

Nom : \_\_\_\_\_ Groupe : \_\_\_\_\_

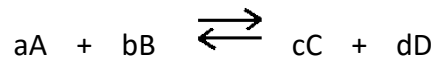
Date : \_\_\_\_\_

**CHIMIE 5<sup>e</sup> secondaire L'ÉQUILIBRE CHIMIQUE**

**L'aspect quantitatif de l'équilibre chimique**

La constante d'équilibre ( $K_c$ ), aussi appelée loi de l'équilibre, est une relation établissant qu'à une température donnée, dans toute réaction chimique élémentaire à l'équilibre, il y a un rapport constant entre la concentration des produits et celle des réactifs, chaque concentration étant élevée à une puissance correspondant au coefficient stœchiométrique.

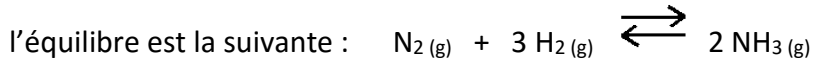
**L'expression de la constante d'équilibre**



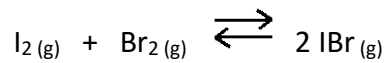
**L'interprétation de la valeur de la constante d'équilibre**

**N.B. :**

Exemple A : Au cours de la synthèse de l'ammoniac en phase gazeuse à 472 °C, on a mesuré 1,207 mol de dihydrogène, 0,402 mol de diazote et 0,0272 mol d'ammoniac à l'équilibre dans un récipient de 10,0 L. Calculez la constante d'équilibre de la synthèse de l'ammoniac à cette température et la constante d'équilibre de la décomposition de l'ammoniac à cette température, sachant que l'équation balancée de cette réaction à l'équilibre est la suivante :



Exemple B : Le diiode et le dibrome réagissent pour former du bromure d'iode. À 250 °C, un mélange à l'équilibre dans un ballon de verre de 2,0 L contient 0,024 mol de diiode et 0,050 mol de dibrome. Quelle est la concentration du bromure d'iode si la valeur de la constante d'équilibre est de 120,33 ?



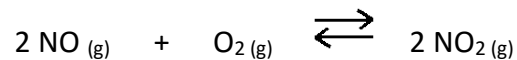
## L'effet de la température sur la valeur de la constante d'équilibre

Les changements de concentrations, de pression ou de volume n'ont aucune influence sur la valeur de la constante d'équilibre. **Seule la température peut faire varier la constante d'équilibre.** C'est pour cette raison qu'il faut toujours préciser la température à laquelle se trouve un système.

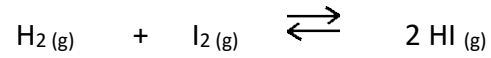
## Le calcul des concentrations à l'équilibre

Pour calculer une constante d'équilibre, nous avons besoin de connaître les concentrations à l'équilibre. Par contre, les concentrations à l'équilibre ne sont pas toujours données. Il faut donc les calculer à l'aide d'un tableau (I-R-E).

Exemple C : À une certaine température, on place 10 mol d'oxyde d'azote et 8 mol de dioxygène dans un récipient de 2 L. Une fois l'équilibre atteint, il ne reste plus que 4 mol de dioxygène. Calculez la constante d'équilibre.



Exemple D : On met 2 mol de dihydrogène et 3 mol de diiode dans un récipient de 1 L. Quelle est la concentration de chaque substance quand la réaction atteint l'équilibre à 1 100 K ? À 1 100 K, la constante d'équilibre de la réaction est de 25.



### **L'équilibre ionique dans les solutions**

L'équilibre ionique dans les solutions est un état d'équilibre qui s'établit entre les concentrations des différents ions après la dissociation d'un composé chimique dans une solution.

## Le calcul de la constante d'ionisation de l'eau

## Le calcul de la constante d'acidité ( $K_a$ )

La formule de Sorensen ( $\text{pH}$  et  $[\text{H}^+]$  ou  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ )

Exemple E : Exprimez sous forme de  $\text{pH}$  la concentration des ions hydronium de  $4,7 \times 10^{-11} \text{ mol/L}$  dans une solution aqueuse. Cette solution est-elle acide, neutre ou basique ?

Exemple F : Exprimez un  $\text{pOH}$  de 3,60 sous forme de concentration des ions hydroxyde.

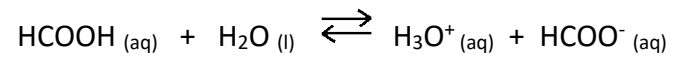
Exemple G : À 25 °C, une solution d'acide chlorhydrique a un pH de 3,20. Quelle est la concentration de chacun des ions de cette solution ?

Constante d'acidité ( $K_a$ )

Exemple H : On sait qu'à 25 °C, une solution d'acide acétique à 1 mol/L se dissocie. À l'équilibre, le pH est de 2,38. Quelle est la valeur de la constante d'acidité de cet acide ? Quel est le pourcentage de dissociation de l'acide ? On sait qu'à 25 °C, une solution d'acide acétique à 1 mol/L se dissocie selon l'équation suivante :

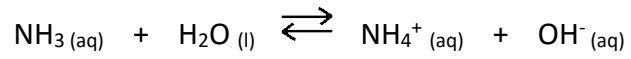


Exemple I : Calculez le pH d'une solution aqueuse d'acide méthanoïque à 0,20 mol/L sachant que la valeur de sa constante d'acidité est de  $1,8 \times 10^{-4}$ . L'équation à l'équilibre de cette réaction est la suivante :



**Le calcul de la constante de basicité ( $K_b$ )**

Exemple J : L'ammoniac ( $\text{NH}_3$ ) se dissout dans l'eau pour former de l'ammoniaque ( $\text{NH}_4\text{OH}$ ). La valeur de la constante de basicité de l'ammoniac, à 25 °C, est de  $1,8 \times 10^{-5}$ . Quel est le pH d'une solution d'ammoniaque à 0,40 mol/L ?



**La constante du produit de solubilité ( $K_{ps}$ )**



Exemple K : La solubilité du carbonate de diargent est de  $3,6 \times 10^{-3}$  g/100 mL de solvant à 25 °C. Calculez la valeur de la constante du produit de solubilité pour le carbonate de diargent.