

PSI2.CHIMIE 3. Semaines de colles 9 à 13 ,du lundi 25 nov au vendredi 20 déc 2024.**La réaction chimique.**

Dans la suite du programme précédent.

Déplacements d'équilibre en étudiant les évolutions comparées de K et de Q lors d'une perturbation , et ce avant la relaxation du système réactionnel :

influence de T : une augmentation de T favorise le sens endothermique ,

influence de P : une augmentation de pression favorise le sens de consommation des moles gazeuses,

influence d'un ajout d'un gaz inerte (attention à un raisonnement trop hâtif) ou non.

Les lois de modération sur T et P doivent être connues mais sont à retrouver dans le cadre du programme.

Notion de rupture d'équilibre : cas où $K(T)=Q_{eq}$ n'a pas de solution ,

évolution ultérieure selon $Q>K$ ou $Q<K$, réaction totale ou nulle.

Cas particulier de la solubilité.

Prise en compte des changements d'état dans la réaction chimique : à température fixée (resp pression fixée) le changement d'état se fait à pression constante (resp à température constante) **et se fait alors à enthalpie libre constante.**

Aspect thermique du changement d'état, définition de la chaleur latente molaire de changement d'état en $J.mol^{-1}$. Signe positif si augmentation du désordre : solide vers liquide ou gaz , liquide vers gaz.

Le changement d'état peut permettre un transfert de chaleur sans différentiel de température (à la différence de la conduction thermique), ce qui limite les facteurs d'irréversibilité. Il est facilement renversible.

Dans les conditions standards ($P=P^\circ$), si le changement d'état se fait à T_f , on a :

$$\Delta_r H^\circ = T_f \cdot \Delta_r S^\circ$$

Utilisation pour compléter les tables fournies.