieu dans le sens produits \rightarrow réactifs : sens $\textcircled{2}$

19 ANA/RAI/VAL Justifier le sens d'évolution de chaque système par analyse des valeurs des pH.

.....

.....

.....

20 RAI/VAL/COM Expliquer en quelques lignes comment peut-on prévoir le sens d'évolution spontanée d'un système hors d'état d'équilibre par comparaison de la valeur du quotient de réaction à l'état initial avec celle à l'équilibre chimique. Effectuer un schéma résumé.

.....

.....

.....

.....

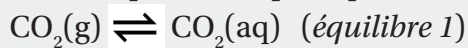
De nombreux équilibres chimiques ont lieu dans la nature et sont responsables de son propre équilibre. Une perturbation de ces derniers peut provoquer des conséquences très graves sur l'environnement. L'augmentation du taux de dioxyde de carbone dans l'atmosphère en est un exemple.

Comment expliquer les conséquences d'une augmentation du taux de $CO_2(g)$ sur l'environnement ?

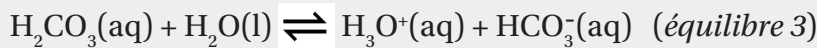
Document 6 : L'homme : un perturbateur de l'océan

L'océan absorbe de plus en plus le gaz CO₂ produit par l'activité humaine (transports, industrie, chauffage...), ce qui est à l'origine de nombreuses perturbations (voir figure 2 ci-contre).

Il existe un échange gazeux permanent entre l'atmosphère et les océans (mais aussi les lacs et les rivières). Une augmentation de la concentration de CO₂ dans l'atmosphère rompt l'équilibre :



Cependant le CO₂(aq) joue un rôle essentiel dans une succession d'équilibres existants dans les océans :



D'après « Une chimie de la mer pour l'avenir de la Terre »
www.mediachimie.org/sites/default/files/FC4-22-mer.pdf

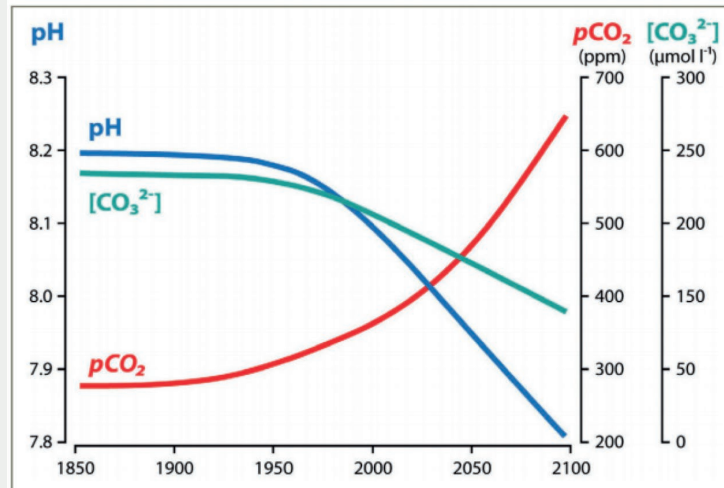


Figure 2

Document 7 : Des organismes en danger

Les organismes calcifiés sont protégés par une coquille, une carapace ou un squelette en calcaire (aussi appelé carbonate de calcium), de formule CaCO₃ comme par exemple les crustacés, coquillages mais aussi certaines algues.

Ils utilisent les ions calciums Ca²⁺ et carbonates CO₃²⁻ pour créer leurs protections en calcaire.

Les organismes non calcifiés les plus sensibles aux modifications de leur environnement peuvent également être perturbés par la diminution du pH. Les conséquences sur l'ensemble des écosystèmes peuvent être très graves.

D'après « Une chimie de la mer pour l'avenir de la Terre »

Document 8 : Données

Couples acide/base : HCO₃⁻(aq) / CO₃²⁻(aq) ; H₃O⁺(aq) / H₂O(l)

Document 9 : Acidification des océans : le rôle du CO₂



Voici le principe de l'expérience et, a fortiori, celui de l'acidification des océans. Vidéo de l'01''

www.dailymotion.com/video/xhz7uy



21 APP/ANA/RAI Relever les conséquences de l'augmentation du taux de CO_2 atmosphérique sur le pH et la teneur en ions carbonates CO_3^{2-} des océans.

22 APP/ANA/RAI/VAL/COM Visualiser la vidéo du **Document 9** puis justifier en quoi l'expérience valide la réponse à la question précédente.

23 ANA/RAI Exprimer les quotients réactionnels de chaque équilibre évoqué dans le **Document 6**.

24 RAI/VAL Justifier alors qu'une augmentation de $\text{CO}_2(\text{g})$ dans l'air entraîne une acidification des océans.

25 ANA/RAI Établir, à l'aide des données du **Document 8**, l'équation de la réaction entre les ions carbonates CO_3^{2-} et les ions oxoniums H_3O^+ , puis justifier la variation de la teneur en ions carbonates CO_3^{2-} évoquée à la question 19.

26 APP/REA Écrire l'équation de la réaction liée à la transformation chimique de formation du calcaire à l'origine des coquilles des organismes calcifiés.

27 ANA/RAI Exprimer le quotient réactionnel associé à cet équilibre chimique.

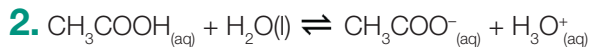
28 RAI/VAL Justifier alors qu'une augmentation de $\text{CO}_2(\text{g})$ dans l'air peut être dangereuse pour l'écosystème.

POUR BIEN DÉMARRER!

1 : A ; 2 : C ; 3 : A et C ; 4 : C ; 5 : B ; 6 : B ; 7a) : B ; 7b) : B ; 8 : A et B.

Partie A : Quotient de réaction d'un système chimique

1. On mesure $\sigma_1 = 5,10 \times 10^{-2} \text{ S.m}^{-1}$



3. • Déterminons la valeur du taux d'avancement :

de la réaction : $\tau = \frac{x_f}{x_{\text{max}}}$

Seuls les ions $\text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})}$ et $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$ conduisent

le courant, donc d'après la loi de Kohlrausch :

$$\sigma = \sum \lambda_i \times [X]_i \\ = \lambda (\text{CH}_3\text{COO}^-) \times [\text{CH}_3\text{COO}^-] + \lambda (\text{H}_3\text{O}^+) \times [\text{H}_3\text{O}^+]$$

• Calcul de x_f : d'après l'équation à l'état final,

$$n(\text{H}_3\text{O}^+)_f = n(\text{CH}_3\text{COO}^-)_f = x_f$$

$$\text{Alors } \sigma_1 = \lambda (\text{CH}_3\text{COO}^-) \times \frac{x_f}{V_1} + \lambda (\text{H}_3\text{O}^+) \times \frac{x_f}{V_1}$$

$$\text{soit } x_f = \frac{V_1 \times \sigma_1}{\lambda (\text{CH}_3\text{COO}^-) + \lambda (\text{H}_3\text{O}^+)} = 5,2 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

(attention V en m³).

• Calcul de x_{max} : Si la réaction est totale et comme l'eau est le solvant (en excès) on a :

$$x_{\text{max}} = n(\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}))_i = [\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}))_i \times V_1 \\ = \frac{n_1}{V} \times V_1 = 4,0 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

Alors $\tau = \frac{x_f}{x_{\text{max}}} = 0,013 \ll 1$: la réaction n'est pas totale.

4. On a à l'état final :

$$n(\text{H}_3\text{O}^+)_f = n(\text{CH}_3\text{COO}^-)_f = x_f = 5,2 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

$$\text{Et } n(\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}))_f = 4,0 \times 10^{-3} - 5,2 \times 10^{-5}$$

$$\approx 4,0 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

5. À l'état final d'une transformation non totale tous les produits et réactifs coexistent.

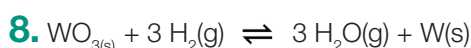
6. L'eau étant le solvant et les réactifs et produits étant des espèces dissoutes on a :

$$Q_r = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})}]^1 [\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}]^1}{[\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq})]^1 x C^\circ}$$

7. On a $K = Q_{r,\text{éq}}$ et d'après la question 4 on a

$$K = \frac{\frac{n_{\text{CH}_3\text{COO}^-f}}{V_1} \times \frac{n_{\text{H}_3\text{O}^+f}}{V_1}}{\frac{n_{\text{CH}_3\text{COOH}f}}{V_1} \times C^\circ} = \frac{n_{\text{CH}_3\text{COO}^-f} \times n_{\text{H}_3\text{O}^+f}}{V_1 \times n_{\text{CH}_3\text{COOH}f} \times C^\circ}$$

$$K = \frac{5,2 \times 10^{-5} \times 5,2 \times 10^{-5}}{40 \times 10^{-3} \times 4,0 \times 10^{-3} \times 1} = 1,7 \times 10^{-5}$$



$$9. Q_r = \frac{(P_{\text{H}_2\text{O}})^3 \times 1}{1 \times (P_{\text{H}_2})^3}$$

10. Le volume de dihydrogène et la température.

11. D'après la figure 1, on observe que pour une température donnée ($T = 800^\circ$), la valeur de K reste constante ($K = 0,62$). Et pour un volume de réactif donné (6V), K varie avec la température.

On déduit que la valeur de la constante d'équilibre ne dépend que de la température et pas de l'état initial du système.

12. 1^{re} étape : diluer 50 x la solution S_1 avec pipette jaugée de 2 mL et fiole jaugée de 100 mL.

2^e étape : mesurer la conductivité d'un volume $V_1 = 40 \text{ mL}$ de la solution S_2 et calculer la valeur de $(Q_{r,\text{éq}})'$ et conclure.

13. On mesure une conductivité $\sigma_2 = 6,9 \times 10^{-3} \text{ S.m}^{-1}$.

D'après la question 3, on a $x_f = 7,1 \times 10^{-6} \text{ mol}$

$$\text{On a à l'état final : } n(\text{H}_3\text{O}^+)_f = n(\text{CH}_3\text{COO}^-)_f \\ = x_f = 7,1 \times 10^{-6} \text{ mol}$$

$$\text{Et } n(\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}))_f = c_2 \times V - 7,1 \times 10^{-6} \\ \approx 8,0 \times 10^{-5} - 7,1 \times 10^{-6} \\ = 7,3 \times 10^{-5} \text{ mol.}$$

$$\text{Or } (Q_{r,\text{éq}})' = K' = \frac{n_{\text{CH}_3\text{COO}^-f} \times n_{\text{H}_3\text{O}^+f}}{V_1 \times n_{\text{CH}_3\text{COOH}f} \times C^\circ} \\ = \frac{7,1 \times 10^{-6} \times 7,1 \times 10^{-6}}{40 \times 10^{-3} \times 7,3 \times 10^{-5} \times 1} = 1,7 \times 10^{-5}$$

On observe que $K' = K$ (question 7). Ce qui montre bien l'invariance du quotient réactionnel vis-à-vis de la composition initiale du système.

Partie B : Évolution spontanée d'un système chimique hors d'état d'équilibre

14. Vu les pictogrammes de sécurité : blouse, lunettes, gants, éloigné d'une flamme, d'une étincelle...

15. On mesure $\text{pH} = 2,90$; $\text{pH}_1 = 2,60$ et $\text{pH}_2 = 3,75$

16. Question 4 :

$$n(\text{H}_3\text{O}^+)_{S_1} = n(\text{CH}_3\text{COO}^-)_{S_1} = 5,2 \times 10^{-5} \text{ mol et } n(\text{CH}_3\text{COOH})_{S_1} = 4,0 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

$$\text{Alors } [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{n(\text{H}_3\text{O}^+)}{V_1}$$

$$\text{et } \text{pH}_{S_1} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C^\circ}\right) = -\log\left(\frac{n(\text{H}_3\text{O}^+)}{V_1 C^\circ}\right)$$

$$= -\log\left(\frac{5,2 \times 10^{-5}}{40 \times 10^{-3} \times 1}\right) = 2,89.$$

On retrouve bien la valeur mesurée.

17. Bécher (1) à l'état initial :

$$n_{0,CH_3COOH,(1)} = n_{CH_3COOH \text{ sol } S1} + n_{CH_3COOH \text{ acide acétique } 99\%}$$

$$= n_{CH_3COOH \text{ sol } S1} + \frac{0,99 \times \rho_{\text{acide éthanique}} \times V_2}{M(\text{acide éthanique})}$$

$$n_{0,CH_3COOH,(1)} = 4,0 \times 10^{-3} + \frac{0,99 \times 1,05 \times 0,5}{60,0}$$

$$= 1,3 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$\text{et } [CH_3COOH]_{0,(1)} = \frac{n_{0,CH_3COOH,(1)}}{V_1}$$

$$= \frac{1,2 \times 10^{-2}}{40 \times 10^{-3}} = 3,2 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

(avec $V_{\text{tot}} \approx V_1$)

$$n_{0,CH_3COO^-, (1)} = n_{0,H_3O^+, (1)} = 5,2 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

$$\text{donc } [H_3O^+]_{0,(1)} = [CH_3COO^-]_{0,(1)} = 1,3 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{Alors } Q_{r1,0} = \frac{[CH_3COO^-]_{0,(1)} [H_3O^+]_{0,(1)}}{[CH_3COOH]_{0,(1)} \times C^\circ} = 5,3 \times 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$$

Bécher (2) à l'état initial :

$$[CH_3COOH, (2)]_0 = c_2 = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

(avec $V_{\text{tot}} \approx V_1$)

$$n_{0,H_3O^+, (2)} = 5,2 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

$$\text{donc } [H_3O^+]_{0,(1)} = 1,3 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$n_{0,CH_3COO^-, (2)} = n_{CH_3COO^- \text{ sol } S1} + n_{CH_3COONa \text{ ajouté}}$$

(avec $n_{CH_3COO^- \text{ ajouté}} = n_{CH_3COONa \text{ ajouté}}$)

$$= n_{CH_3COO^- \text{ sol } S1} + \frac{m_{CH_3COONa \text{ ajouté}}}{M_{CH_3COONa}} = 5,2 \times 10^{-5} + \frac{1,0}{82,0}$$

$$= 1,22 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$\text{et } [CH_3COO^-]_{0,(2)} = 3,1 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{Alors } Q_{r2,0} = \frac{[CH_3COO^-]_{0,(2)} [H_3O^+]_{0,(2)}}{[CH_3COOH]_{0,(2)} \times C^\circ} = 1,6 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

18. On a travaillé à T constante donc $K = 1,7 \times 10^{-5}$.

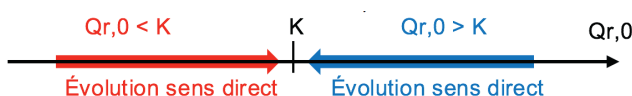
19. Système 1 : on mesure $pH_1 < pH$ donc le système a évolué dans le sens de formation de $[H_3O^+]$.
Donc évolution dans le sens direct.

Système 2 : on mesure $pH_2 > pH$ donc le système a évolué dans le sens de consommation de $[H_3O^+]$.
Donc évolution dans le sens indirect.

20. Pour le système 1 on a $Q_{r1,0} < K$ et pour le système 2 $Q_{r2,0} > K$ vue la question 19 on peut généraliser le lien entre sens d'évolution spontanée d'un système hors d'état d'équilibre et la valeur $Q_{r,0}$. Un système évolution toujours de façon à atteindre son état d'équilibre alors :

- Si $Q_{r,0} < K$: évolution dans le sens direct ;
- Si $Q_{r,0} > K$: évolution dans le sens indirect ;

Schéma résumé :



21. L'analyse de la figure 2 entraîne une diminution du pH et de la teneur en ions carbonates CO_3^{2-} des océans.

22. On observe qu'après dissolution de CO_2 dans l'eau de mer celle-ci voit son pH diminuer, observable par le changement de couleur de l'indicateur coloré.

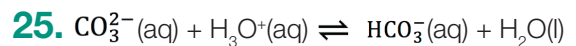
23. Équilibre 1 : $Q_{r,1} = \frac{[CO_2(aq)] \times p^\circ}{C^\circ \times p_{CO_2}}$

Équilibre 2 : $Q_{r,2} = \frac{[H_2CO_3(aq)]}{[CO_2(aq)] \times 1}$

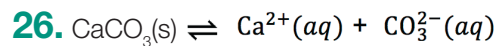
Équilibre 3 : $Q_{r,3} = \frac{[HCO_3^-(aq)] \times [H_3O^+(aq)]}{[H_2CO_3(aq)] \times 1}$

24. Si $CO_2(g)$ augmente alors augmente donc l'équilibre 1 va évoluer dans le sens direct car $Q_{r,1}$ deviendra $< K_1$. $[CO_2(aq)]$ va donc augmenter.

Avec le même raisonnement, l'équilibre 2 évolue dans le sens direct ($Q_{r,2} < K_2$) donc de formation de $[H_2CO_3(aq)]$. Pour finir l'équilibre 3 va aussi évoluer dans le sens direct ($Q_{r,3} < K_3$) dans le sens de formation de $[H_3O^+(aq)]$. Alors le pH va diminuer.



Si $[H_3O^+(aq)]$ augmente alors le quotient de réaction de cet équilibre va diminuer. Le système va donc évoluer dans le sens direct, donc diminution de la teneur en ions carbonates.



27. $Q_{r,4} = \frac{[Ca^{2+}(aq)] \times [CO_3^{2-}(aq)]}{1}$

28. On a vu qu'une augmentation de la teneur en $CO_{2(g)}$ entraîne une diminution de $CO_3^{2-}(aq)$.

Donc le quotient $Q_{r,4}$ va diminuer et $Q_{r,4} < Q_{r,éq4} = K_4$.

L'équilibre va donc évoluer dans le sens direct, celui de la consommation de $CaCO_3(s)$.

La coquille des organismes calcifiés va se consommer. L'organisme devient vulnérable, passera du temps à reformer sa coquille, se reproduira moins...

La plupart des organismes non calcifiés sont très sensibles au pH et l'augmentation du pH des océans peut donc les détruire.