BURHAN

Évolution spontanée d'un système chimique : exercices, entraînement

2ème Année Baccalauréat · Sciences Physiques · Physique-Chimie

Corrigé détaillé en ligne : burhan.ma/2bac/pc/physique-chimie/evolution-spontanee-d-un-systeme-chimique/exercices/entrainement

Chapitre	Palier	Exercices
Évolution spontanée d'un système chimique	Entraînement	7

Exercice 1

Quatre solutions : acide éthanoïque et ammoniac

Au laboratoire, on verse dans un bécher, à l'aide de pipettes jaugées, les quatre solutions du tableau. On admet que chacune ne contient que l'espèce indiquée.

Solution	Espèce apportée	Concentration ( )	Volume ( )

La réaction mise en jeu a pour équation :

Données à : ; .

1.

Écrire l'expression du quotient de réaction associé à cette équation.

INDICE

Toutes les espèces de l'équation sont dissoutes.

2.

Calculer la constante d'équilibre de cette réaction.

INDICE

Pour la réaction d'un acide avec la base d'un autre couple, la constante s'exprime avec les deux pKA.

3.

Calculer les concentrations des quatre espèces dans le mélange, avant toute évolution.

INDICE

Additionner d'abord les quatre volumes.

4.

Calculer le quotient de réaction initial .

INDICE

Remplacer chaque concentration du quotient par sa valeur dans le mélange.

5.

Prévoir le sens d'évolution spontanée du mélange et nommer les espèces formées.

INDICE

Ne pas conclure sur l'abondance des produits : comparer le quotient initial à la constante.

Exercice 2

Ions diamminoargent dans un mélange de trois solutions

On mélange les trois solutions du tableau. On admet que chaque solution ne contient que l'espèce indiquée, avec des ions nitrate spectateurs.

Solution	Espèce	Concentration ( )	Volume ( )
A			
B			
C			

La réaction étudiée est :

de constante à .

1.

Calculer la quantité de matière de chaque espèce apportée par sa solution.

INDICE

Exprimer les volumes en litres avant de multiplier.

2.

En déduire les concentrations des trois espèces dans le mélange.

INDICE

Diviser chaque quantité par le volume du mélange.

3.

Calculer .

INDICE

La concentration de l'ammoniac intervient au carré.

4.

Prévoir le sens d'évolution spontanée et préciser ce qui arrive à l'ammoniac.

INDICE

Comparer le quotient initial à la constante de formation.

Exercice 3

Ions méthanoate et ammonium : deux écritures

On étudie un mélange dont les concentrations, avant toute évolution, sont données dans le tableau.

Espèce				
Concentration ( )				

La réaction est d'abord écrite :

Données à : ; .

1.

Calculer la constante d'équilibre de cette équation.

INDICE

L'acide méthanoïque cède son proton à l'ammoniac.

2.

Calculer pour cette écriture.

INDICE

Les produits de cette écriture sont l'ion méthanoate et l'ion ammonium.

3.

En déduire le sens d'évolution spontanée du mélange.

INDICE

Comparer les deux nombres sans changer d'écriture.

4.

On écrit maintenant l'équation en sens inverse :

Calculer la constante et le quotient initial de cette écriture, puis retrouver le sens d'évolution.

INDICE

Chercher comment le quotient et la constante changent quand on écrit l'équation dans l'autre sens.

5.

Un élève compare à et conclut que l'acide méthanoïque se forme. Expliquer son erreur.

INDICE

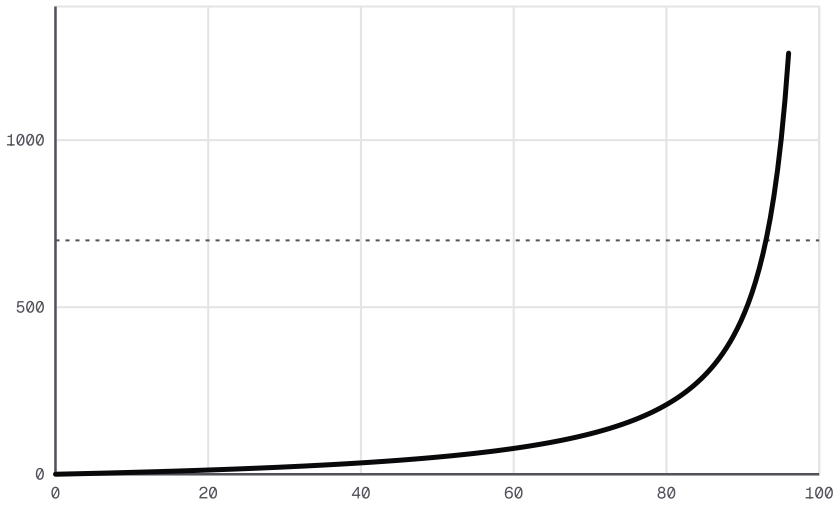
Vérifier si les deux nombres comparés se rapportent à la même écriture.

Exercice 4

Courbe de Qr : formation du triiodure

On prépare d'une solution contenant de diiode et d'ions iodure, sans ions triiodure. La réaction

a pour constante à . Le document représente en fonction de l'avancement , exprimé en , avec la droite d'ordonnée .



Quotient de réaction Qr en fonction de l'avancement x (en micromoles) pour 100,0 mL contenant 0,100 mmol de diiode et 2,00 mmol d'ions iodure ; droite horizontale d'ordonnée K = 7,0 × 10².

1.

Dresser le tableau d'avancement en .

INDICE

Convertir les quantités initiales en micromoles ; un ion triiodure se forme par ion iodure consommé.

2.

Montrer que , avec en .

INDICE

Une quantité en micromoles divisée par le volume du mélange, en litres, donne une concentration en mol par litre après conversion.

3.

Lire sur le document l'avancement final .

INDICE

L'état final est celui où le quotient atteint la constante d'équilibre.

4.

Calculer le taux d'avancement final de la transformation.

INDICE

Comparer l'avancement final à l'avancement maximal fixé par le réactif limitant.

5.

Calculer les concentrations finales, puis dans l'état final, et commenter.

INDICE

Reprendre la dernière ligne du tableau avec l'avancement lu.

Exercice 5

Mesure de pH : acide éthanoïque et ammoniac

On étudie la réaction :

de constante à , avec . Le tableau donne les concentrations d'un mélange juste après sa préparation, et le pH mesuré quand il n'évolue plus.

				pH final

Les concentrations sont exprimées en .

1.

Décrire comment mesurer le pH du mélange de façon fiable.

INDICE

Penser au réglage de l'appareil avant la mesure et au moment où l'on relève la valeur.

2.

Calculer et prévoir le sens d'évolution spontanée.

INDICE

Remplacer les concentrations du tableau dans le quotient de l'équation.

3.

Calculer le rapport ———— avant l'évolution, puis dans l'état final à partir du pH mesuré.

INDICE

La relation entre le pH, le pKA et le rapport des concentrations d'un couple a été vue avec les transformations acido-basiques.

4.

La mesure confirme-t-elle le sens prévu ? Justifier.

INDICE

Se demander si l'ion éthanoate a été formé ou consommé.

Exercice 6

Poudre de fer et ions fer(III) : suivi par absorbance

On introduit de la poudre de fer, en excès, dans d'une solution de chlorure de fer(III) de concentration , qui ne contient pas d'ions fer(II). La réaction est :

Sa constante, à , est de l'ordre de . Un spectrophotomètre, réglé sur une longueur d'onde où seuls les ions fer(III) absorbent, donne leur concentration au cours du temps. Le volume reste constant.

( )			
( )			

1.

Justifier le choix d'une mesure d'absorbance pour suivre cette transformation.

INDICE

Se demander quelle espèce colore la solution et ce que mesure l'appareil.

2.

Écrire l'expression de , donner et le sens d'évolution spontanée.

INDICE

Le fer métallique ne figure pas dans le quotient ; regarder quels ions sont présents au départ.

3.

Dresser le tableau d'avancement en .

INDICE

Calculer d'abord la quantité initiale d'ions fer(III) ; deux ions fer(III) sont consommés quand trois ions fer(II) se forment.

4.

Calculer l'avancement et à .

INDICE

La concentration mesurée donne la quantité restante d'ions fer(III), qui fixe l'avancement.

5.

Calculer de même à .

INDICE

Reprendre la même démarche avec la troisième mesure.

6.

Comment évolue au cours du temps ? Ce résultat est-il cohérent avec le sens prévu ?

INDICE

Ranger les trois valeurs du quotient dans l'ordre chronologique.

Exercice 7

Vérifier le sens de deux mélanges par le pH

On étudie la réaction :

Données à : ; . Le tableau donne la composition de deux mélanges avant évolution, en , et le pH mesuré quand ils n'évoluent plus.

Mélange					pH final

1.

On dispose de quatre solutions, chacune à : méthanoate de sodium, chlorure d'ammonium, acide méthanoïque et ammoniac. Proposer un protocole pour préparer du mélange , puis mesurer son pH.

INDICE

Chaque volume à prélever se déduit de la concentration voulue dans le mélange et du volume de la fiole.

2.

Calculer la constante d'équilibre de la réaction.

INDICE

L'ion ammonium cède ici son proton à l'ion méthanoate.

3.

Calculer du mélange et prévoir son sens d'évolution.

INDICE

Les produits de l'équation sont l'acide méthanoïque et l'ammoniac.

4.

Exploiter le pH mesuré pour : calculer le rapport ———— avant et après l'évolution, puis conclure.

INDICE

Le pH et le pKA du couple de l'acide méthanoïque donnent le rapport final.

5.

Prévoir le sens d'évolution de , puis exploiter son pH final pour le vérifier.

INDICE

Le mélange ne contient au départ aucun produit de l'équation ; le pH donne le rapport des deux formes du couple de l'acide méthanoïque.